

RELATÓRIO DA ACTIVIDADE LABORATORIAL

ACTIVIDADE LABORATORIAL

2.1 – Ácido ou base: uma classificação de alguns materiais. Factores que afectam o pH de uma água

OBJECTIVO

Classificar uma solução aquosa como ácida, neutra ou alcalina a partir da medição do pH ou do uso de indicadores. Verificar a influência da temperatura no pH da água.

INTRODUÇÃO

O pH é o potencial de Hidrogénio, é uma função logarítmica da concentração do ião hidrogénio. Sendo que quanto maior for a concentração de iões H^+ , menor será o pH da solução. Os indicadores podem apresentar-se segundo dois grandes tipos, os indicadores universais e os indicadores ácido-base. Sendo que os indicadores universais são aqueles que nos permitem concluir acerca do valor de pH de uma determinada solução. No entanto, os indicadores ácido-base permitem-nos apenas classificar a solução como ácida ou alcalina, não sendo possível atribuir um valor numérico ao pH da solução.

O carácter químico de uma solução pode ser avaliado qualitativamente através do uso de indicadores ácido-base. Estes indicadores quando adicionados à solução aquosa adquirem uma cor que depende do pH da mesma. Este fenómeno acontece devido ao facto de os indicadores de pH se ligarem aos iões H^+ ou OH^- . Cada indicador apresenta ainda uma zona de viragem. Entenda-se por zona de viragem os valores de pH nos quais nenhuma das formas do indicador predomina em relação à outra e portanto não é possível fazer uma avaliação rigorosa da cor. Este intervalo pode variar ligeiramente dependendo da concentração do indicador e da temperatura a que se processa a determinação do pH. Existem vários tipos de

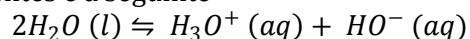
indicadores como o alaranjado de metilo, o verde de bromocresol, o vermelho de metilo, tornesol, azul de bromotimol e a fenolftaleína. Estes podem ainda aparecer em forma de solução ou impregnados em papel.

É importante seleccionar os indicadores de pH em função da sua zona de viragem. Pois quando se recorre a indicadores que nos permitem apenas análises qualitativas é necessário recorrer a diferentes indicadores, pois só assim e após um cruzamento dos resultados obtido chegaram a um valor que se aproxime do pH real da amostra estudada.

No entanto estes indicadores permitem apenas determinar um intervalo onde o pH daquela solução se encontra, o que não nos permite retirar conclusões quantitativas.

Deste modo, o carácter químico de uma solução também pode ser avaliado quantitativamente através da utilização de um medidor electrónico de pH ou de outros sensores de função análoga. Após a medição do valor de pH é possível classificar a solução como ácida ($pH < 7$), neutra ($pH = 7$) ou básica ($pH > 7$), apresentando assim características diferentes. As soluções ácidas têm por norma um sabor azedo, avermelham com a tintura azul de tornesol, reagem com alguns metais corroendo-os e conduzem a corrente eléctrica. Por outro lado as soluções básicas têm sabor amargo, são untuosas ao tacto, conduzem a corrente eléctrica e tornam carmim a solução de fenolftaleína.

O nosso objecto de estudo para esta actividade será diferentes amostras de água. O objectivo será estudar, não só o pH da amostra, mas também a sua variação com temperatura, com base no equilíbrio e prever-se-á o sentido do deslocamento deste mesmo equilíbrio com base na lei de Le Châtelier. A equação química que permite relacionar a variação de pH de uma amostra de água em função das espécies presentes é a seguinte



Assim, de acordo com esta lei, quando se alteram as condições da reacção que se encontra em equilíbrio, esta irá evoluir no sentido de



contrariar essas perturbações. A reacção de auto-ionização da água é uma reacção endotérmica, logo o aumento da temperatura desloca a reacção preferencialmente no sentido directo, do mesmo modo que ao diminuir a temperatura, a reacção ocorre no sentido

inverso. Desta forma o pH da água diminui com o aumento da temperatura.

Para além da temperatura o pH da água pode ser afectado pela presença de CO₂, pelo facto deste provocar a acidificação da água. A constituição da própria água também influencia o pH.

MATERIAL E REAGENTES












Material

Material	Incerteza	Alcance
Sensor de pH	±0,1	14,0
Sensor de pH de Bancada	±0,01	14,00
Termómetro	±0,5°C	110,0°C
Placa de Aquecimento		
Placa de Microanálise		
Tubos de Ensaio		
Gobelés		

Reagentes e Indicadores

- Diferentes Águas Engarrafadas
- Soluções Tampão

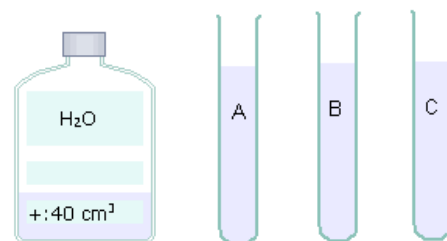
Indicadores

Indicador	Fórmula Química	Cor da Forma ácida	Cor da Forma Alcalina	Zona de Viragem	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Frases S e R
Alaranjado de Metilo	$C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$	Vermelho Forte 	Azul Forte 	3,1 – 4,4	327,33	-
Verde de Bromocresol	$C_{21}H_{14}Br_4O_5S$	Amarelo 	Azul Forte 	3,8 – 5,4	698,05	R: 36, 37, 38 S: 26-36
Vermelho de Metilo	$C_{15}H_{15}N_3O_2$	Vermelho Escuro 	Amarelo 	4,4 – 6,2	269,299	R: 20, 21, 22, 36, 37, 38, 40
Tornesol	-	Vermelho Claro 	Azul Claro 	5,0 – 8,0	-	-
Azul de Bromotimol	$C_{27}H_{28}Br_2O_5S$	Amarelo 	Azul Forte 	6,0 – 7,6	624,35	-
Fenolftaleína	$C_{20}H_{14}O_4$	Incolor	Carmim 	8,3 – 10,0	318,323	R: 36-38 S: 26

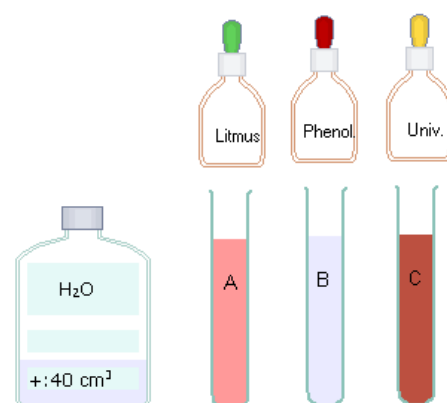


PROCEDIMENTO COM ESQUEMA DE MONTAGEM

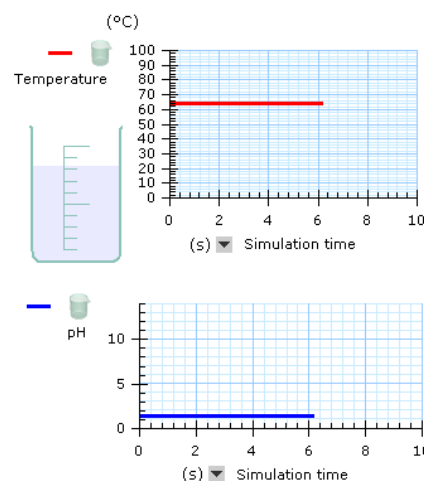
1. Colocar 3 tubos de ensaio sobre uma folha de papel branca e adicionar o mesmo volume de água a cada um deles.



2. Adicionar a cada um dos tubos, um dos 3 indicadores diferentes.
3. Registrar a cor final da amostra.



4. Colocar o mesmo volume de água num gobelé e introduzir o sensor de pH e um termómetro.
5. Antes de registar qualquer valor de pH é necessário proceder à calibração desses instrumentos de medida recorrendo pelo menos a duas soluções tampão com pH diferente.
6. Registrar o valor de pH obtido, assim como o valor de temperatura a que foi realizado o ensaio.
7. Repetir os passos 4 e 5, para diferentes temperaturas.

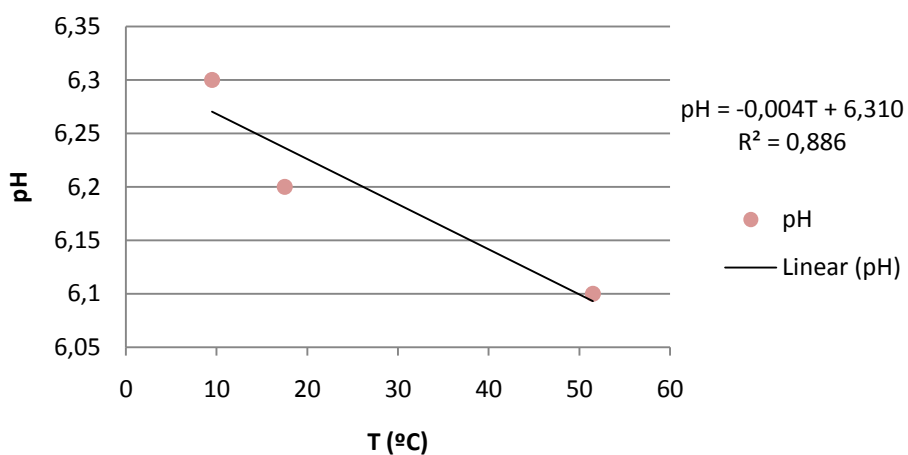


RESULTADOS EXPERIMENTAIS

Águas		A	B	C	D
Indicador	Tornesol	Violeta	Azul	Roxo	Azul Roxeado
	Universal	7	7	8	6
	Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Carmim	Incolor
pH	Bancada	6,09	5,76	10,08	5,44
	Sensor	6,3	6,0	10,0	6,4
T (°C)		17,5	17,5	17,5	15,6
Classificação da água		Ácida	Ácida	Básica	Ácida
pH		6,3			
T (°C)		9,5			
pH		51,5			
T (°C)		6,1			
Classificação da água		Ácida			
pH Rotulado na Garrafa		6,17 a 20°C	5,8 a 18°C	9,47	5,8
Origem		Serra da Estrela	Serra do Gerês	Caldas de Monchique	Sintra
Nome da Água		Água Mineral Auchan	Água Mineral Fastio	Água Mineral Monchique	Água Destilada

CÁLCULOS E TRATAMENTO DE RESULTADOS

pH em função da T(°C)



CONCLUSÃO E AVALIAÇÃO CRÍTICA

Os indicadores ácido-base permitem-nos apenas tirar conclusões acerca da alcalinidade ou da acidez das águas estudadas, não permitindo quantificar o valor de pH. Este tipo de indicadores apresentam-se como um método rápido e económico de classificar soluções, nomeadamente águas quanto ao pH, no entanto, não nos permite obter o valor real do pH da solução.

Foram também utilizados indicadores universais. Este tipo de indicadores permitem-nos determinar o valor do pH. No entanto, este valor depende sempre da leitura do utilizador, sendo desaconselhado a pessoas daltónicas. É portanto um valor relativo, pois a própria percepção das cores varia de pessoa para pessoa. Para determinar com mais rigor o pH das águas estudadas utilizamos sensores de pH que podem-se apresentar de diversas formas, portáteis, consolas e de mesa. Os sensores requerem, no entanto, uma calibração regular antes de se efectuar qualquer tipo de medição. Para esta calibração utilizámos soluções tampão de pH igual a 4 e a 7. É também necessário ter em conta que devemos sempre lavar o sensor com água destilada sempre que se termina uma medição. Após a utilização o sensor deve ser mergulhado numa solução de limpeza, impedindo desta forma a formação de sais, nomeadamente alguns cloretos que incapacitam a leitura do eléctrodo. É um método rigoroso, sendo no entanto necessário ter em conta o factor temperatura.

Numa primeira parte da actividade laboratorial determinamos o pH de diferentes águas através de um sensor e de um indicador universal. Para água A, verificámos que o pH medido pelo sensor era de 6,3 e o valor de pH medido no sensor de bancada era de 6,03. O valor real do pH era de 6,17 a uma temperatura de 20°C. O valor obtido nos dois sensores foi um valor próximo do real, desta forma obtivemos valores exactos e precisos. Podem ter sido no entanto, cometidos erros tais como o descuido da temperatura e no calibrar dos sensores. Utilizando o indicador universal obtivemos um valor de pH de 7. Este valor é então relativo dependendo do utilizador. Classificámos então a água A como sendo uma solução ácida facto comprovado pelo facto da tintura azul de

tornesol ficar violeta e a solução alcoólica de fenolftaleína ficar incolor. Para a água B verificámos um pH de 6 no sensor e de 5,76 no sensor de bancada sendo que o valor real era 5,8 a 18°C. Os resultados obtidos verificam os mesmos parâmetros de precisão e exactidão. Ao utilizar o indicador universal obtivemos um valor de pH de 7, não tendo sido este valor muito exacto pelo facto de se terem cometido erros no que respeita à comparação das cores da escala com as do papel universal. Classificámos esta água como sendo ácida, pois os resultados para os indicadores mencionados na água A foram os mesmos. Para a água C obtivemos um valor de pH de 10 no sensor e de 10,08 no sensor de bancada sendo o valor real de 9,47. Ao utilizar o indicador universal obtivemos um valor de 8, sendo este um resultado pouco preciso. Classificámos a água como básica sendo este facto comprovado pelo facto de esta tornar carmim a solução alcoólica de fenolftaleína e roxa a tintura azul de tornesol. Por último a água D em que obtivemos um valor de pH de 6,4 no sensor e de 5,44 no sensor de bancada sendo o valor real de 5,8. Estes valores foram talvez os mais discrepantes, no entanto não é possível retirar qualquer conclusão acerca da exactidão, visto que não nos é apresentado no rótulo os valores de temperatura a que foi determinado o pH rotulado.

Como verificámos ao decorrer da actividade laboratorial as diferentes águas apresentam diferentes valores de pH. No entanto, concluímos também que a temperatura influencia o valor de pH. Teoricamente para uma temperatura inferior à temperatura ambiente é de esperar que o valor do pH da água seja maior. Pela Lei de Le Châtelier, sabemos que sempre que decorrem perturbações no sistema, este tende a contrariá-las. Assim, como o sistema em estudo é um sistema endotérmico, se diminuirmos a temperatura, este reage no sentido inverso, aumentando a temperatura. Ao nível experimental obtivemos os resultados esperados pois para uma temperatura ambiente de 17,5°C obtivemos um valor de pH de 6,2 e quando baixámos a temperatura para 9,5°C obteve-se um valor de pH de 6,3. Conseguimos então verificar que com a diminuição da temperatura o valor de pH aumenta. Por outro lado, teoricamente sabemos que com o aumento da temperatura existe o abaixamento do valor



de pH. Como o sistema é endotérmico com o aumento da temperatura este vai reagir no sentido directo de modo a contrariar esta perturbação, diminuindo a temperatura. Experimentalmente conseguimos também verificar esta situação, pois, para uma temperatura de 51.5°C obtivemos um valor de pH de 6,1. Os resultados foram então os esperados. Com os valores obtidos traçamos então um gráfico cujo factor de correlação foi de 0,886, sendo que este valor apresenta algumas discrepância face à esperada regressão linear, este facto deve-se aos erros acima mencionados, como a temperatura, a má calibração dos instrumentos de medida e os próprios erros de leitura associados ao utilizador.

Para uma pessoa com problemas de acidez no estômago deve sem dúvida preferir águas alcalinas pois estas têm na sua constituição bicarbonato de sódio que ajuda a combater a acidez no estômago e auxilia na digestão.

Após a análise dos resultados verificamos que as águas ácidas se encontram preferencialmente na zona Norte do País.

BIBLIOGRAFIA

- http://profs.ccems.pt/PauloPortugal/CFQ/ALFQA11/ALQ2.1_FQA_11.pdf
http://pt.wikipedia.org/wiki/Indicador_de_pH
http://www.proformar.org/teia/tdin/recursos/did_especifica/fis.../Titula%C3%A7%C3%A3o.ppt
http://www.notapositiva.com/trab_estudantes/trab_estudantes/fisico_quimica/fisico_quimica_trabalhos/factoresafectamph.htm
<http://sites.google.com/site/mariafatimabc2/quimica-11%C2%BA>
http://pt.wikipedia.org/wiki/Alaranjado_de_metila
<http://pt.wikipedia.org/wiki/Tetrabromometacresolsulfonoftale%C3%ADna>
http://pt.wikipedia.org/wiki/Vermelho_de_metila
http://pt.wikipedia.org/wiki/Azul_de_bromotimol
<http://pt.wikipedia.org/wiki/Fenolftale%C3%ADna>
SIMÕES, Teresa, QUEIRÓS, Maria Alexandra, SIMÕES, Maria Otilde, *Química em Contexto*, Física e Química A, Química 11º Ano, 1ª Edição, Porto Editora, Porto, 2008

HENRIQUE SILVA FERNANDES, NÚMERO 8, TURMA B

JÉSSICA LOPES FIGUEIREDO, NÚMERO 9, TURMA B

LEANDRO FILIPE RIBEIRO SOUSA, NÚMERO 11, TURMA B

