



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARÁ  
INSTITUTO DE TECNOLOGIA - ITEC

FACULDADE DE ENGENHARIA MECÂNICA - FEM  
LABORATÓRIO DE QUÍMICA ANALÍTICA QUANTITATIVA -  
LQAQ

**RELATÓRIO DE PRÁTICA 7: UTILIZAÇÃO DE  
INDICADORES ÁCIDOS E BASES  
PROF. DR. CARLOS ANTÔNIO NEVES**

ALAN HENRIQUE PEREIRA MIRANDA - 202102140072  
GABRIEL CRUZ DE OLIVEIRA - 202102140055  
PALOMA GAMA DA SILVA - 202102140029  
SILVIO FARIAS LEAL - 202102140035

Belém-PA  
2022

# 1 Introdução

A manipulação de ácidos e bases são parte do cotidiano de um químico, e é importante que o mesmo saiba como identificar a presença de um ácido ou base em uma solução, para que possa tomar as medidas de segurança necessárias. A utilização de indicadores ácidos e bases é uma forma de identificar a presença de um ácido ou base em uma solução, sem a necessidade de realizar uma titulação. Os indicadores ácidos e bases são substâncias que mudam de cor quando expostas a uma solução ácida ou básica, respectivamente. A cor de um indicador ácido ou base é chamada de cor de transição, e é a cor que o indicador apresenta quando exposto a uma solução ácida ou básica. A cor de transição de um indicador ácido ou base é determinada por sua estrutura química, e é uma característica que não pode ser alterada pelo pH da solução.

O objetivo deste relatório é identificar a presença de ácidos e bases em soluções, utilizando indicadores ácidos e bases, e determinar a cor de transição de cada indicador utilizado, seguindo as orientações do material de apoio do professor.

## 2 Objetivos

- Identificar a presença de ácidos e bases em soluções, utilizando indicadores ácidos e bases.
- Determinar a cor de transição de cada indicador utilizado.

### 2.1 Objetivos específicos

Verificar o comportamento de cada indicador ácido e base, quando exposto a soluções ácidas e básicas.

## 3 Materiais

### 3.1 Materiais

Os materiais utilizados para a realização desta prática foram:

Material	Quantidade
Solução de NaOH 0,1 mol/L	10 mL
Solução de HCl 0,1 mol/L	10 mL
Solução de CH <sub>3</sub> COOH 0,1 mol/L	10 mL
Solução de NH <sub>4</sub> OH 0,1 mol/L	10 mL
Indicador ácido: Fenolftaleína	0,15 mL
Indicador universal: Azul de bromotimol	0,15 mL
Indicador universal: Alaranjado de metila	0,15 mL
Indicador universal: Papeis de tornassol azul e vermelho	3 pedaços/amostra
Água Sanitária	10 mL
Detergente	10 mL
Suco de limão	10 mL
Suco de Uva	10 mL

Tabela 1: Materiais utilizados neste relatório

E a seguinte bancada de trabalho:



Figura 1: Bancada de trabalho utilizada para a realização desta prática

Os materiais de bancada de trabalho utilizados para a realização desta prática foram compostos por:

1. **10 Tubos de Ensaio** - Utilizados para o preparo das soluções e testes dos indicadores.
2. **1 Espátula** - Utilizada para a retirada de amostras das soluções.
3. **1 pipeta de 25 mL** - Utilizada para a retirada de amostras das soluções.
4. **2 Beckers de 100 mL** - Utilizados para o preparo das soluções.
5. **2 Becker de 50 mL** - Utilizado para o preparo das soluções.
6. **Estante para tubos de ensaio** - Utilizada para a organização dos tubos de ensaio.
7. **Funil de vidro** - Utilizado para o preparo das soluções.
8. **Bureta de vidro** - Utilizada para o preparo das soluções.

### 3.1.1 Indicadores

Muitas substâncias apresentam cores características em determinadas condições, e este é o caso dos indicadores de pH. A exemplo dos indicadores ácidos, estes liberam íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ ) em solução aquosa, e, portanto, apresentam cores características em soluções ácidas. Os indicadores ácidos mais comuns são a fenolftaleína e o bromotimol. A fenolftaleína apresenta uma coloração rosa em soluções ácidas e uma coloração incolor em soluções básicas. O bromotimol

apresenta uma coloração amarela em soluções ácidas e uma coloração azul em soluções básicas. Os indicadores ácidos são muito utilizados em laboratórios de química, pois são baratos e fáceis de se obter. Além disso, são muito estáveis e apresentam uma boa faixa de pH de coloração. Portanto, os indicadores ácidos apresentam cores características em soluções ácidas. O mesmo ocorre com indicadores básicos e indicadores universais, pois tais compostos irão apresentar cores diferentes em soluções ácidas e básicas. Com tudo a depender das concentrações dos íons de ( $H^+$ ) e de ( $OH^-$ ) na solução.

### 3.2 Métodos

A experimentação foi realizada seguindo conforme o especificado a seguir:

#### 3.2.1 Experimento 1: Testes dos Indicadores de pH

Para a realização do experimento 1, foram preparados os tubos de ensaio, cada tubo foi identificado seguindo a numeração de 1 a 8, preparado com suas respectivas soluções para a realização dos testes.



Figura 2: Tubos de ensaio utilizados para a realização do experimento 1

Em suma, os tubos de ensaio foram preparados e testados com os indicadores, seguindo a tabela a seguir, cada experimentação será descrita detalhadamente posteriormente.

Tubo	Solução	Indicador	Cor Apresentada
1	Solução de NaOH 0,1 mol/L	Papel Tornassol - Azul	Cristalino azulado
2	Solução de HCl 0,1 mol/L	Papel Tornassol - Azul	Cristalino azulado
3	Solução de CH <sub>3</sub> COOH 0,1 mol/L	Alaranjado de Metila	Alaranjado
4	Solução de NH <sub>4</sub> OH 0,1 mol/L	Alaranjado de Metila	Amarelo
5	Solução de HCl 0,1 mol/L	Fenolftaleína	Branco
6	Solução de NaOH 0,1 mol/L	Fenolftaleína	Rosa / Magenta
7	Solução de CH <sub>3</sub> COOH 0,1 mol/L	Azul de Bromotimol	Amarelo
8	Solução de NH <sub>4</sub> OH 0,1 mol/L	Azul de Bromotimol	Azul

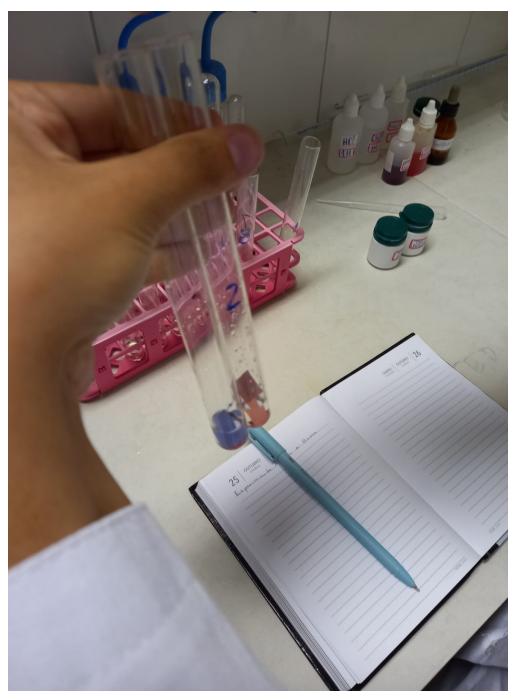
Tabela 2: Tabela de experimento 1

O primeiro tubo foi preparado com a solução de NaOH 0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, o papel de tornassol azul, o qual apresentou uma cor cristalina azulada.

O segundo tubo foi preparado com a solução de HCl 0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, o papel de tornassol vermelho, o qual apresentou uma cor cristalina azulada, os comportamentos dos tubos 1 e 2 podem ser visualizados conforme a figura a seguir:



(a) Teste do indicador de pH com as soluções de NaOH e HCl de 0,1 mol/L



(b) Teste com as soluções com a adição dos papéis azul e vermelho em ambos os tubos.

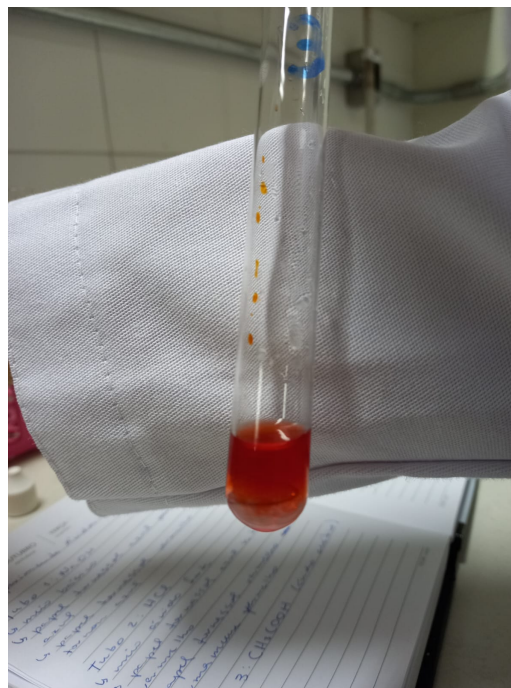
Figura 3: Teste do indicador de pH, o papel de tornassol azul e vermelho, nos tubos 1 e 2

O papel tornassol é muito utilizado em avaliações qualitativas de pH, é conhecido que seu comportamento é de tornar-se vermelho em soluções com pH abaixo de 4,7 e azul em soluções com pH acima de 8,3. Foi observado que, quando um papel azul é exposto à uma solução ácida, este se torna vermelho, e quando exposto à uma solução básica, nada acontece, e quando um papel vermelho é exposto em uma solução básica, este torna-se azul, mas quando exposto à solução ácida, nada acontece.

O terceiro tubo foi preparado com a solução de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, o alaranjado de metila, o qual apresentou uma cor alaranjada.



(a) Teste do indicador de pH com a solução de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de 0,1 mol/L

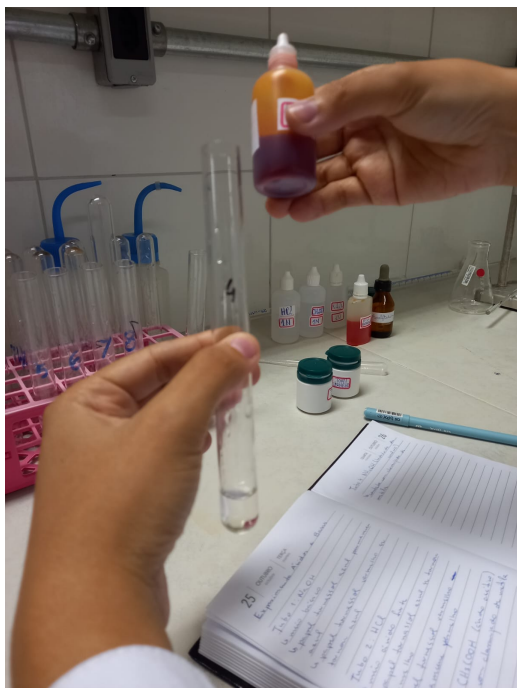


(b) A coloração apresentada pelo indicador foi alaranjada.

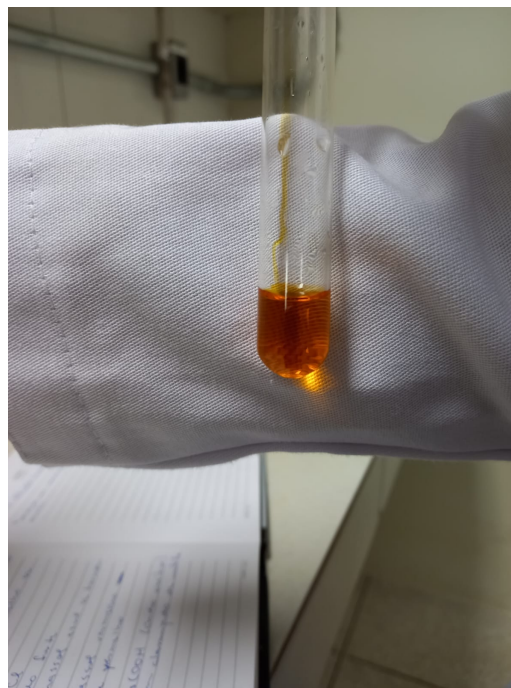
O alaranjado de metila é um indicador para ácidos, em que sua coloração varia desde um vermelho intenso para pHs abaixo de 3,1 e amarelo para pHs superiores a 4,4. Logo, ao comparar sua tabela de cores com a coloração obtida no experimento realizado com o ácido acético, podemos observar que o pH apresentado pela solução está abaixo de 4,4, mas mais próximo do limite superior (4,4), do que do limite inferior (3,1) de coloração da solução pelo indicador.



O quarto tubo foi preparado com a solução de  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, o alaranjado de metila, o qual apresentou uma cor branca.



(a) Teste do indicador de pH com a solução de  $\text{NH}_4\text{OH}$  de 0,1 mol/L



(b) A coloração apresentada pelo indicador foi uma tonalidade amarela.

Neste experimento, foi realizado o teste do hidróxido de amônio. Como exemplificado no ensaio do tubo 3, o alaranjado de metila apresenta variação de cores até pH 4,4, após este limite, o mesmo apresenta uma coloração amarelada por padrão. Tal comportamento foi observado neste experimento, sendo apenas possível determinar que o pH desta solução é superior a 4,4.

Neste caso em específico, é fato conhecido que o hidróxido de amônio é um composto químico com forte caráter básico, e portanto, o indicador alaranjado de metila não é um bom indicador para o estudo de pH da solução em questão.

O quinto tubo foi preparado com a solução de HCl 0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, a fenolftaleína, o qual apresentou uma cor rosa.



(a) Teste do indicador de pH com a solução de HCl de 0,1 mol/L



(b) A coloração apresentada pelo indicador foi branca.

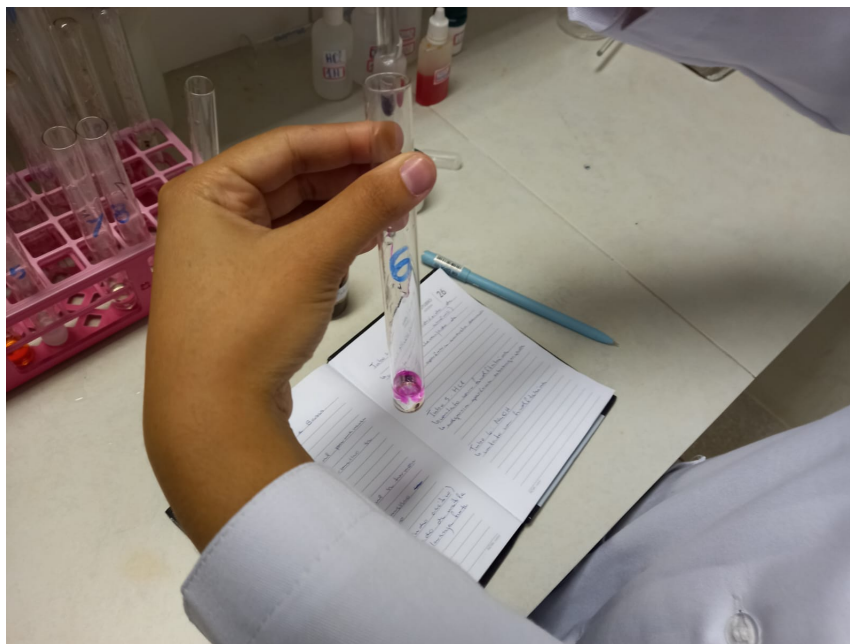
Neste ensaio, os testes foram realizados com o indicador fenolftaleína, este indicador é utilizado para a detecção de bases, apresentando tonalidade roxa / magenta para pHs a cima de 10, tonalidade rosa para pHs entre 8 e 10, e branco / incolor para pHs abaixo de 8.

Neste experimento, foi utilizado o ácido clorídrico, e no teste, a tonalidade apresentada foi um turvo esbranquiçado. Esperava-se que a solução demonstrasse um aspecto incolor, porém, os motivos desta ter adquirido a tonalidade branca ao invés de ser incolor não foram bem compreendidos.

A fenolftaleína é um indicador para bases, uma vez que sua sensibilidade ao pH da solução é relativa a valores superiores a 8, portanto, este indicador não é o mais adequado para testes com soluções de caráter ácido.



O sexto tubo foi preparado com a solução de NaOH 0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, a fenolftaleína, o qual apresentou uma solução incolor.



(a) Teste do indicador de pH com a solução de NaOH de 0,1 mol/L



(b) A coloração apresentada pelo indicador foi rosa magenta.

Este ensaio foi preparado com uma solução de hidróxido de sódio e testado com fenolftaleína, portanto, ao entrar em contato com uma base forte, o indicador mudou a sua coloração para uma tonalidade magenta.

Com a visualização da cor, foi possível determinar que o pH apresentado por esta solução é superior a 10.

O sétimo tubo foi preparado com a solução de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, o azul de bromotimol, o qual apresentou uma cor amarelada.



(a) Teste do indicador de pH com a solução de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de 0,1 mol/L



(b) A coloração apresentada pelo indicador foi amarela.

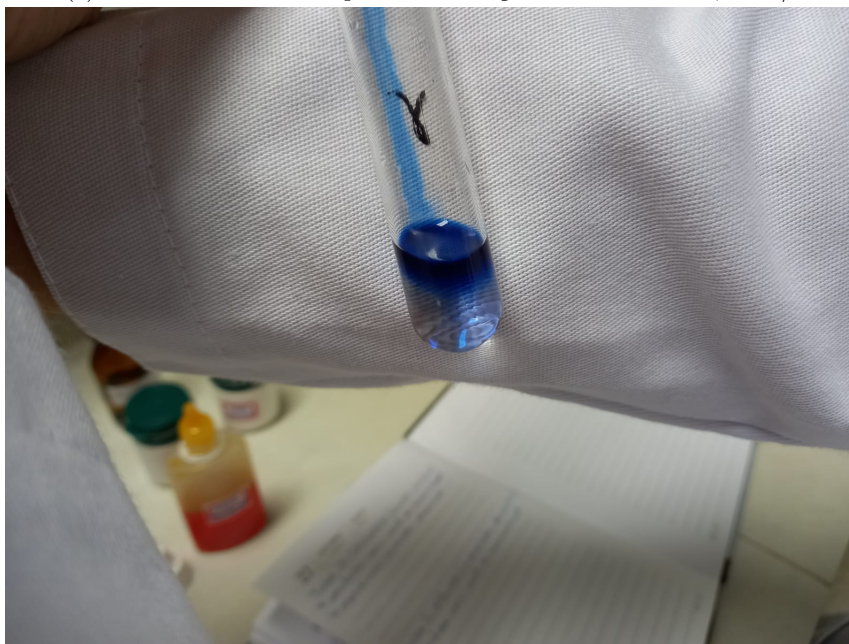
Neste ensaio, houve o teste do indicador Azul Bromotimol com uma solução de ácido acético, sendo este indicador, tratado como um indicador universal para a identificação de soluções de caráter ácido, básico ou neutro, sendo que, para soluções ácidas, o mesmo apresenta coloração amarelada, em soluções básicas, a cor apresentada é azul, e em soluções de pH neutro, a cor apresentada é verde.

Como observado no experimento, ao entrar em contato com o ácido acético, o azul bromotimol adquiriu coloração amarela, e sendo assim, classificado como uma solução ácida.

O oitavo tubo foi preparado com a solução de  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,1 mol/L, e foi testado com o indicador de pH, o azul de bromotimol, o qual apresentou uma cor amarela.



(a) Teste do indicador de pH com a solução de  $\text{NH}_4\text{OH}$  de 0,1 mol/L



(b) A coloração apresentada pelo indicador foi azul.

Este foi mais um experimento utilizando o azul bromotimol como indicador para pH da solução. A solução em questão é o hidróxido de amônio, onde esta foi preparada no tubo de ensaio 8.

Como comentado no texto do tubo de ensaio 7, o azul bromotimol apresenta a tonalidade azul quando em contato com bases, e tal comportamento foi confirmado com a experimentação, onde a solução apresentou uma forte tonalidade azul.

### 3.2.2 Experimento 2: Comportamento de Produtos Comerciais em Presença de Indicadores

Para a realização deste experimento, foi necessário obter alguns materiais para exemplo, dentre os quais, foram reunidos: Detergente, Água Sanitária, Suco de Limão, Suco de Uva e Água da Torneira.



Figura 4: Bancada com os materiais do segundo experimento

### 3.2.3 Água de torneira

A água que chega às nossas torneiras e abastece nossas cidades vem de reservatórios de água doce na superfície ou no subsolo, conhecidos como nascentes. No entanto, a maioria dessas nascentes acaba ficando imprópria para consumo devido ao tratamento de esgoto e efluentes industriais, poluentes, falta de planejamento e desmatamento.

Assim, antes de chegar à nossa casa, a água da nascente percorre longas distâncias e passa por uma série de tratamentos, pronta para beber. Esses tratamentos e adequações às normas vigentes são realizados em estações de tratamento de água (ETAs), que envolvem o controle e a correção do pH.

Os principais componentes da água comum tratada e utilizada em atividades domésticas são: alumínio, bário, cloro, ferro, fluoreto, nitratos, sódio, sulfato, entre outros. A água de torneira costuma possuir pH neutro, abaixo disso é considerado ácido já pH acima de 7 é básico ou alcalino. Por meio de nossa experiência praticada em laboratório, foi realizada a medida de pH com o uso de uma tira universal em contato com água retirada da torneira no momento da realização da atividade, e desse modo, verificamos que através da comparação entre as cores da tira utilizada e a tabela de pH, foi constatado que a água estava neutra com pH igual a 7.



### 3.2.4 Detergente

Os detergentes são substâncias orgânicas formadas sinteticamente (em laboratório) cuja principal característica é a capacidade de facilitar a limpeza através de sua ação emulsificante, ou seja, a capacidade de facilitar a dissolução de substâncias. Os detergentes mais comuns são aqueles que contêm sulfonatos em sua estrutura, os reagentes utilizados na produção de tais detergentes são ácidos sulfônicos e quaisquer bases inorgânicas. Os detergentes neutros são os mais populares e conhecidos no mercado, são recomendados para limpeza do dia a dia e é ideal para remoção de sujidades mais leves ou então menores volumes de sujeiras. Os detergentes alcalinos possuem pH superior a 7 (em uma escala de 0 a 14). Eles removem todo tipo de sujeira, exceto as de origem mineral. Os detergentes neutros possuem pH próximo de 7, no ponto de equilíbrio entre acidez e alcalinidade.

Na experiência praticada em laboratório, foi realizada a medida de pH com o uso de uma tira universal em contato com o detergente comum utilizado na lavagem de louças, e que em razão do seu uso ser em contato direto com a pele durante a limpeza, possui pH com valor igual a 7. Desse modo, verificamos através da comparação entre as cores da tira utilizada e a tabela de pH, a confirmação que a substância estava neutra com pH igual a 7.

### 3.2.5 Água Sanitária

A solução de hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ), popularmente conhecida como água sanitária, é comumente utilizada na higienização de ambientes, pois, quando diluída em água, forma o ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ), eficaz contra os microrganismos patogênicos. O composto químico Hipoclorito de sódio, de fórmula  $\text{NaClO}$ , é usado como desinfetante e como agente alvejante. A água sanitária é produzida pela reação de cloro com hidróxido de sódio, o cloro é borbulhado em um recipiente e, ao mesmo tempo, se introduz vagarosamente uma solução alcalina de hidróxido de sódio (soda cáustica). A reação entre os componentes dessa mistura dá origem ao hipoclorito. O hipoclorito é um forte agente oxidante, usado em ambientes domésticos para eliminar vírus e bactérias, uma vez que estes são extremamente sensíveis à oxidação. Alvejantes se tornam eficientes para esterilizar a superfície das cozinhas, roupa suja, pias e banheiros.

Durante nossa experiência realizada em laboratório, foi feita a medida de pH com o uso de uma tira universal em contato com a água sanitária, no entanto, o cloro ativo presente na substância deteriorou os extratos de plantas contidos na fita universal e, dessa forma, se tornando esbranquiçado, perdendo gradativamente sua coloração. Logo não foi possível fazer a medição correta do pH da água sanitária.

### 3.2.6 Suco de limão

O ácido cítrico presente no limão é um ácido orgânico tricarboxílico que está em grande parte das frutas, em especial nas ácidas e ele representa de 5 a 7% da fruta. A molécula de ácido cítrico tem uma cadeia curta de 3 carbonos, comprimida por 3 volumosos grupos carboxila ( $-\text{COOH}$ ), logo, trata-se de um ácido tricarboxílico. Algumas de suas propriedades são: fixação de cátions como cálcio, ferro, potássio e magnésio, agente de estabilização do pH de meios aquosos, sendo ele o principal agente de alcalinização do metabolismo orgânico de homens e animais, entre outros. Dessa forma, cumpre papel importante na estabilização do pH dos líquidos corporais, na eletroquímica (comunicação celular) do cérebro e de todo o organismo, no sistema de formação e manutenção óssea, na respiração celular e em toda a geração de energia da vida humana.





Figura 5: Escala de pH

Na experiência praticada em laboratório, foi realizada a medida de pH com o uso de uma tira universal em contato com o suco de limão artificial. Em pouco tempo após o contato entre a tira e a substância, foi observada a coloração correspondente a sua acidez. Desse modo, verificamos através da comparação entre as cores da tira utilizada e a tabela de pH, a confirmação que a substância estava ácida com pH igual a 2.

### 3.2.7 Suco de uva

A uva é formada por compostos químicos representados principalmente por ésteres, terpenos, álcoois, ácidos, aldeídos e cetonas (carbonílicos), além de fonte de vitamina C. Tanto os taninos quanto o resveratrol são substâncias encontradas na casca das uvas e também de algumas outras frutas, que servem para protegê-las, naturalmente, contra pragas, fungos e insetos. Mas a uva possui uma grande quantidade de polifenóis, incluindo resveratrol, ácidos fenólicos, antocianinas e flavonóides, que são compostos antioxidantes. Todas essas substâncias estão presentes no suco de uva integral, que é produzido com a fruta inteira, incluindo cascas e sementes. Porém, alguns produtos conhecidos como néctar não têm a mesma composição. Normalmente, contam com adição de outros ingredientes (como suco de maçã, soja e açúcar) e podem conter aditivos químicos, como conservantes, corantes e flavorizantes.

O suco de uva possui pH entre 3 e 4, logo, levemente ácido. No entanto, sua visualização é dificultada em razão de sua cor se sobrepôr a cor dos indicadores. A nossa experiência demonstrou esse fato já que durante a realização da medida de pH com o uso de uma tira universal em contato com o suco, não foi possível observar a coloração correspondente na tabela de pH, já que a tonalidade da substância prejudicou a pigmentação da tira universal, desse modo, nesse caso não foi possível obter uma resposta com relação ao pH do suco de uva usado no experimento.

### 3.2.8 Conclusão

Foi possível preparar o experimento químico verificando o valor de pH de diferentes substâncias, seguindo os procedimentos de segurança conforme os parâmetros recomendados. A equipe obteve boa experiência prática e técnica, registrando, anotando e realizando observações sobre cada etapa do experimento. Obtivemos amplo aprendizado a cerca dos diferentes modos de verificação de pH, assim como, as características de diferentes substâncias e suas relações de

acidez ou basicidade.

## Referências

- [1] SPLABOR. O que é um papel de tornassol e para que serve?, 4 2022.
- [2] Prof. César Lisboa. Video aula 2: Comportamento da fenolftaleína e do alaranjado metila, 2015.
- [3] Roseli Almeida. Experimento com alaranjado de metila - meios (ácidos e básicos), 2022.
- [4] F. Maia. Alaranjado de metila, 2022.
- [5] Jim Clark. Acid base indicators, 2002.
- [6] Supelco. Sal de sódio de azul de bromotimol indicador hidrossolúvel acs, 9 2021.