

Participantes: Gabriel, Luis Artur, Pedro Lucas, Guilherme Henrique Daroz, Luiz Henrique

Identificação de substâncias ácidas e básicas

Introdução

O pH (potencial hidrogeniônico) corresponde a concentração de íons H^+ de uma solução. Ele é medido em uma escala que varia de 0 a 14, sendo as substâncias que estão entre 0-7 de pH consideradas ácidas, as substâncias iguais ou próximas à 7 consideradas neutras, e as que tem o número maior que 7 consideradas base.

A identificação do pH de uma solução pode ser feita através de indicadores ácido-base. Estes indicadores são ácidos ou bases fracas de uma certa cor, que entram em equilíbrio com sua base ou ácido conjugado de cor diferente. Ao entrarem em contato com uma solução, é gerado um deslocamento neste equilíbrio, e, por fim, o resultado é a mudança de cor na solução dependendo de seu pH.

Se o indicador de pH for composto de um ácido fraco em equilíbrio com sua base conjugada e entrar em contato com uma solução ácida, a reação aumentará a quantidade dos íons H^+ no meio. Essa quantidade de íons é diminuída através de uma reação com a base conjugada, deslocando o sentido do equilíbrio para a esquerda para formar o ácido fraco, ficando com a cor A.

Por outro lado, se o indicador entrar em contato com um meio básico, os íons OH^- (contrário da abundância de íons H^+ em uma solução) da solução básica reagirão com os íons H^+ do indicador, diminuindo a concentração deles no meio. Assim, a fim de produzir mais íons H^+ , o equilíbrio químico deslocar-se-á para a direita, no sentido de formação desses íons, mudando para a cor B.

Objetivo

Identificar a basicidade, acidez ou neutralidade de soluções químicas com base na cor causada por meio de indicadores de pH.

Materiais e reagentes:

Espátula
Fenolftaleína
Azul de bromotimol
Hidróxido de sódio
Ácido clorídrico
Água destilada
Béquer
Bastão

Procedimento experimental

Pegar a quantidade de uma espátula do hidróxido de sódio e dissolver na água destilada com o auxílio de um béquer e bastão.

Pegar a quantidade de uma espátula do ácido clorídrico e dissolver na água destilada com o auxílio de outro béquer e outro bastão.

Participantes: Gabriel, Luis Artur, Pedro Lucas, Guilherme Henrique Daroz, Luiz Henrique

Pegar 20 mL de cada solução, separadamente, e transferir cada uma para um béquer.

Com uma piceta faça a diluição dos líquidos preparados.

Em seguida transferir uma quantidade de cada solução para um béquer.

Colocar algumas gotas dos dois indicadores disponíveis para cada solução.

Observar e anotar as mudanças de cor.

Elaborar uma tabela com os resultados.

Resultados e discussões

Soluções	Fenolftaleína	Azul de bromotimol	Papel de tornassol azul	Papel de tornassol vermelho	Classificação da substâncias Ácido ou Base
Solução 1	Rosa	-----	Não usado	Não usado	Base
Solução 1	-----	Azul-escuro	Não usado	Não usado	-----
Solução 2	Transparente	-----	Não usado	Não usado	Ácido
Solução 2	-----	Amarelo	Não usado	Não usado	-----

Conclusão

No primeiro teste, foi diluído em água destilada uma porção de hidróxido de sódio, e, com a adição de fenolftaleína, foi possível observar uma coloração rosa na solução. Isso ocorreu pois como o hidróxido de sódio libera altas quantidades de íons OH^- na água, a fenolftaleína reage com íons H_3O^+ na solução básica, deslocando o equilíbrio iônico do indicador. Assim, esta reposição dos íons é deslocada para a direita (sentido da formação base), e o sistema adquire a cor rosa.

No segundo teste, foi também diluído em água destilada uma porção de hidróxido de sódio, e, com a adição de azul de bromotimol, foi possível observar uma coloração azul-escuro na solução. Isso ocorreu pois como o hidróxido de sódio libera altas quantidades de íons OH^- na água, o azul de bromotimol reage com íons H_3O^+ na solução básica, deslocando o equilíbrio iônico da solução. Assim, esta reposição dos íons é deslocada para a direita (sentido da formação base), e o sistema adquire a cor azul-escuro.

Participantes: Gabriel, Luis Artur, Pedro Lucas, Guilherme Henrique Daroz, Luiz Henrique

No terceiro teste, foi diluído em água destilada uma porção de ácido clorídrico, e, com a adição de fenolftaleína, foi possível observar uma coloração transparente na solução. Isso ocorreu pois como o ácido clorídrico libera altas quantidades de íons H^+ na água, a fenolftaleína reage com íons H_3O^+ na solução básica, deslocando o equilíbrio iônico, que tende para o sentido ácido, ficando com a coloração transparente.

No último teste, foi também diluído em água destilada uma porção de ácido clorídrico, e, com a adição de azul de bromotimol, foi possível observar uma coloração amarela na solução. Isso ocorreu pois como o ácido clorídrico libera altas quantidades de íons H^+ na água, o azul de bromotimol reage com íons H_3O^+ na solução básica, deslocando o equilíbrio iônico, que tende para o sentido ácido, ficando com a coloração amarela.

Com base nestas observações, conclui-se que a fenolftaleína reage com a coloração rosa para soluções de caráter base e não demonstra coloração observável (transparente) com soluções ácidas. Já o azul de bromotimol reage com a coloração azul-escura para soluções base, e uma coloração amarela para soluções ácidas.

Referências bibliográficas

<https://www.todamateria.com.br/o-que-e-ph/>

<https://www.manualdaquimica.com/fisico-quimica/indicadores-acido-base.htm>

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/principio-le-chatelier.htm>

<https://www.portalsaofrancisco.com.br/quimica/fenolftaleina#:~:text=Como%20um%20indicador%20de%20base,indicador%20espec%C3%ADfico%20fica%20quase%20rosa.>

<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/indicadores-acido-base.htm>

<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/voce-sabe-que-significa-ph-.htm#:~:text=O%20pH%20%C3%A9%20uma%20caracter%C3%ADstica,a%20concentra%C3%A7%C3%A3o%20de%20%C3%ADons%20OH%2D.>

<https://www.manualdaquimica.com/fisico-quimica/conceito-ph.htm>

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/indicadores>

[ph.htm#:~:text=Exemplo%3A%20se%20adicionarmos%20solu%C3%A7%C3%A3o%20de,rosa%20cl](https://brasilecola.uol.com.br/quimica/indicadores)

[aro%20a%20rosa%20escuro\).](https://brasilecola.uol.com.br/quimica/indicadores)