



C A P Í T U L O 5

A FORÇA DOS ÁCIDOS E DA BASE

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Alaide De Sá Barreto

Você já se alimentou de algo amargo, azedo, doce ou salgado? Certamente que sim. Acreditamos que a lembrança deve estar bem viva em sua memória. O sabor é uma experiência extraordinária que envolve várias sensações individuais, como olfato, tato e o paladar que contribuem, conjuntamente, para a experiência com um todo. No século XX, acreditavam-se que havia porções específicas na língua, responsáveis pela percepção dos sabores. Pesquisadores desta época acreditavam que sabor doce só era reconhecido na ponta da língua, já o azedo e salgado nas laterais e o amargo na parte superior da língua. Atualmente, acredita-se que a sensibilidade a cada gosto é distribuída igualmente em toda superfície da língua.

O gosto está relacionado à presença ou ausência de uma determinada classe de substância química. Na maioria das vezes, por exemplo, o sabor doce é atribuído à presença de açúcares e o sabor salgado de sais ionizados, principalmente por íons de sódio (Na^+). Já o gosto amargo pode ser atribuído a presença de bases e o sabor azedo por ácidos. Mas o que são substâncias ácidas, básicas e salinas?

Os ácidos, bases e sais são funções inorgânicas de grande importância para indústria química, têxtil e de alimentos. A palavra **ácido** é derivado do latim “acidus” e “acidume” que significa azedo e base ou álcali é derivado da palavra árabe “al-qalyi” que significa cinzas vegetais. Os sais são o resultado de reações químicas entre um ácido e uma base. Portanto um sal é o resultado de uma reação química de neutralização completa ou parcial entre um ácido e uma base. A medição do caráter ácido, básico e neutro de uma solução é feito pela determinação do valor de escala pH. Mas o que é pH? O pH é uma escala que varia de zero a quatorze que permite determinar a acidez, neutralidade ou basicidade de uma solução. Soluções com valores de pH maior ou igual a zero e menor que sete corresponde a soluções ácidas; com valor igual sete significa uma solução neutra e as com valores acima de sete ou com valores de pH menor ou igual a quatorze significa soluções básicas.

Mas como podemos classificar uma substância química como ácida, básica ou neutra? Através dos estudos das teorias, isto é, através de explicações generalizadas baseadas em observações ou experimentos científicos que permitiram a classificação das substâncias em ácido, base e sal. Os desenvolvimentos destas teorias possibilitaram os estudos do comportamento ácido básico em meio aquoso, em solventes orgânicos, em sistemas sólidos entre outros. Vale ressaltar que toda a teoria ácido-base proposta não se opunha à anterior, mas, ampliava o conhecimento dos fenômenos conhecidos. Além disso, as teorias ácidos bases vigente promoveram a discussão no meio científico e, conseqüentemente, o estabelecimento de novas linhas de pesquisa. Muito dessas novas linhas de pesquisa foram importantes para o estabelecimento das bases da química analítica. Dentre as teorias ácido-base surgidas no início do século XX destacam-se as de Arrhenius e Bronsted-Lowry. Neste tópico iremos abordar, separadamente, as teorias ácido-base de Arrhenius e de Bronsted-Lowry. Contudo, antes de compreender e diferenciar estas teorias nós definiremos eletrólitos, fenômenos de ionização, dissociação e grau de dissociação.

5.1- Dissociação eletrolítica

A teoria da dissociação foi desenvolvida por Svante Arrhenius, em 1884. Segundo Arrhenius alguns solutos, são capazes de conduzir a corrente elétrica quando são dissolvidas em água. Mas o que é solução, soluto e solvente? Bem solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. A substância em maior quantidade e o solvente e os demais são denominados de soluto. Quando em solução alguns solutos se dissociam ou se ionizam, formando íons preexistentes o que possibilita a condução de corrente elétrica. Esses solutos responsáveis pela condução da corrente elétrica em solução aquosa são denominados de **eletrólitos**. Os eletrólitos são classificados em eletrólitos fortes e fracos (Tabela 10). Os eletrólitos fortes são as que se dissociam ou ionizam totalmente em solução aquosa e os eletrólitos fracos são aquelas que se ionizam parcialmente em solução aquosa (Tabela 10). Já as substâncias que não alteram a condutividade da água são denominadas de não eletrólitos. Estes (não-eletrólitos), geralmente, são solúveis em meio aquoso, mas, não formam íons em solução. Alguns não eletrólitos conhecidos são a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), o etanol (CH_3CH_2OH) e o metanol (CH_3OH).

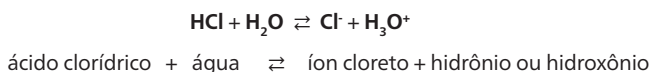
Tabela 10. Classificação de eletrólitos

Fortes	Fracos
1. Ácidos inorgânicos como: HNO_3 , $HClO_4$, HCl , HI , HBr , $HClO_3$, $HBrO_3$, $H_2SO_4^*$	1. Muitos ácidos inorgânicos incluindo: H_2CO_3 , H_3BO_3 , H_2S , H_2SO_3
2. Hidróxidos alcalinos (família 1A) e alcalinos terrosos (família 2A)	2. A maioria dos sais orgânicos

3. A maioria dos sais	3. Amônia e a maioria das bases orgânicas
	4. Haletos, Cianetos, Tiocianatos e Hg, Zn e Cd

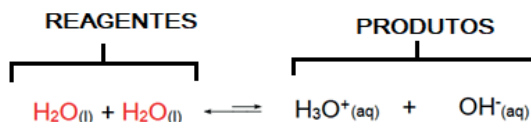
Qual a diferença entre dissociação iônica e ionização? A dissociação iônica é um processo físico de separação de substâncias iônicas. As bases e os sais são substâncias iônicas. Portanto, na dissociação iônica (ou eletrólitica) ocorre a separação dos íons que já existiam, por meio das moléculas de água. A ionização é o resultado de uma reação química que promove a formação de íons a partir de substâncias moleculares em meio aquoso. Os ácidos são substâncias moleculares (Figura 12). Na figura 12 observamos que durante a ionização do ácido clorídrico ocorre a formação do ânion cloreto (Cl^-). O íon hidrogênio (H^+) proveniente da quebra da molécula do ácido clorídrico é liberado e se une a molécula de água, formando o cátion H_3O^+ , chamado de hidrônio ou hidroxônio.

Figura 12. Ionização do ácido clorídrico



A água pura é uma substância molecular. Ela sofre ionização. Contudo, ela é um eletrólito fraco. Dependendo da técnica utilizada para medir a corrente elétrica pode não haver detecção da corrente conduzida. Isto porque a quantidade de íons produzidos (H_3O^+ e OH^-) não é suficiente no meio aquoso para conduzir fortemente a corrente elétrica. Imaginemos, por exemplo, um recipiente contendo uma tonelada de água, somente três moléculas estarão ionizadas. A água sofre autoionização (Figura 13), isto é, uma molécula de água reage quimicamente com outra molécula de água formando íons [H_3O^+ (íon hidrônio) e OH^- (íon hidroxila)].

Figura 13. A autoionização da água. A água pura sofre ionização, mas, não conduz corrente elétrica eficiente porque a reação está deslocada para a formação dos reagentes (H_2O). A água é considerada um eletrólito fraco.



Fonte: Alaide de S. Barreto

5.2- Grau de Ionização (α)

O coeficiente que mede a extensão de uma ionização é denominado de grau da ionização (α). O grau de ionização varia entre 0 a 1 ou 0% a 100% quando trabalhamos com a percentagem. Se o valor de α é próximo a zero, significa que a substância esta pouca ionizada, logo é considerado um eletrólito fraco. Se o valor de α é próximo de 1, significa que a substância está muito ionizada, logo é considerado um eletrólito forte. O grau de ionização é calculado pela equação 1 abaixo.

$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}}$ ou em percentagem $\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}} \times 100 =$	Equação 1
---	-----------

5.3- Definição de ácido e base segundo Arrhenius e Bronsted e Lowry (ou protônica)

O estudo do equilíbrio ácido básico é de fundamental importância no estudo das alterações metabólicas e no controle das reações químicas sejam elas em soluções aquosas ou não. Conceitualmente, a teoria ácido básico é bastante simples e remontam o início do século XX. As principais teorias ácido-base são as teorias de Arrhenius (1887) e a protônica (1923). Vejamos estas teorias:

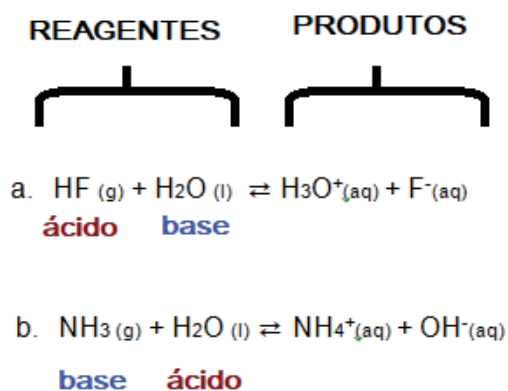
- **Teoria de Arrhenius.** Em 1887, o químico sueco Svante Arrhenius, propôs a teoria ácido-base. Para Arrhenius ácido é toda substância que em água produz íons H^+ e base é aquela que produz íons OH^- (Figura 14). A teoria de Arrhenius, embora útil, apresenta-se restrita a soluções solúveis em água. Vale ressaltar que esta teoria promoveu o estabelecimento das bases científicas da química e o desenvolvimento várias de pesquisas científica, entre elas destaca-se o conceito de pH (1909) que falaremos mais tarde.

Figura 14. Ácido e base de Arrhenius: (a)- A dissolução do gás cloreto de hidrogênio (ou ácido clorídrico, HCl) é altamente solúvel em água devido à sua reação química com a água; b) A dissolução do hidróxido de sódio (NaOH) em água.

(a)	(b)
$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	$NaOH_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

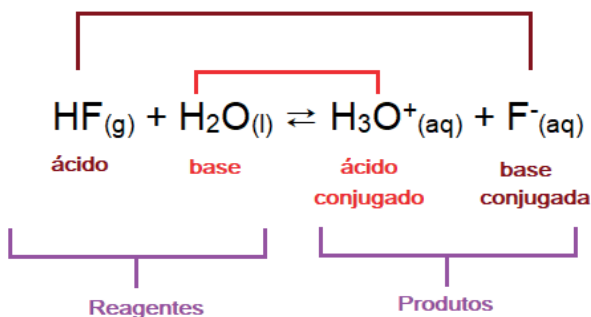
- Teoria protônica (ou Teoria de Bronsted e Lowry).** Em 1923, G. Lewis no EUA, T. Lowry na Inglaterra e J. Bronsted na Dinamarca propuseram, independentemente, a teoria protônica. Vale ressaltar que J. Bronsted foi quem mais contribuiu para o desenvolvimento desta teoria, por isso é denominada de Teoria de Bronsted –Lowry. Ácidos de Bronsted-Lowry (Figura 15) são substâncias capazes de doar um próton (H^+) para outra substância. Enquanto, as bases de Bronsted-Lowry são substâncias capazes de receber um próton (H^+). As reações químicas na figura 15 são denominadas de reações reversíveis (ou de equilíbrio químico). Mas o que são reações reversíveis (ou de equilíbrio químico)? São aquelas em que os reagentes se transformam em produtos e esses voltam a se transformar em reagentes. Portanto uma reação reversível (ou de equilíbrio químico) pode ocorrer em direção para frente (sentido dos produtos) e para trás (no sentido dos reagentes), produzindo uma mistura das substâncias presentes na reação. Vale lembrar que toda a reação reversível é representada pela seta dupla ($\rightleftharpoons$). Note que na reação de equilíbrio que a água participa nos dois equilíbrios de forma distinta: na letra a da figura 15 a água age como receptora de H^+ , isto é, como uma base de Bronsted –Lowry e na letra b a água participa como doadora de H^+ , isto é, como ácido de de Bronsted-Lory. Espécies químicas, como a água, que são capazes de agir como ácido e base dependendo da substância que está em sua presença são denominadas espécies anfipróticas.

Figura 15. Ácidos e bases segundo a Teoria de Bronsted-Lowry. A natureza anfiprótica da água



Observe a figura 6. Já sabemos que se trata de uma reação reversível (ou de equilíbrio químico). Portanto, a reação química pode sentido dos produtos e dos reagentes, produzindo uma mistura das substâncias presentes na reação. Nós apreendemos também que em água, o íon hidrogênio (H^+ , ou próton), não existe livre em solução. Logo, o íon hidrogênio liberado pelo ácido fluorídrico (HF) combina-se com uma molécula de água para formar o íon hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+). Na reação inversa, isto é, no sentido dos reagentes o íon hidrônio (H_3O^+) doa um próton para o íon fluoreto (F^-) restabelecendo os reagentes originais. Assim o íon hidrônio (H_3O^+) é um ácido e o fluoreto (F^-) é uma base. Portanto, para se diferenciar o par ácido-base presente do lado dos reagentes do par ácido base do lado dos produtos, inclui-se o termo conjugado ao ácido-base do lado dos produtos (Figura 6). Desse modo, as espécies químicas que diferem uma das outra apenas pelo íon hidrogênio (H^+) transferidos são chamadas conjugadas, isto é, o ácido dá origem a sua base conjugada e a base ao seu ácido conjugado (Figura 6).

Figura 16. Ácido e base de Bronsted-Lowry.



5.4- Classificações dos ácidos

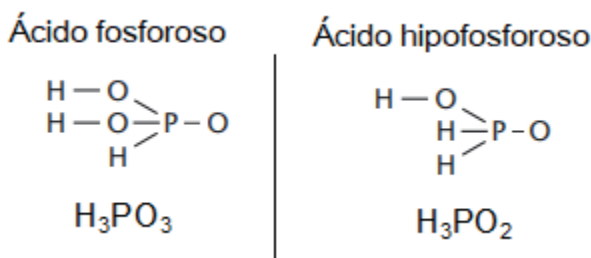
Os ácidos são classificados quanto o número de hidrogênios ionizáveis, a presença ou ausência de oxigênio na molécula e o grau de ionização.

a. Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis. De modo geral, os ácidos podem ser classificados em:

- Monoácidos. Aquele que libera um íon hidrogênio (H^+) durante a ionização. Exemplos: HBr, HF, HI, HCl, entre outros.
- Diácidos. Aquele que libera dois íons hidrogênio ($2H^+$) durante a ionização. Exemplos: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , entre outros.
- Triácidos. Aquele que libera três íons hidrogênio ($3H^+$) durante a ionização. Exemplos: H_3PO_4 , H_3BO_3 , entre outros.

- **Tetrácidos.** Aquele que libera quatro íons hidrogênio (4H^+) durante a ionização. Exemplos: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 , entre outros.

Vale ressaltar que nem todos os hidrogênios presentes na forma molecular são ionizáveis. Os ácidos H_3PO_3 (ácido fosforoso) e H_3PO_2 (ácido hipofosforoso), por exemplo, apresentam três hidrogênios na sua fórmula molecular. Contudo, nem todos os hidrogênios destes ácidos [H_3PO_3 (ácido fosforoso) e H_3PO_2 (ácido hipofosforoso)] são ionizáveis. A fórmula estrutural do ácido fosforoso, H_3PO_3 , demonstra que os dois primeiros hidrogênios ligados ao átomo de oxigênio são ionizáveis, e o terceiro, ligado diretamente ao átomo de fósforo, não o é. O ácido fosforoso é um diácido, isto é, libera dois íons hidrogênios ionizáveis. Já a estrutura molecular do ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , demonstra que o hidrogênio ligado ao átomo de oxigênio é ionizável. Contudo, os dois hidrogênios ligados diretamente ao átomo de fósforo, não o são ionizável. O ácido hipofosforoso é um monoácido, isto é, libera um hidrogênio durante a ionização.



b)- Quanto a presença ou ausência de oxigênio na molécula:

Hidrácidos. Qualquer ácido que não possui átomos de oxigênio em sua fórmula. A nomenclatura de todos os hidrácidos são denominados da seguinte maneira: Ácido + (nome do elemento químico) + ídrico (Tabela 11).

Tabela 11. Fórmula e nomenclatura de alguns hidrácidos

Fórmula	Nome
HF	Ácido fluorídrico
HCl	Ácido clorídrico
HBr	Ácido bromídrico
HI	Ácido iodídrico
HCN	Ácido cianídrico
H_2S	Ácido sulfídrico

Oxiácidos. Correspondem aos ácidos que apresentam átomos de oxigênio em sua composição. Quanto a sua nomenclatura os oxiácidos seguem as seguintes regras:

i. Quando elemento forma apenas um oxiácido: Ácido + (nome do elemento) + sufixo **íco**;

ii. Quando o elemento químico forma dois oxiácidos (Tabela 3):

(1)- Ácido + (nome do elemento) + sufixo **íco** [O elemento com o maior número de oxidação (N_{ox})];

(2)- Ácido + (nome do elemento) + sufixo **oso** [O elemento com o menor número de oxidação (N_{ox})];

iii. Quando o elemento químico forma três ou quatro oxiácidos (Tabela 3):

(1)- Ácido + prefixo **per** + sufixo **íco** [maior de número de oxidação (N_{ox})];

(2)- Ácido + sufixo **íco** [segundo maior número de oxidação (N_{ox})];

(3)- Ácido + sufixo **oso** [terceiro maior número de oxidação (N_{ox})];

(4)- Ácido + prefixo **hipo** + sufixo **íco** [menor número de oxidação (N_{ox})].

Vide a tabela 12, os oxiácidos oriundos do átomo de fósforo (símbolo: P), a saber: H_3PO_4 (Ácido ortofosfórico), $H_4P_2O_7$ (Ácido pirofósforico) e HPO_3 (Ácido metafosfórico) são usados prefixos diferentes da regra descrita acima. Foram usados estes novos prefixos tendo em vista que não podemos diferenciá-los pela diminuição do número do Nox. Já que todos têm o mesmo número de oxidação (+5). A grande diferença entre estes oxiácidos está no grau de hidratação. Mas, o que é grau de hidratação? O grau de hidratação é uma classificação dada, exclusivamente, a alguns oxiácidos que indica o número de moléculas de água que podem ser retiradas da molécula do oxiácido original. Lembrando que a molécula de água (H_2O) é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Quanto ao grau de hidratação os oxiácidos podem ser classificados em orto (o mais hidratado), piro (o segundo mais hidratado) e meta (o menos hidratado)

Tabela 12. Estrutura, nomenclatura, átomo que apresenta diferentes números de oxidações

Fórmula	Nomenclatura	Átomo Central	Número de oxidação
H_2SO_4	Ácido sulfú rico	S	+6
H_2SO_3	Ácido sulfuro so	S	+4
HNO_3	Ácido nítr ico	N	+5

HNO_2	Ácido nítr ^o so	N	+3
HClO_4	Ácido perclór ^o ico	Cl	+7
HClO_3	Ácido clór ^o ico	Cl	+5
HClO_2	Ácido clor ^o so	Cl	+3
HClO	Ácido hipoclor ^o so	Cl	+1
H_3PO_4	Ácido ortofosfór ^o ico	P	+5
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Ácido pirofosfór ^o ico	P	+5
HPO_3	Ácido metafosfór ^o ico	P	+5

Vejamos agora algumas curiosidades dos hidrácidos e dos oxiácidos. O ácido clorídrico (HCl) é um importante exemplo de hidrácido (Tabela 11). Ele é utilizado na produção de tintas, couros e corantes, na limpeza e decapagem de metais e em reações de formação de haletos orgânicos. O ácido sulfúrico (H_2SO_4 , Tabela 12) é um dos mais importantes oxiácidos. Assim como o ácido clorídrico, o ácido sulfúrico também é utilizado na indústria petroquímica no refino do petróleo e decapante de ferro e aço. Já na indústria química o ácido sulfúrico é utilizado na produção de fertilizantes fosfatados, na produção de papel, corantes, medicamentos, tintas, inseticidas, explosivos além de outros ácidos. Já o ácido ortofosfórico (H_3PO_4 ; Tabela 12) é o único ácido inorgânico usado para fins alimentícios. O ácido fosfórico (ou ortofosfórico) é utilizado nas bebidas do tipo Cola, em Root beer (cerveja doce dos Estados Unidos da América), em produtos derivados do leite (queijo, manteiga entre outros) em molhos de salada e na produção de geleias e gelatinas.

d)- Quanto o grau de ionização (α).

Os ácidos podem ser classificados quanto o grau de ionização em:

- Fortes.** Quando o grau de ionização é maior que 50%. Exemplos: HCl ($\alpha = 92\%$), HClO_4 ($\alpha = 97\%$), HI ($\alpha = 95\%$), .
- Moderados ou semifortes.** Quando o grau de ionização é maior do que 5% e menor do que 50% ($5 < \alpha < 50\%$). Exemplo: H_2SO_3 ($\alpha = 30\%$), H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$), HF ($\alpha = 8\%$).
- Fracos.** Quando o grau de ionização é inferior a 5%. Exemplos: HCN ($\alpha = 0,008\%$), H_3BO_3 ($\alpha = 0,075\%$), H_2CO_3 ($\alpha = 0,18\%$), H_2S ($\alpha = 0,076\%$)

5.5- Classificação da base ou hidróxido

As bases são muito utilizadas na indústria químico-farmacêutica na produção de cosméticos, medicamentos e produtos saneantes. Neste último, podemos destacar: produtos de limpeza em geral (sabões, sabonetes, shampoos entre outros). Vale a pena ressaltar que na antiguidade era difícil produzir estas bases. Registros da antiga Babilônia mostram que os primeiros sabões eram feitos com a fervura em água de gorduras animais, óleos vegetais e sais alcalinos que formavam as bases, possivelmente, oriundo de cinzas.

O hidróxido de sódio (ou soda caustica), hidróxido de potássio (KOH) e o hidróxido de magnésio são exemplos de base. O hidróxido de sódio é utilizado também na fabricação de papel, refino de petróleo e seus derivados, obtenção de compostos de sódio e produção de biodiesel. Já o hidróxido de potássio (KOH) é utilizado em mineração e no processamento de nióbio (Nb, elemento químico que apresenta a propriedade supercondutora e confere alta resistência às ligas metálicas). Outra base utilizada na indústria química na produção de fertilizantes, explosivos, produtos saneantes de limpeza em geral, na revelação e produção de filmes fotográficos é o hidróxido de amônio (NH_4OH). Já o hidróxido de magnésio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$; ou Leite de magnésia] é utilizado na indústria farmacêutica como antiácido para alívio de sintomas da úlcera, gastrite e como um laxante suave. De modo geral, as bases ou hidróxidos sofrem dissociação eletrolítica. Elas liberam um íon negativo denominado de ânion hidroxila (OH^-) e um radical positivo formado a grande maioria das vezes por um metal. Vale ressaltar que a única base não metálica é o hidróxido de amônio (NH_4OH). Quanto à nomenclatura a maioria das bases pode ser denominada através da combinação das palavras: hidróxido + nome do cátion (Tabela 13). Todavia, se o elemento químico formar duas bases que diferem quanto ao número de oxidação (N_{ox}) a nomenclatura tornar-se-á diferente (Tabela 13b-c). Algumas vezes faz-se necessário consultar uma tabela de cátions e ânions para nomear tanto as bases com os ácidos (Tabela 14).

Tabela 13. Nomenclatura das bases

Quando o elemento químico	Regra	Exemplo	Nome
(a)- Forma uma base	Hidróxido + nome do elemento	NaOH	Hidróxido de sódio
		NH_4OH	Hidróxido de amônio
		LiOH	Hidróxido de lítio
		$\text{Al}(\text{OH})_3$	Hidróxido de alumínio

(b)- Forma duas Bases	Hidróxido + nome do elemento ico (N_{ox} maior do elemento químico)	$Fe(OH)_3$	Hidróxido férrico
		$Sn(OH)_4$	Hidróxido estânico
		$Cu(OH)_2$	Hidróxido cúprico
	Hidróxido + nome do elemento oso (N_{ox} menor do elemento químico)	$Fe(OH)_2$	Hidróxido ferroso
		$Sn(OH)_2$	Hidróxido estanoso
		$CuOH$	Hidróxido cuproso
Ou			
(c)- Forma duas bases	Hidróxido + nome do elemento + algarismo romano indicando o N_{ox} do elemento	$Fe(OH)_3$	Hidróxido de ferro III
		$Sn(OH)_4$	Hidróxido de estanho IV
		$Fe(OH)_2$	Hidróxido de ferro II
		$Sn(OH)_2$	Hidróxido de estanho II
		$Cu(OH)_2$	Hidróxido de cobre II
		$CuOH$	Hidróxido de cobre I

Tabela 14. Cátions e ânions mais comuns

Ânion monovalente	Ânion bivalente	Cátion bivalente
Cl^{-1} Cloreto	S^{-2} Sulfeto	Be^{+2} Berílio
Br^{-1} Brometo	SO_3^{-2} Sulfito	Mg^{+2} Magnésio
I^{-1} Iodeto	SO_4^{-2} Sulfato	Ca^{+2} Cálcio
F^{-1} Fluoreto	$S_2O_7^{-2}$ Pirossulfato	Sr^{+2} Estrôncio
ClO^{-1} hipoclorito	HPO_3^{-2} Fosfito	Ba^{+2} Bário
ClO_2^{-1} Clorito	SiO_3^{-2} Metassilicato	Ra^{+2} Rádío
ClO_3^{-1} Clorato	CrO_4^{-2} Cromato	Zn^{+2} Zinco
ClO_4^{-1} Perclorato	$Cr_2O_7^{-2}$ Dicromato	Cu^{+2} Cobre II ou cúprico
BrO^{-1} Hipobromito	O^{-2} Óxido	Hg^{+2} Mercúrio II ou mercúrico
BrO_2^{-1} Bromito	O_2^{-2} Peróxido	Fe^{+2} Ferro II ou ferroso
BrO_3^{-1} Bromato	HPO_4^{-2} Hidrogenofosfato	Co^{+2} Cobalto II ou cobaltoso
IO^{-1} Hipiodito	Ânion trivalente	Ni^{+2} Níquel II
IO_3^{-1} Iodato	PO_4^{-3} Fosfato (ortofosfato)	Sn^{+2} Estanho II
IO_4^{-1} Periodato	AsO_4^{-3} Arsenato	Pb^{+2} Chumbo II ou plumboso
NO_2^{-1} Nitrito	$[Fe(CN)_6]^{-3}$ hexacianoferrato III ou ferricianeto	Pt^{+2} Platina II
NO_3^{-1} Nitrato	Ânion tetravalente	Mn^{+2} Manganês II

N_3^{-1} Azoteto	$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$ Pirofosfato	Pd^{+2} Paládio II
NH_2^{-1} Amideto	SiO_4^{-4} Ortossilicato	Cr^{+2} Cromo II ou crômico
CN^{-1} Cianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$ Hexacianoferrato II ou Ferrocianeto	Co^{+2} Cobalto II ou cobaltoso
HSO_4^{-1} Bissulfato	Cátion monovalente	Cátion trivalente
HCO_3^{-1} Bicarbonato	Li^{+1} Lítio	Al^{+3} Alumínio
$\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$ Diidrogenofosfato	Na^{+1} Sódio	Fe^{+3} Ferro III ou férrico
OCN^{-1} Cianato	K^{+1} Potássio	Co^{+3} Cobalto III ou cobáltico
SCN^{-1} Tiocianato	Rb^{+1} Rubídio	Y^{+3} Ítrio
PO_3^{-1} Metafosfato	Cs^{+1} Césio	Cr^{+3} Cromo III ou crômico
$\text{H}_2\text{PO}_2^{-1}$ Hipofosfito	Ag^{+1} Prata	Sc^{+3} Escândio
MnO_4^{-1} Permanganato	NH_4^{+1} Amônio	Cátion tetravalente
CH_3COO^- Acetato	H_3O^{+1} Hidrônio	Sn^{+4} Estanho IV ou estânico
OH^{-1} Hidróxido	Cu^{+1} Cobre I	Pb^{+4} Chumbo IV ou plúmbico
H^{-1} Hidreto	Hg_2^{+2} Mercúrio I ou mercuroso	Pt^{+4} Platina IV
HS^{-1} Hidrogenossulfeto	H^+ Hidrogênio	Pd^{+4} Paládio IV

As bases ou hidroxilas são classificadas quanto o número de hidróxila, o grau de dissociação e de acordo com a solubilidade em água.

a)- Quanto ao número de hidroxilas (OH^-). As bases ou hidróxidos podem ser classificados em:

I. Monobases: Liberam uma hidroxila (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: NaOH , KOH , LiOH , NH_4OH , entre outros

II. Dibases: Liberam duas hidroxilas (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, entre outros

III. Tribases: Liberam três hidroxilas (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, entre outros.

IV. Tetrabases: Liberam quatro (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$ etc.

b)- Quanto ao grau de dissociação. As bases podem ser classificadas quanto o grau de ionização em:

I. Fortes. Quando o grau de ionização é praticamente igual a 100%. Exemplos: todas as bases de metais alcalinos e alcalinos terrosos [exceto a base $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que é fraca];

II. Fracas. Quando o grau de ionização é inferior a 5%. Exemplo: NH_4OH , bases moleculares e hidróxidos dos demais metais.

c)- Quanto a solubilidade em água. As bases podem ser classificadas em:

i. Solúveis: Todos os hidróxidos dos metais alcalinos (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH e FrOH) e o hidróxido de amônio (NH_4OH).

ii. Pouco solúveis: Todos os hidróxidos dos metais alcalinos terrosos (Família 2A).

iii. Insolúveis: Todos os demais hidróxidos metálicos.

5.6 As reações entre os ácidos e as bases: Os sais

Historicamente, o termo sal é conhecido desde a antiguidade. Os sais substâncias iônicas, sofrem dissociação eletrolíticas e formam pelo menos um cátion diferente do íon hidrogênio (H^+) e um ânion diferente da hidroxila (OH^-). Vejamos agora algumas curiosidades dos sais. O sal (cloreto de sódio) é conhecido há 200 a.C (antes de Cristo) era um produto considerado muito precioso. Era comum distribuir aos trabalhadores o sal como honrarias por serviços prestados. Historiadores acreditam que a palavra salário seja derivada etimologicamente do latim *salarium argentum*, que significa pagamento em sal. A mistura de sais de sódio [bicarbonato de sódio (NaHCO_3), sulfato de sódio (Na_2SO_4), cloreto de sódio (NaCl) e carbonato de sódio (Na_2CO_3)] formavam o “natron” ou “natrão”, um poderoso agente secante utilizado no antigo Egito nos processos de mumificação. Após a retirada das vísceras, os corpos dos egípcios eram cobertos com grandes camadas de natron ou natrão. O natrão era encontrado, naturalmente, na região desértica a oeste do rio Nilo. Já os sais sulfitantes: sulfito de sódio (Na_2SO_3 anidro), bissulfito de sódio (NaHSO_3), metabissulfito de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$), metabissulfito de potássio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$), sulfito de potássio (K_2SO_3), sulfito de cálcio ($\text{CaSO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), bissulfito de cálcio [$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$] e bissulfito de potássio (KHSO_3) são utilizados nas indústrias de alimentos como aditivos alimentares. Estes sais apresentam grande ação inibitória contra os microorganismos (anaeróbicos e aeróbicos).

Os sais são o resultado proveniente de reações completas ou parciais entre um ácido e uma base. Dizemos que uma reação é completa quando todos os íons H^+

de um ácido forte reagem com OH⁻ de uma base forte. O resultado desta reação é classificado como sal neutro ou normal. A nomenclatura sal normal provém do ácido e da base que lhe dão origem (Tabela 15). De forma geral, os sais apresentam uma vasta diversidade familiar. Alguns deles são os resultados de reações parciais entre um ácido e uma base.

Tabela 15. Nomenclatura dos sais normais

Sufixo do ácido	Sufixo do ânion formado	Reação de neutralização total ou completa Ácido + base → Formação do sal normal ou neutro + água
Ídrico	eto	HCl + NaOH → NaCl + H ₂ O Ácido clorídrico + Hidróxido de sódio → Cloreto de sódio + água
Hipo...oso	Hipo...ito	HClO + NaOH → NaClO + H ₂ O Ácido hipocloroso + Hidróxido de sódio → Hipoclorito de sódio + água
-oso	-ito	HNO ₂ + KOH → KNO₂ + H ₂ O Ácido nitroso + Hidróxido de potássio → Nitrito de potássio + água
Íco	-ato	HNO ₃ + Ca(OH) ₂ → Ca(NO₃)₂ + H ₂ O Ácido nítrico + Hidróxido de cálcio → Nitrato de cálcio + água
Per...ico	Per...ato	HClO ₄ + KOH → KClO₄ + H ₂ O Ácido Perclórico + Hidróxido de potássio → Perclorato de potássio + água

5.7- A escala de pH

As reações de Bronsted-Lowry são denominadas de reações de transferência de íons hidrogênicos (H⁺). A medida de acidez, basicidade e neutralidade de uma reação são baseadas na concentração de íons hidrônios ou hidroxônios (H₃O⁺) em uma solução pode ser feita através da comparação com uma escala (escala de pH criada pelo bioquímico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen em 1909. Esta escala apresenta números que variam de zero a 14. Cabe ressaltar que estes limites são teóricos, por exemplo, o pH do HCl (ácido clorídrico) na concentração de 2,0 mol/ L é de - 0,301. Soluções ácidas tem o pH abaixo de 7, as básicas acima de 7, já as neutras apresentam o pH igual a 7.

5.8- Indicadores de pH e o pHmetro (ou peagometro)

O uso de indicadores de pH foi introduzido no século XVII por Robert Boyle. Ele observou que o licor da flor de violeta tornava-se vermelho em solução ácida e verde em solução básica. Apesar da teoria de Arrhenius ter surgido apenas no século XIX, Boyle já dizia no século 17, que ácido era qualquer substância que tornava vermelho

os extratos de plantas. Os indicadores visuais podem ser classificados de acordo com o mecanismo de mudança de cor ou os tipos de titulação nos quais são aplicados. Há dois métodos para determinação do pH, os colorimétricos e eletrométricos. Os colorimétricos são divididos em líquidos (com uma determinada faixa de pH), papéis e outros materiais indicadores que mudam de cor quando uma amostra de líquido ou gás é adicionada à sua superfície. Os eletrométricos são medidores de pH digitais.

Os líquidos são ácidos ou bases orgânicas fracas, com cores variadas, dentro de intervalos limitados, de acordo com a sua forma ácida ou básica. Para o bom funcionamento é necessário que a mudança de cor seja observada com clareza. As soluções incolores possibilitam a verificação da mudança de cor do indicador. As estruturas químicas desses indicadores são complexas, portanto, utilizaremos a notação HInd para um indicador ácido e IndOH para indicador básico. Os indicadores ácidos apresentam hidrogênio(s) ionizável(eis) na estrutura (HInd). Quando o meio está ácido ($\text{pH} < 7$), a molécula do indicador mantém seus hidrogênios. Nesta situação a molécula está neutra. Quando o meio está básico ($\text{pH} > 7$), os hidrogênios do indicador são fortemente atraídos pelos grupos OH^- (hidroxila) para formarem água, e neste processo são liberados os ânions do indicador (que possuem coloração diferente da coloração da molécula). Os indicadores básicos (IndOH) apresentam o grupo ionizável OH^- (hidroxila), portanto, em meio alcalino ($\text{pH} > 7$) as moléculas do indicador permanecem não-ionizadas (IndOH), e em meio ácido ($\text{pH} < 7$) os grupos hidroxila são retirados das moléculas do indicador para a formação de água, neste processo são liberados os cátions (de coloração diferente da coloração da molécula). O exemplo mais comum de indicador ácido-básico líquido é a fenolftaleína. Este indicador apresenta coloração vermelha à rósea em meio básico e torna-se incolor em meio ácido.

$\text{HInd} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ind}^-$	(Indicador ácido)
$\text{IndOH} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{Ind}^+$	Indicador básico)
Cor da forma não ionizada $\rightleftharpoons$ Cor da forma ionizada	

Os papéis indicadores são os mais antigos. O primeiro indicador em papel vendido foi o de tornassol (litmato de cálcio). Era vendido inicialmente na forma sólida, em grãos vermelhos (faixa ácida) ou azuis (faixa básica). A principal limitação deste método e a não apresentação do valor de pH exato ou estimado e a incapacidade de mudar para outras cores quando ele reage com certas substâncias. A evolução dos indicadores em papel permitiu obter os papéis de pH universal, bastantes utilizados desde os anos 1950. Esses indicadores são quimicamente imobilizados sob papel ou plástico. A utilização de plástico é para diminuir a rápida dissolução

do corante (sangramento) quando a tira fica por longo tempo imersa na solução. Os medidores de pH digitais surgiram em 1920.

Os procedimentos eletrométricos (potenciometria, condutimetria, amperometria), os viscosimétricos e o emprego de eletrodos de óxidos metálicos começaram a ganhar visibilidades no meio industrial. Contudo, somente em 1934, Arnold O. Beckman, desenvolveu um método, compacto, robusto e confiável para determinar a acidez de frutas, o pHmetro (ou peagametro) comercial. Atualmente, foram introduzidas grandes melhorias nos medidores de pH, com o objetivo de facilitar a visualização do pH e conforto ao usuário.

5.9- Aplicação prática - Sal hidratado

Sais hidratados são sais que possuem moléculas de água integradas ao seu arranjo cristalino. As moléculas de água encontram-se em uma proporção determinada em relação à fórmula do sal. A essa proporção damos o nome de grau de hidratação. Na fórmula de um sal hidratado, deve vir indicado o grau de hidratação.

Um bom exemplo é o sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), a sua estrutura apresenta-se na forma de cristais azuis, já o sulfato de cobre anidro, obtido por meio do aquecimento do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, apresenta-se como pó branco, muito higroscópico (tem facilidade de absorver umidade). O sulfato de cobre perde sua água de cristalização a cerca de 200°C . O objetivo desta atividade é identificar um sal hidratado através do aquecimento do mesmo em uma chama.

Materiais e reagentes

Sulfato de cobre (CuSO_4);

Água destilada;

Colher;

Pregador;

Tubo de ensaio

Bico de bunsen, lamparina, fogão ou outra fonte de aquecimento.

Procedimento experimental

Colocar alguns cristais de sulfato de cobre numa colher de chá. Transferir o sulfato de cobre para o tubo de ensaio. Levar o tubo de ensaio para a chama com o auxílio de um pregador. Observe que à medida que se aquece o tubo de ensaio pequenas gotículas de água são formadas e os cristais azuis do sulfato de cobre tornam-se branco (Figura 17).

Figura 17. Sulfato de cobre pentahidratado: (a)- cristais do sal no tubo de ensaio; (b)- formação de gotículas de água com o aquecimento do sal e (c)- diferença de coloração entre o sal hidratado (azul) e o anidro (branco).

(a)



(b)



(c)

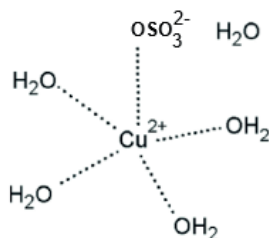


Fonte: Alaide de S. Barreto

CONCLUSÃO

A água contida nos cristais de sulfato de cobre e de muitos outros compostos é conhecida como água de hidratação e dizemos que o sulfato de cobre é um sal hidratado. O sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) apresenta-se na forma de cristais azuis, enquanto o sulfato de cobre anidro, obtido por meio do aquecimento do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, apresenta-se como cristais de coloração branca. Portanto, ao se aquecer o cristal, removemos a água de hidratação formando o composto anidro (sem água). A coloração azul do sulfato de cobre pentahidratado é característica dos

íons de cobre de carga 2+ na presença de água. Mas, onde estava a água nos cristais azul, que pareciam bem secos? Na forma pentahidratada, o cobre (II) está ligado a quatro moléculas de água e aos átomos de oxigênio de dois ânions sulfato (SO_4^{2-}), apresentando uma estrutura octaédrica destorcida. A quinta molécula de água não está coordenada diretamente ao cobre, mas, sim, ligada aos ânions sulfato por meio de ligações hidrogênio. Portanto, a geometria do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ cristalino é triclinica



Sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Fonte: adaptado de SILVA & PINTO, 2020

REFERENCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BRADY J. E., HUMISTON, G. E. Química Geral. Vol. 1, 2ª ed. São Paulo: LTC, 1986. KOTZ, J.C., TREICHEL Jr, Paul M. Química Geral e Reações Químicas, v.1, 5ª ed. São Paulo: Thompson Pioneira, 2005.

VOGEL, A.I.; Química Analítica Qualitativa. Trad. A. Gimero. São Paulo, Mestre Jou, 1981.

SILVA, L.R. C. da; PINTO, R.M. Caracterização termoanalítica do sulfato cobre pentahidratado. Cadernos UniFOA, Volta Redonda, n.43, p. 25-31, 2020.