



## O valor do pH

FALAMOS DE QUÊ, QUANDO NOS REFERIMOS AO pH?

Assim mesmo, com p minúsculo e H maiúsculo, pH designa um dos conceitos químicos mais interessantes pela importância das suas inúmeras aplicações no dia-a-dia, sempre que é fundamental ter em conta o carácter ácido (acidez) ou alcalino (alcalinidade) de um produto numa dada situação.

É no controlo de qualidade da água e das suas soluções que o conceito de pH tem uma das suas mais relevantes aplicações, em virtude da importância da água na alimentação e na saúde dos humanos e animais, no ambiente, em diversas indústrias químicas, biotecnológicas e farmacêuticas, na agricultura, piscicultura e indústrias relacionadas, pois, em todos, a água é essencial para os processos químicos ou biológicos que neles têm lugar. Antes de respondermos à questão levantada, vejamos alguns dos conceitos fundamentais que melhor nos ajudam a entender o conceito de pH.

O pH É UMA CARACTERÍSTICA DAS SOLUÇÕES AQUOSAS

A água é o constituinte mais abundante da matéria viva e encontra-se quase sempre fazendo parte dos produtos que consumimos ou utilizamos no dia-a-dia. Por vezes, estes produtos estão bem dissolvidos constituindo sistemas homogéneos, como as soluções, mas a sua solubilidade pode não ser tão grande assim, dando lugar a sistemas aquosos heterogéneos.

Se, por exemplo, numa solução, o solvente é uma porção de água límpida e o soluto alguns cristais de açúcar corrente ou sacarose, após dissolução completa do soluto, a uma determinada temperatura, obtém-se uma solução homogénea tão límpida como a água se encontrava inicialmente, na qual as partículas do açúcar se desagregaram completamente, deixando o estado sólido inicial para se integrarem totalmente no estado líquido em que se encontra o solvente. Aparentemente, não se vêem diferenças entre a água usada como solvente e a solução que se obteve no final. No entanto, em Química não se julga pelas aparências e, se analisarmos outras propriedades para além daquelas que a vista nos permite avaliar, facilmente concluiremos que as características de uma solução dependem em grande parte das do soluto nela contido. Neste caso, bastaria provar o sabor adocicado da solução para se poder concluir que o açúcar se encontrava nela presente, porque, apesar de os cristais do açúcar se terem desagregado, as suas partículas constituintes

(moléculas) mantiveram a sua integridade e as suas características, entre as quais a do sabor adocicado. Esta é uma conclusão simples que a experiência da vida nos ensina todos os dias. No entanto, na maior parte das vezes, nas situações correntes do dia-a-dia, a análise da água e das suas soluções não é tão simples assim.

Provar uma solução para determinar alguma das suas características teve o seu papel analítico e várias aplicações ao longo do tempo. Por exemplo, foi corrente pesquisar-se o aroma e o sabor adocicado da urina para se diagnosticar a *diabetes mellitus*, segundo o método proposto, em 1776, pelo médico inglês Matthew Dobson. Quanto mais doce a urina, mais açúcar excretado continha e, quanto mais açúcar excretado na urina, mais avançada a situação patológica.

Ora, não só nem todas as características ou propriedades de uma solução podem ser determinadas individualmente por métodos sensoriais, como se torna perigoso provar, cheirar ou manusear descuidadamente produtos desconhecidos, pois estes, mesmo em pequena quantidade, poderão ser cáusticos ou tóxicos, como acontece, por exemplo, com certos ácidos e certas bases ou alcalis, por eles próprios ou pela sua presença num meio aquoso.

Os ácidos e as bases quando se dissolvem na água, contrariamente ao açúcar, reagem com ela, levando a uma alteração da sua acidez ou da sua alcalinidade. Quando, numa solução, aumenta a quantidade de ácido, ou diminui a de base, aumenta a sua acidez e diminui a sua basicidade. Pelo contrário, quando a quantidade de ácido diminui, ou a de base aumenta, diminui a sua acidez e aumenta a sua basicidade.

O pH, conceito proposto pelo dinamarquês Sørensen, em 1909, que significa literalmente potência (p) de hidrogénio (H), permite-nos descrever o carácter ácido ou base que predomina em meio aquoso, tendo em conta o seu valor determinado numa escala de 0 a 14. Para a temperatura de 25°C, um meio aquoso será ácido se tiver pH de 0 a 7, será básico se o pH for de 7 a 14 e será neutro para pH igual a 7.

#### O pH É UMA DAS CARACTERÍSTICAS IMPORTANTES DO SANGUE

No organismo, a cada momento, formam-se ou consomem-se diversas substâncias ácidas e básicas que são transportadas pelo sangue. Num organismo saudável, as quantidades de ácidos e de bases do sangue mantêm-se em equilíbrio - o chamado equilíbrio ácido-básico do sangue. Este equilíbrio pode ser perturbado por pequenas alterações das quantidades de ácidos e bases em presença, mas é rapidamente repostado por meio de sistemas reguladores do carácter ácido-base do sangue, sendo uma parte dos produtos perturbadores desse equilíbrio excretada através do ar expirado ou da urina.

Em certas circunstâncias, os teores de ácido ou de base do sangue podem sofrer uma acentuada alteração que os sistemas reguladores não conseguem debelar totalmente. No

caso de sobrevir um excesso de ácido, estar-se-á perante uma acidemia, em consequência da qual poderá resultar um estado patológico designado acidose. Se houver um excesso de base, ocorrerá, então, uma alcalemia, à qual poderá corresponder um estado patológico a que se dá o nome de alcalose. No limite, quer uma situação quer outra poderão vir a ser fatais.

Dado o papel que o carácter mais ácido ou básico do sangue pode representar como fronteira entre um estado saudável e uma situação patológica do organismo, é importante que se possa avaliar esse carácter a cada momento. Não é possível, nem seria prático, proceder-se à análise directa de todos os ácidos e bases do sangue, para ficarmos a conhecer qual o seu carácter ácido ou base predominante num determinado instante. Por isso, o emprego do conceito de pH na avaliação da acidez do sangue tem uma importância particular e constitui um dos exemplos mais interessantes da aplicação prática deste conceito.

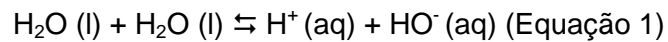
O pH do sangue é habitualmente referido ao pH do plasma, o qual pode ser descrito de uma forma simplificada como sendo a parte líquida do sangue antes de coagular e de cuja composição fazem parte a água e outras substâncias do sangue nela dispersas, incluindo substâncias albuminóides. Numa situação normal, o pH do sangue tem um valor entre 7.35 e 7.45. Nesta situação, o pH da urina é, aproximadamente, 6.00, o que reflecte a excreção renal dos ácidos produzidos nas reacções do organismo (metabolismo) e que o sangue transporta. No caso da acidose, há um aumento da excreção renal de ácidos e da retenção das bases, o que leva a um aumento da acidez da urina, podendo o valor do seu pH baixar até cerca de 4. Na alcalose, ocorre um aumento da excreção de bases e retenção de ácidos, com o correspondente aumento da alcalinidade da urina, podendo o seu pH subir até cerca de 8.

Não é muito prático determinar o pH do plasma, mas é fácil medi-lo na urina, o que tem um interesse clínico evidente, dado que, como já se referiu, o pH da urina reflecte o pH do plasma e daí se podem retirar informações importantes sobre o estado de funcionamento do organismo.

O QUE SE DETERMINA, QUANDO SE MEDE O VALOR DO pH?

As moléculas da água, como todas as outras, são entidades electricamente neutras. No caso da água, representam-se quimicamente por  $H_2O$ , o que mostra que cada molécula é constituída por um átomo de oxigénio (O) a que se ligam dois átomos de hidrogénio (H). Mesmo na água quimicamente pura, na qual estão presentes apenas moléculas de água, estas reagem entre si espontaneamente para produzirem iões, que são espécies químicas carregadas electricamente. Em consequência, formam-se, em quantidades iguais: iões hidrogénio ou hidrogeniões, com carga positiva,  $H^+$ , e iões hidroxilo ou hidroxiliões, com

carga negativa, HO<sup>-</sup>, os quais podem reagir entre si e originar, de novo, moléculas de água, até se estabelecer um equilíbrio entre estas duas reacções. Esta situação pode ser representada esquematicamente pela equação química



Nesta equação, a dupla seta mostra a reversibilidade das reacções, enquanto (l) significa que a água está no estado líquido e (aq) indica que os iões estão em solução aquosa.

Há substâncias que, em solução aquosa, não reagem com o meio, como o açúcar, e não interferem com o equilíbrio representado na Equação 1. Mas existem outras que reagem, em maior ou menor extensão, como os ácidos e as bases, levando a uma alteração da quantidade dos iões H<sup>+</sup> e HO<sup>-</sup> do meio. Os ácidos produzem um aumento da quantidade de hidrogénios em relação à de hidroxiliões, enquanto as bases geram um predomínio destes em relação àqueles. A relação entre as quantidades de uns e de outros iões em presença determina o valor do pH do meio em que se encontram.

Empregam-se diversas unidades para quantificar a matéria. Por exemplo, como unidade de massa usa-se o grama. O grama também é uma unidade de peso (e não "a grama", apesar de ser comum ouvir-se dizer "as gramas", uma curiosa alteração do género, que não ocorre com programa e videograma, por exemplo). No entanto, não pode confundir-se peso com massa, pois o peso pode variar de local para local, enquanto a massa permanece constante. Por exemplo, se um corpo com 18g de massa pesar 18g num dado local da Terra, o seu peso aumentará no sentido do equador para os pólos, onde a Terra é mais achatada, e do cimo de uma montanha para o nível do mar, pois o peso é a medida da força com que a massa de um corpo é atraída para o centro da Terra e esta atracção aumenta com a diminuição da distância a que o corpo se encontra deste centro. Uma dada massa de uma determinada substância tem sempre a mesma quantidade de matéria, sendo designada por mole a unidade em que esta quantidade se expressa. Por mole, entende-se a quantidade de matéria contida em  $6,023 \times 10^{23}$  de partículas características dessa matéria ( $10^{23}$  é igual a 10 seguido de 23 zeros). No caso da água, por exemplo, 1 mole é a quantidade de matéria contida em  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de água, a que corresponde a massa de 18g de água, aproximadamente.

Num litro de água quimicamente pura, a 25 °C, existem 0.0000001 moles de H<sup>+</sup> e igual número de moles de HO<sup>-</sup> (ver Equação 1). Ou seja, neste caso, as concentrações de H<sup>+</sup> e de HO<sup>-</sup> na solução são de 0.0000001 moles por litro. Numa solução ácida, a concentração de H<sup>+</sup> é maior do que este valor, sendo menor a de HO<sup>-</sup>. Numa solução alcalina ou básica ocorre o inverso. No entanto, o produto do número de moles H<sup>+</sup> pelo de HO<sup>-</sup> por litro da solução aquosa permanece constante. Assim, por exemplo, uma solução contendo 0.0001

moles de  $H^+$  por litro será ácida e conterá 0.0000000001 moles de iões de  $HO^-$ , enquanto uma solução contendo 0,0001 moles de  $HO^-$  por litro conterá 0.0000000001 moles de  $H^+$  e será alcalina ou básica.

O pH reflecte em moles a quantidade de matéria representada pelos iões  $H^+$  existente em cada litro da solução. Como os dois parágrafos anteriores mostram, o número de moles de  $H^+$  por litro de solução tem quase sempre um valor muito pequeno e pouco prático de utilizar. Daí que uma das particularidades interessantes do pH seja permitir contornar este inconveniente.

O pH é o simétrico do logaritmo da actividade hidrogeniónica na solução (o que, no fundo, é a resposta à questão colocada no início deste texto, mas inclui os conceitos de logaritmo e de actividade que não cabe aqui explicar). Em consequência, os valores de pH correspondentes às concentrações dos iões  $H^+$  no meio aquoso dão lugar a números inteiros, situados numa escala entre 0 e 14, para os quais se admite uma aproximação máxima até às duas casas decimais. Daí os valores de 7.35 e 7.45 referidos para o pH normal do sangue e o de 6.00 para a urina. Em termos práticos, nos casos das concentrações serem fracções decimais da unidade, podemos considerar como valor aproximado do pH o número de casas decimais do número de moles de  $H^+$  por litro da solução. Assim, nos exemplos anteriores, teremos para:

moles de $H^+$ por litro de solução	pH
0.0000000001	10
0.00000001	8
0.0000001	7
0.000001	6
0.01	2
1	0

De notar que uma solução com pH 6 é 10 vezes mais ácida do que uma solução com pH 7 (neutra) e 100 vezes mais ácida do que uma solução alcalina com pH 8.

**Quadro 1. Alguns valores aproximados de pH a 25°C**

<b><i>pH muito alcalino</i></b>	14		
	13	Lixívia	
Solução aquosa de amoníaco (amónia)	12		
	11	Soda cáustica a 0,01% em	
	10	Leite de magnésia	
Água do mar	9	Soda	
Suco pancreático	8	Clara do ovo	
Água destilada	7		<b><i>pH neutro</i></b>
Água da chuva	6	Leite	
<i>Chuvas ácidas</i>	5	Gema do ovo	
<i>Reprodução do peixe afectada</i>	4	Sumo de laranja	
<i>Morte do peixe adulto</i>	3	Vinagre	
Suco gástrico	2	Sumo de limão	
<i>Chuvas ácidas</i>	1		
<b><i>pH muito ácido</i></b>	0	Ácido das baterias	

Para além do interesse e da utilidade de se conhecer o valor do pH em casos como os do sangue e da urina referidos neste texto, existem inúmeras outras aplicações práticas importantes deste conceito.

O Quadro 1 mostra exemplos de valores de pH de alguns produtos correntes e de alguns dos efeitos negativos que pode produzir no ambiente, os quais, muitas vezes, uma atitude mais esclarecida e responsável por parte de cada um nós pode ajudar a evitar. Numa próxima oportunidade, voltaremos ao assunto sobre estes e outros campos em que é importante ter em devida conta o valor do pH.

Júlio Morais

Departamento de Química e Instituto de Ciências Agrárias Mediterrânicas (ICAM)

Universidade de Évora