



UNIVERSIDADE DA BEIRA INTERIOR
Ciências

Evolução do conceito Ácido-Base no ensino Básico e Secundário nos últimos Cem Anos

Liliana Maria Pereira Pinto Dias Boavida

Dissertação para obtenção do Grau de Mestre em
**Ensino de Física e de Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e no
Ensino Secundário**
(2º ciclo de estudos)

Orientador: Prof. Doutora Maria Isabel Guerreiro da Costa Ismael

Covilhã, Junho de 2011

Dedicatória

Aos meus pais, Filomena e Manuel, pelo apoio, encorajamento e amor que sempre me deram e fizeram de mim a pessoa que hoje sou.

Ao meu marido Carlos pelo apoio, amor e compreensão que sempre manifestou.

Ao meu filho Manuel, que ilumina todos os meus dias e me dá forças para chegar sempre mais longe.

E, em especial, aos meus queridos avós, Ana e Manuel, que sempre sonharam ver-me alcançar mais esta etapa da minha vida.

Agradecimentos

À Prof. Doutora Maria Isabel Guerreiro da Costa Ismael, pelo apoio, incentivo e crítica dados na orientação deste estudo.

À Biblioteca da Faculdade de Ciências de Lisboa, em particular à Doutora Margarida, pelos livros emprestados e pela disponibilidade demonstrada.

À Biblioteca da Escola Secundária Campos Melo pelos livros emprestados.

Às minhas colegas Angelina e M^a José pelos materiais emprestados.

A todos os meus amigos, que de alguma forma me incentivaram e apoiaram.

Aos meus pais, irmão e marido pelo apoio, paciência e compreensão que sempre demonstraram.

Ao meu filho Manuel pelo tempo que abdicou da minha presença e atenção.

Resumo

O objectivo desta dissertação é o estudo da evolução do conceito ácido-base, nos últimos cem anos, no ensino básico e secundário.

No início do século um ácido era uma substância que reagia com a soda, ou qualquer substância com propriedades básicas neutralizando-a. Uma base era definida como uma substância capaz de neutralizar qualquer substância com propriedades ácidas. Actualmente estas definições continuam verdadeiras, no entanto, um ácido é definido como uma substância aceitadora de um par de electrões enquanto que uma base doa um par de electrões, sendo esta definição abrangente de todas as anteriores.

Actualmente, no ensino secundário lecciona-se o conceito de ácido-base de Bronsted Lowry, em que ácido é definido como uma substância que em solução aquosa dá uma espécie dadora de protões, enquanto que uma base é uma espécie aceitadora de protões.

Neste trabalho foram analisados diferentes manuais escolares, do último século, existentes em diferentes bibliotecas do país.

Foi muito importante fazer este estudo evolutivo, pois posteriormente será utilizado na leccionação do conceito ácido-base, no Ensino Secundário, assim como na evolução da escrita de fórmulas químicas no Ensino Básico, entre outros.

Palavras-chave

Ácido-base; Ácido; Base; Sal; Arrhenius; Bronsted Lowry; Lewis.

Abstract

[1linha de intervalo]

The aim of this work is to study the evolution of acid-base concept, in the last hundred years, in Primary and Secondary Education.

In the early acid was a substance that reacted with the soda, or any substance with basic properties of neutralizing it. A base was defined as a substance which can neutralize any substance with acidic properties. Currently these definitions are still true; however, an acid substance is defined as an acceptor of a pair of electrons, and a base is the substance that donates a pair of electrons, and this broad definition of all of the above.

Currently, in secondary education teaches the concept of acid-base Bronsted Lowry, in which acid is defined as a substance that in aqueous solution gives a kind of proton donor while a base is a proton acceptor species.

In this work several textbooks of the last century were analyzed, existing in different libraries of the country.

It was very useful to conduct this study of evolution, as will later be used in teaching the acid-base concept in high school as well as the evolution of chemical formulas written in Basic Education, among others.

Keywords

Acid-base; acid, base, salt, Arrhenius; Bronsted Lowry; Lewis

Índice

Capítulo 1 - Introdução	1
Secção 1 - Apresentação da dissertação	1
Secção 2 - Nota histórica da evolução das estruturas curriculares em Portugal	1
Secção 3 - Introdução histórica da evolução do conceito ácido-base	3
Capítulo 2 - Análise do manual datado de 1903	5
Secção 1 - Ácido	5
Secção 2 - Bases	7
Secção 3 - Sais	8
Capítulo 3 - Análise do manual datado de 1935	10
Secção 1 - Ácidos	10
Secção 2 - Bases	10
Secção 3 - Sais	10
Capítulo 4 - Análise do manual datado de 1939	12
Secção 1 - Óxidos	12
Secção 2 - Ácidos	14
Subsecção 1 - Leis de Berthollet	14
Subsecção 2 - Métodos de preparação dos ácidos	16
Subsecção 3 - Acuidade	18
Secção 3 - Bases	
Subsecção 1 - Métodos de preparação das bases	19
Subsecção 2 - Basicidade	20
Secção 4 - Sais	20
Subsecção 1 - Classificação dos sais	20
Subsecção 2 - Processo de preparação dos sais	21
Secção 5 - Nomenclatura dos ácidos, das bases e dos sais	22
Subsecção 1 - Nomenclatura dos anidridos	22
Subsecção 2 - Nomenclatura dos ácidos	23
Subsecção 3 - Nomenclatura das bases	23
Subsecção 4 - Nomenclatura dos sais	24
Capítulo 5 - Análise do manual datado de 1947	27
Secção 1 - Acuidade	27
Secção 2 - Ácidos	28
Subsecção 1 - Divisão dos ácidos	28
Subsecção 2 - Nomenclatura dos ácidos	29
Subsecção 3 - Preparação dos ácidos	30
Subsecção 4 - Propriedades químicas dos ácidos	31

Subsecção 5 - Ácidos fortes	33
Subsecção 6 - Ácidos fracos	33
Secção 3 - Basicidade	34
Secção 4 - Bases	34
Subsecção 1 - Divisão das bases	34
Subsecção 2 - Nomenclatura das bases	35
Subsecção 3 - Preparação das bases	36
Subsecção 4 - Propriedades químicas das bases	36
Secção 5 - Sais	38
Subsecção 1 - Divisão dos sais	38
Subsecção 2 - Nomenclatura dos sais	41
Subsecção 3 - Preparação geral dos sais	43
Subsecção 4 - Propriedades químicas dos sais	44
Capítulo 6 - Análise do manual datado de 1951	46
Secção 1 - Ácidos	46
Secção 2 - Bases	47
Capítulo 7 - Análise do manual datado de 1956	49
Secção 1 - Ácidos	49
Subsecção 1 - Ácidos fortes e ácidos fracos	50
Subsecção 2 - Tios de acidez: acidez actual, total e potencia	50
Secção 2 - Bases	51
Capítulo 8 - Análise do manual datado de 1961	53
Secção 1 - Ácidos	53
Subsecção 1 - Nomenclatura dos ácidos	53
Subsecção 2 - Algumas definições relativas aos ácidos	54
Secção 2 - Sais	55
Subsecção 1 - Nomenclatura dos sais	55
Subsecção 2 - Algumas regras para escrever as fórmulas dos sais	56
Secção 3 - Bases ou hidróxidos	56
Subsecção 1 - Nomenclatura das bases ou hidróxidos	57
Capítulo 9 - Análise do manual datado de 1977	58
Secção 1 - Soluções ácidas	58
Subsecção 1 - Ácido segundo Arrhenius	58
Subsecção 2 - Ácidos fortes e ácidos fracos	59
Secção 2 - Soluções alcalinas	60
Subsecção 1 - Base segundo Arrhenius	60
Subsecção 2 - Bases fortes e bases fracas	61
Secção 3 - Conceito de ácido-base segundo Lowry-Bronsted	62
Subsecção 1 - Natureza do ião H^+	62
Subsecção 2 - Bases que não podem originar iões OH^- por ionização	64

Subsecção 3 - Definição de ácido e de base segundo Bronsted	65
Subsecção 4 - Pares de ácido-base conjugados	66
Capítulo 10 - Análise do manuj datado de 1988	67
Secção 1 - Ácidos	67
Secção 2 - Bases	67
Secção 3 - Evolução histórica dos conceitos ácido e base	68
Secção 4 - Definição de ácido e de base segundo Arrhenius	70
Secção 5 - Definição de ácido e de base segundo Bronsted Lowry	71
Secção 6 - Definição de ácido e de base segundo Lewis	72
Capítulo 11 - Análise do manual datado de 1994	74
Secção 1 - Definição de ácido e de base segundo Bronsted Lowry	75
Secção 2 - Força dos ácidos e das bases	77
Secção 3 - Classificação dos ácidos e das bases	78
Capítulo 12 - Análise do manual datado de 2004	79
Secção 1 - Definição de ácidos e de bases segundo Arrhenius	79
Secção 2 - Definição de ácidos e de bases segundo Bronsted Lowry	81
Secção 3 - Reacções ácido-base	82
Capítulo 13 - Conclusões	85
Referências Bibliográficas	86

Capítulo 1 - Introdução

Secção 1 - Apresentação da dissertação

Ao longo deste trabalho fez-se um estudo da evolução do conceito ácido-base, no ensino básico e secundário, desde o início do século passado até aos nossos dias. Para isso, foram analisados onze livros, datando o primeiro de 1903.

Os livros analisados variam de década para década, não tendo sido analisados livros das décadas de 10 e de 20, uma vez que não foi possível encontrar nenhum manual dessa altura.

Em cada capítulo deste trabalho é analisada a abordagem do conceito ácido-base num manual.

Ao longo deste trabalho, e principalmente nos primeiros capítulos, as fórmulas e equações químicas estão escritas de forma diferente do que é adoptado actualmente. Também algumas expressões utilizadas são diferentes das usadas actualmente. Optou-se por utilizar esta linguagem, para que sejam bem perceptíveis as diferenças sofridas, não só no conceito analisado, assim como na química em geral, ao longo dos tempos.

Finalmente, foi difícil analisar como foi abordado o conceito no mesmo ano de escolaridade pois a estrutura curricular no ensino tem vindo a mudar ao longo dos tempos. Assim, é importante fazer uma pequena abordagem histórica das reformas na estrutura curricular em Portugal.

Secção 2 - Nota histórica da evolução das estruturas curriculares em Portugal

Em 1900, o regime de ensino em vigor era o instaurado, em 1854, pela Reforma de Jaime Moniz, no qual existiam apenas dois tipos de ensino, o Ensino Primário e o Ensino Secundário. Este último era na altura constituído por um curso geral de cinco anos e um curso complementar de dois anos. Neste curso existia um peso exagerado de latim e ausência de bifurcação de Letras e Ciências.

Em 1905 surgiu uma nova Reforma do Ensino Secundário, pelo ministro Eduardo José Coelho. Ao nível estrutural, existia um curso geral, de cinco anos, dividido em duas secções de três e dois anos respectivamente, bifurcando-se em Letras e Ciências: as Letras sem qualquer

disciplina científica e as Ciências sem qualquer disciplina Literária, à excepção de Inglês ou Alemão.

Em 1918, surge a necessidade de reformar estruturalmente o Ensino Secundário. Assim, houve uma reorganização das secções do curso geral que passou a ser constituído por uma primeira secção de dois anos e uma terceira secção de três anos e os cursos complementares separados em Letras e Ciências, de dois anos.

Em 1926 é feita outra reforma onde a escolaridade liceal é reduzida a um ano, passando de sete para seis. O curso geral mantém os cinco anos, mas é a primeira secção que passa a ter três anos e a segunda secção dois. Os cursos complementares ficam, cada um, reduzidos a um ano. Contudo, as alterações apresentadas revelaram-se ineficazes, pelo que, em 1927, os cursos complementares voltaram a ter duração de dois anos.

Em 1930 houve uma nova Reforma, no entanto, esta foi apenas referente aos planos de estudo.

Em 1936, surge uma nova Reforma, onde se eliminou a distinção entre Curso Geral e Complementar e a bifurcação entre Letras e Ciências. Defendia-se um curso igual para todos distribuído por três ciclos: o primeiro essencialmente prático e descritivo, constituído por três anos; o segundo ciclo, teórico e experimental, com mais três anos e um terceiro ciclo de um só ano, que visaria a sistematização mental e a síntese de todos os conhecimentos adquiridos, em volta de novos centros de estudo. Passariam então a existir dois tipos de Liceus: nacionais, com cursos completos, e os provinciais só com os primeiro e segundo ciclos.

Em 1947, foi nomeado Ministro de Educação o Professor Pires de Lima, que mais uma vez reformulou o Ensino Secundário. Nesta nova Reforma o Curso Geral dos Liceus voltou a ter duração de cinco anos e o Curso Complementar de dois anos, com separação de Letras e Ciências. Nesta Reforma surgiu também o Ciclo Preparatório do Ensino Técnico Elementar, com ramo paralelo ao primeiro Ciclo do Ensino Secundário. Acentuou-se então a separação entre Liceus e Escolas Técnicas.

Em 1960, criou-se o Ciclo Preparatório do Ensino Secundário que se situava entre a quarta classe do Ensino Primário e o ensino secundário. Tal Ciclo Preparatório tinha a duração de dois anos. Nessa altura existiam quatro anos de escolaridade no Ensino Primário, dois anos no Ensino Preparatório e o Ensino Secundário iniciava-se no sétimo ano de escolaridade. No entanto, em 1967 Galvão Teles fundiu o primeiro Ciclo ao Ensino Secundário e o Ciclo Preparatório, criando-se assim o Ensino Unificado.

Em 1973 realizou-se uma nova Reforma. A escolaridade básica prolongar-se-ia por um período de oito anos, ministrado em dois ciclos: quatro anos de Ensino Primário e outros quatro a

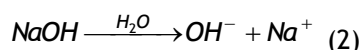
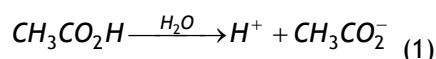
serem leccionados nas Escolas de Ensino Preparatório. Extinguia-se o Ciclo Complementar do Ensino Primário (quinta e sexta classe).

Em 1986, surge uma grande Reforma com a aprovação da Lei de Bases do Sistema Educativo. A Lei nº 46/86 definia claramente os níveis de ensino, sendo o Básico constituído pelo Primeiro Ciclo com quatro anos, o Segundo Ciclo, com dois anos, e o Terceiro Ciclo com três anos. O Ensino Básico seria, assim, de nove anos e o Secundário de três anos.

Actualmente é esta a última Reforma de Estrutura Curricular que permanece nas nossas escolas.

Secção 3 - Introdução histórica da evolução do conceito ácido-base

As primeiras tentativas de classificação de certas substâncias químicas em ácidos e bases estão descritas nos trabalhos dos cientistas A. Lavoisier, C. Bertholletv (1748-1922), H. Davy (1778-1819) e J. von Liebig (1803-1873). Em 1887, o químico sueco S. Arrhenius (1859-1927), na sequência dos seus trabalhos sobre condutibilidade eléctrica de certas soluções, classifica como **ácido** qualquer substância capaz de originar iões hidrogénio, H^+ (protões) e iões negativos, em solução aquosa, e como **base** um composto capaz de fornecer iões hidróxido OH^- e iões positivos para a solução aquosa:



Arrhenius reconhecia assim, e correctamente, que as características ácidas e básicas numa solução derivam da presença dos iões H^+ e OH^- , respectivamente.

Embora os conceitos desenvolvidos por Arrhenius contribuíssem enormemente para o desenvolvimento da química no início do século XX, algumas dificuldades, contudo, surgiram. Uma delas ligava-se à natureza do ião H^+ em solução aquosa; uma outra consistia no facto de haver substâncias que, não contendo o ião hidrónio OH^- , se comportavam como bases. Sabe-se hoje que o ião H^+ , devido à sua elevada densidade de carga, está fortemente ligado à água originando uma espécie particularmente estável: o ião hidrónio, H_3O^+ . Esta espécie iónica foi detectada em cristais sólidos, em particular nos cristais do ácido perclórico mono-hidratado ($HClO_4 \cdot H_2O$).

Um outro aspecto ao qual a definição de Arrhenius não dava resposta era a existência de substâncias que não contêm o ião OH^- mas reagem com os ácidos como bases.

O passo seguinte foi dado em 1923 com os trabalhos de J. N. Bronsted (1879-1947) e T. M. Lowry (1876-1936) que propuseram as seguintes definições: ácido, substância capaz de ceder prótons, e base, substância capaz de aceitar prótons.

Ainda em 1923, e tendo a teoria da ligação química iniciado os primeiros passos, G. N. Lewis (1875-1946) propôs novos conceitos de ácido e de base no âmbito mais geral do que Bronsted-Lowry. Segundo Lewis, base é qualquer espécie que na ligação com outra cede electrões (ligação dativa); esta última será um ácido.

Todas as bases de Bronsted são bases de Lewis. Na verdade, para que uma espécie possa aceitar um próton e funcionar como uma base de Bronsted deve possuir electrões não ligantes disponíveis para o estabelecimento da ligação a H^+ .

Também é possível considerar qualquer ácido de Bronsted como ácido de Lewis. Com efeito, o íon H^+ proveniente do ácido de Bronsted vai fixar-se a uma base à custa de uma ligação dativa desta; H^+ aceita electrões nesta ligação e por, extensão, pode dizer-se que o ácido aceitou electrões.

Capítulo 2 - Análise do manual datado de 1903

Secção 1 - Ácido

No início do século, em 1903, foi editado o livro “Tratado de Chimica Elementar” pela Imprensa da Universidade de Coimbra. Nesta altura o conceito de ácido era definido como “Os ácidos são compostos susceptíveis de reagir com a potassa (KOH), a soda (NaOH), em geral sobre os compostos básicos bem caracterizados, neutralizando-os. Se são solúveis em água têm geralmente um sabor ácido ou acre, parecido com o do vinagre, tornam vermelho o soluto azul do tornesol, e descoram o soluto de fenolftaleína, tornado rosa com as bases. Os ácidos minerais tornam azul esverdeado o soluto aquoso de violeta de metilanilina, ou o papel Congo.”

O indicador azul de tornesol é também definido como um corpo solúvel, de cor azul, que se obtém fazendo actuar o ar e o amoníaco sobre certos *liquens*¹ em presença de um grande excesso de carbonato alcalino. O papel Congo é um preparado de vermelho Congo, uma matéria corante azóica, de fórmula $C^{32}H^{22}Az^6O^6S^2Na^2$.

Relativamente aos ácidos é ainda dito que “a cor que a tintura de tornesol adquire com os ácidos fortes é casca de cebola; com os fracos, como o anidrido carbónico, é vinosa³”.

Os principais ácidos são os hidrácidos (ácidos binários) e os oxácidos. Os hidrácidos são compostos de um *metalóide halogénico* (cloro, bromo, iodo, flúor) e pelo hidrogénio.

Os oxácidos são aqueles ácidos em cuja composição entra o oxigénio. Dividem-se em oxácidos anidros e oxácidos hidratados. Os oxácidos anidros resultam da combinação de um metalóide com o oxigénio. Podem combinar-se com a água em diversas proporções, dando ácidos hidratados.

Os óxidos superiores de alguns metais, isto é, que contêm a maior proporção de oxigénio, também são ácidos, e denominam-se anidros ou ácidos metálicos.

Os oxácidos hidratados são ácidos ternários, compostos de um metalóide (ou metal), oxigénio e hidrogénio. Pelo modo de geração podem considerar-se como resultado da combinação dos ácidos anidros ou anidridos com a água. Devido às suas propriedades e reacções são

¹ Associações simbióticas de mutualismo entre fungos e algas.

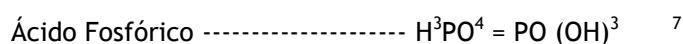
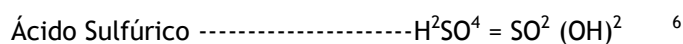
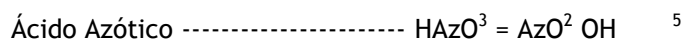
² A fórmula actual é $C_{32}H_{22}N_6O_6S_2Na_2$.

³ Da cor do vinho, vermelha.

inteiramente análogos aos hidrácidos; com efeito, na reacção sobre as bases, o hidrogénio que uns e outros contêm é substituído pelo metal da base. A única diferença entre os hidrácidos e os oxácidos hidratados é que nos primeiros o hidrogénio está reunido a um só elemento electronegativo; e nos oxácidos, a um grupo de elementos (radical composto) electronegativo. O grupo de elementos reunidos nos ácidos oxigenados ao hidrogénio substituível por metais denomina-se resíduo halogénico, porque desempenha o papel do elemento halogénico nos hidrácidos. Por exemplo, o ácido clorídrico (HCl) é um hidrácido e o ácido sulfúrico mono-hidratado, $H^2SO^4 = H^2O, SO^3$ ⁴ é um oxácido hidratado, que resulta da combinação do anidro sulfúrico e da água, e que na reacção sobre a potassa se transforma em sulfato de potássio, K^2SO^4 perdendo hidrogénio; do mesmo modo que o ácido clorídrico, forma cloreto de potássio, KCl.

Os ácidos são, ainda, classificados em monobásicos ou polibásicos. Os monobásicos formam, em geral, uma só série de sais com as bases monoácidas, combinando-se com estas numa só proporção. Os ácidos bibásicos formam duas séries de sais, isto é, podem reproduzir uma ou duas vezes as reacções dos ácidos monobásicos, e, por isso, podem-se considerar como duas vezes ácidos. E assim para os outros ácidos polibásicos.

Nas fórmulas dos ácidos, escreve-se à parte o número de oxidrilos igual ao que representa a basicidade do ácido. Assim:



Chama-se a este hidrogénio dos oxidrilos hidrogénio básico; os radicais reunidos a estes oxidrilos são radicais ácidos (AzO = azotilo; SO^2 = sulfurilo; PO = fosforilo).

Alguns ácidos como o ácido acético, C^2H^3O, OH ,⁸ e o fosforoso, $POH(OH)^2$ ⁹ (bibásico), têm, além do hidrogénio básico, mais hidrogénio, que por tradição se costuma dizer típico.

Representa-se um ácido monobásico pela fórmula que exprime o peso *a* desse ácido que satura a potassa, $KOH = 55,74$ p. em peso de potassa ou a quantidade *b* equivalente de qualquer base; um ácido bibásico, pela fórmula que exprime o peso B de ácido susceptível de saturar $2 KOH = 2 \times 55,74$ p. de potassa, também para formar um sal neutro; um ácido

⁴ A fórmula actual é H_2SO_4

⁵ Actualmente chama-se ácido nítrico e escreve-se HNO_3 .

⁶ Actualmente o nome mantém-se mas escreve-se H_2SO_4 .

⁷ Actualmente o nome mantém-se mas escreve-se H_3PO_4 .

⁸ A fórmula actual é C_2H_3OOH

⁹ A fórmula actual é H_3PO_3 .

tribásico, pela fórmula que exprime o peso T de ácido que satura 3 KOH = 3 × 55,74 p. de potassa.

Designando pelo nome de peso molecular ou molécula dos ácidos bi- e tri-básicos essas quantidades B e T, podemos dizer que a molécula B de um ácido bibásico equivale a duas moléculas (a + a) de um ácido monobásico inteiramente unidas e inseparáveis; e que a molécula T de um ácido tri-básico representa três destas moléculas (a + a + a). Esta é a *Teoria dos ácidos polibásicos de Berthelot*.

Sendo assim, os derivados salinos S, S' e S'' dos ácidos bibásicos e tribásicos são respectivamente correspondentes às seguintes equações geradoras:

Para os ácidos bibásicos:

$$\left. \begin{array}{l} B + 2b - 2H^2O = S \\ B + b - H^2O = S' \end{array} \right\} \text{ou} \left\{ \begin{array}{l} \frac{B}{2} + b - H^2O = \text{Sal neutro} \\ \frac{B}{2} + \frac{1}{2}b - H^2O = \text{Sal ácido} \end{array} \right. \quad (3)$$

Para os ácidos tribásicos:

$$\left. \begin{array}{l} T + 3b - 3H^2O = S \\ T + 2b - 2H^2O = S' \\ T + b - H^2O = S'' \end{array} \right\} \text{ou} \left\{ \begin{array}{l} \frac{T}{3} + b - H^2O = \text{Sal neutro} \\ \frac{T}{3} + \frac{2}{3}b - \frac{2}{3}H^2O = \text{Sal ácido} \\ \frac{T}{3} + \frac{1}{3}b - \frac{1}{3}H^2O = \text{Sal bíblico} \end{array} \right. \quad (4)$$

Secção 2 - Bases

Relativamente às bases é dito que “as bases, ou compostos básicos, são corpos susceptíveis de neutralizar as propriedades dos ácidos, por exemplo, do ácido sulfúrico. São corpos que se comportam em presença dos ácidos bem caracterizados (H²SO⁴, HAZO³, etc.)¹⁰ do mesmo modo que a potassa, a soda e a cal. Quando são solúveis na água têm um sabor alcalino, parecido com o da lixívia das cinzas, tornam azul a tintura de tornesol avermelhada pelos ácidos, e róseo o soluto de fenolftaleína.”

Os compostos básicos dividem-se em óxidos básicos (anidros básicos) e bases hidratadas (hidratos metálicos básicos).

Os óxidos básicos são óxidos metálicos electro-positivos que saturam os ácidos transformando-os em sais, por exemplo, a cal viva, CaO.

¹⁰ As fórmulas actuais são H₂SO₄, HNO₃, etc.

As bases hidratadas são compostos básicos, ternários, formados de um metal, oxigénio e hidrogénio. Podem resultar da combinação directa dos óxidos básicos com a água. Um exemplo deste tipo de bases é a cal apagada $\text{CaO}, \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ ¹¹, que resulta da acção da água sobre a cal viva, e também a potassa $\text{K}_2\text{O}, \text{H}_2\text{O} = 1/2\text{KOH}$.

As bases não têm todas a mesma capacidade de saturação em relação aos ácidos, daí a divisão das bases em monoácidas ou monoatómicas e em poliácidas ou poliatómicas. As primeiras combinam-se numa só proporção com os ácidos monobásicos, as segundas em mais proporções.

Por exemplo, a potassa, KOH, é uma base monoácida; a barita $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ¹³ e o hidrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ¹⁴, são bases biácidas; o sequióxido de ferro hidratado $\text{Fe}(\text{OH})_3 = 1/2(\text{Fe}_2\text{O}_3, 3\text{H}_2\text{O})$ ¹⁵ é uma base triácida. Assim a barita dá com o ácido acético, $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}.\text{OH}$, dois sais: $\text{Ba}(\text{O}.\text{C}^2\text{H}^3\text{O})_2$ ¹⁶, que é neutro e $\text{Ba}(\text{OH})(\text{O}.\text{C}^2\text{H}^3\text{O})$ ¹⁷, que é básico.

Secção 3 - Sais

Os sais são definidos como “Os sais neutros, ou de função simples, são os corpos que resultam da neutralização dos ácidos (anidros ou hidratados ou dos hidrácidos) pelas bases (óxidos básicos ou bases hidratadas) ”.

Se considerarmos como tipo de reacções salinas a reacção dos oxácidos anidros sobre as bases anidras, os sais são obtidos por meio de uma combinação, por adição directa, daqueles componentes, e há um elemento comum, o oxigénio, no oxácido e na base que constituem o sal, e por isso estes sais são anfidros¹⁸. Na reacção dos ácidos hidratados ou hidrácidos sobre as bases, a formação do sal resulta de uma substituição do hidrogénio do ácido pelo metal da base, ou, o que vem a ser o mesmo para o caso dos oxácidos, dos elementos da água no oxácido hidratado pelos do óxido básico.

¹¹ Hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

¹² Hidróxido de potássio KOH

¹³ Hidróxido de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

¹⁴ Hidróxido de chumbo, $\text{Pb}(\text{OH})_2$

¹⁵ Hidróxido de ferro, $\text{Fe}(\text{OH})_3$

¹⁶ Acetato de bário, $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$

¹⁷ Composto actualmente desconhecido

¹⁸ Sal, de combinação ternária, resultante da combinação de um ácido com qualquer base.

Por exemplo, o sulfato de bário ($\text{BaSO}^4 = \text{BaO},\text{SO}^3$)¹⁹ pode obter-se, por adição directa, na acção do ácido sulfúrico anidro (SO^3)²⁰ sobre a barita anidra BaO ²¹. Pode também obter-se, por substituição, na acção do ácido sulfúrico hidratado ($\text{H}^2\text{SO}^4 = \text{H}^2\text{O},\text{SO}^3$) sobre a barita (BaO).

Um hidrácido, o ácido clorídrico, reagindo sobre a barita, dá um sal, o cloreto de bário (BaCl^2)²², que difere do ácido pela substituição do hidrogénio pelo metal.

Em alguns casos obtém-se um sal pela acção de um ácido oxigenado hidratado ou de um hidrácido sobre um metal. Por exemplo, o sulfato de zinco (ZnSO^4)²³ obtém-se na acção do ácido sulfúrico (H^2SO^4) sobre o zinco (Zn).

Comparando a fórmula química de um sal com a da base, vê-se que os sais diferem da base pela substituição do hidrogénio pelos radicais ácidos, ou dos oxidrilos pelos resíduos halogénicos dos ácidos.

Assim, a fórmula de azotado de bário, $\text{Ba}(\text{AzO}^3)^2$ ²⁴ pode escrever-se $\text{Ba}(\text{O},\text{AzO}^2)^2$ ou $\text{Ba}(\text{Az}^2\text{O}^3)$.

Os sais que correspondem aos hidrácidos são binários e denominam-se *haloides* (semelhantes aos verdadeiros sais); os que correspondem aos oxácidos, sulfácidos, clorácidos, fluoácidos, etc., denominam-se sais anfidos e dividem-se em oxisais, sulfosais, clorosais, fluosais, etc. Os principais sais anfidos são os oxisais.

As principais propriedades dos sais são os fenómenos de dupla decomposição que entre eles se podem dar, e a sua electrólise ou decomposição pela corrente eléctrica, podem exprimir-se com facilidade, admitindo que todos os sais são compostos de um metal M e um resíduo halogénico R, isto é, representando-os pela fórmula MR.

¹⁹ Actualmente representado por BaSO_4

²⁰ Actualmente designado por trióxido de enxofre de fórmula química SO_3

²¹ Óxido de bário

²² Actualmente escreve-se BaCl_2

²³ Actualmente escreve-se ZnSO_4

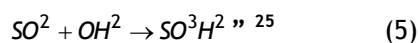
²⁴ Nitrato de bário, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

Capítulo 3 - Análise do manual datado de 1935

Em 1935 foi editado o livro “Lições de Química” seguindo a orientação dos programas da 3ª classe da altura. Neste manual a definição de ácidos e bases é mais sucinta. Também a escrita de fórmulas químicas já é diferente, mas ainda não é igual à da actualidade.

Secção 1 - Ácidos

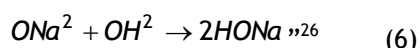
Ácidos são definidos como: “Designa-se com o nome de ácidos os hidróxidos cujos solutos têm um gosto ácido e a propriedade de avermelhar a tintura azul de tornesol. Assim, o anidro sulfuroso reage com a água, formando um hidróxido a que se dá o nome de ácido sulfuroso.



Secção 2 - Bases

As bases são definidas como “Os hidróxidos cujos solutos aquosos têm um gosto a lixívia e a propriedade de restituir cor à tintura de tornesol avermelhada pelos ácidos, chamam-se bases.

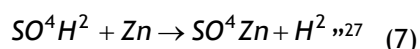
Assim, o hidróxido de sódio que se obtém fazendo reagir o óxido de sódio com a água



é uma base a que se dá vulgarmente o nome de soda cáustica.

Secção 3 - Sais

Relativamente aos sais é dito que “O hidrogénio prepara-se, como se sabe, pela reacção dum ácido sobre um metal. O hidrogénio do ácido é deslocado pelo metal.



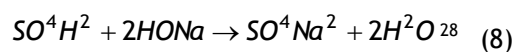
²⁵ Actualmente a expressão escreve-se $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

²⁶ Actualmente a expressão escreve-se $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaHO$

²⁷ Actualmente a expressão escreve-se $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

Os compostos que resultam da substituição do hidrogénio dum ácido por um metal chamam-se sais.

Os sais podem ainda obter-se fazendo reagir um ácido com uma base. Assim, o ácido sulfúrico reagindo com a soda cáustica dá por dupla substituição um sal e água.



Estes compostos acabados de referir designam-se com o nome geral de funções químicas.

²⁸ Actualmente a equação escreve-se $H_2SO_4 + 2NaHO \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Capítulo 4 - Análise do manual datado de 1939

No manual “Epítome de Ciências Físico-Químicas” do 2º ciclo, editado em 1939 este tema é abordado através da classificação de corpos compostos.

É dito que, os corpos compostos classificam-se em vários grupos a que se dá o nome de **funções químicas**. Função química é definida como “um conjunto de corpos compostos caracterizados por propriedades químicas comuns. As funções da química mineral são: ácidos, bases, sais e óxidos.”

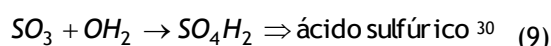
Secção 1 - Óxidos

Os principais tipos de óxidos são: anidros ou óxidos acídicos, óxidos básicos, óxidos indiferentes e óxidos neutros.

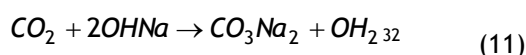
Os óxidos são compostos binários oxigenados, por exemplo, o óxido cúprico (OCu)²⁹ e o anidro sulfuroso (SO₂).

Os **anidros** são óxidos caracterizados pelas seguintes propriedades:

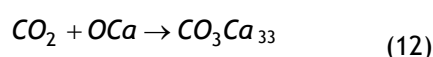
- a) Combinam-se com a água dando origem a ácidos. Por exemplo:



- b) Reagem com as bases dando origem a um sal e água.



- c) Combinam-se com os óxidos básicos dando origem a sais.



²⁹ Óxido de cobre (II), CuO

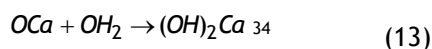
³⁰ A equação actualmente escreve-se $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \Rightarrow$ ácido sulfúrico

³¹ A equação actualmente escreve-se $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3 \Rightarrow$ ácido metafosfórico

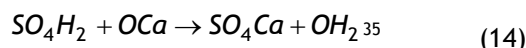
³² A equação actualmente escreve-se $CO_2 + 2NaHO \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

Os óxidos básicos são óxidos caracterizados pelas propriedades seguintes:

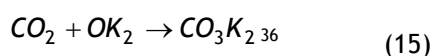
- a) Combinam-se com a água dando origem a bases.



- b) Reagem com os ácidos dando origem a um sal e água.

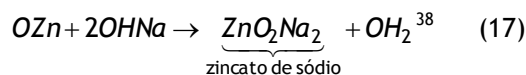
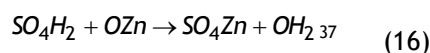


- c) Combinam-se com os anidros dando origem a sais.

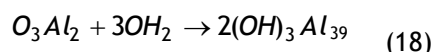


Os óxidos indiferentes são caracterizados pelas seguintes propriedades:

- a) Reagem com os ácidos comportando-se como um óxido básico, e com as bases, comportando-se como um anidro.



- b) Combinam-se, directa ou indirectamente com a água dando origem a hidróxidos que, em presença de ácidos, actuam como bases e em presença de bases actuam como ácidos.



$(OH)_3Al$ em presença dum ácido actua como hidróxido de alumínio e em presença de uma base como ácido alumínico (AlO_3H_3).

³³ A equação actualmente escreve-se $CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$

³⁴ A equação actualmente escreve-se $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

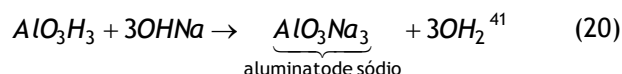
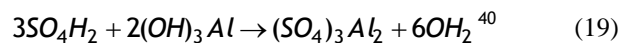
³⁵ A equação actualmente escreve-se $H_2SO_4 + CaO \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

³⁶ A equação actualmente escreve-se $CO_2 + K_2O \rightarrow K_2CO_3$

³⁷ A equação actualmente escreve-se $H_2SO_4 + ZnO \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$

³⁸ A equação actualmente escreve-se $ZnO + 2NaHO \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

³⁹ A equação actualmente escreve-se $Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3$



Os **óxidos neutros** são óxidos que não reagem nem com os ácidos nem com as bases. Por exemplo, óxido de carbono (CO); protóxido de azoto (N₂O); bióxido de azoto (NO₂).

Secção 2 - Ácidos

Relativamente aos ácidos é dito que são compostos que se caracterizam pelas seguintes propriedades:

- Têm hidrogénio substituível por um metal.
- Reagem com as bases neutralizando-as e dando origem a um sal e água.

Têm sabor ácido, parecido com o vinagre, se são solúveis.

- Tornam róseo o papel de tornesol e descoram uma solução de fenolftaleína tornada rósea pelas bases.

Os ácidos são classificados em hidrácidos, ácidos binários que não têm oxigénio (p. ex. ClH e SH₂)⁴² e em oxácidos, ácidos ternários que contêm oxigénio (p. ex. SO₄H₂ e NO₃H)⁴³.

São definidas as Leis de Berthollet, leis com inúmeras aplicações nos métodos de preparação de ácidos, bases e sais.

Subsecção 1 - Leis de Berthollet

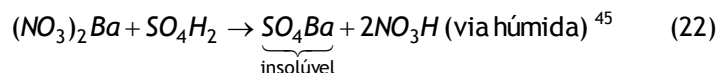
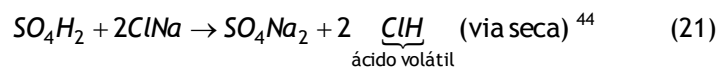
1.ª Lei - Acção dum ácido sobre um sal: Fazendo actuar um ácido sobre um sal dar-se-á uma dupla decomposição desde que se possa formar um composto mais volátil (via seca) ou mais insolúvel (via húmida) do que os que reagem.

⁴⁰ A equação actualmente escreve-se $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

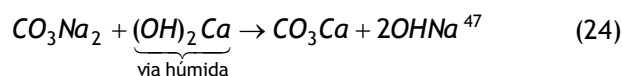
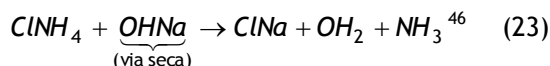
⁴¹ A equação actualmente escreve-se $\text{H}_3\text{AlO}_3 + 3\text{NaHO} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

⁴² Actualmente escreve-se HCl e H₂S

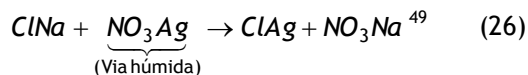
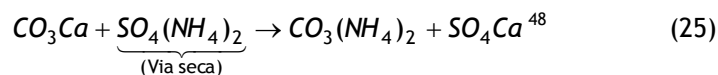
⁴³ Actualmente escreve-se H₂SO₄ e HNO₃



2.ª Lei - Acção de uma base sobre um sal: Fazendo actuar um ácido sobre um sal dar-se-á uma dupla decomposição desde que se possa formar um composto mais volátil (via seca) ou mais insolúvel (via húmida) do que nos corpos que reagem.



3.ª Lei - Acção dum sal sobre outro sal: Quando se faz actuar um sal sobre outro sal dar-se-á uma dupla decomposição desde que se possa formar um composto mais volátil (via seca) ou mais insolúvel (via húmida) do que os corpos que reagem.



As leis de Berthollet traduzem a acção dum ácido numa base ou dum sal sobre outro sal e podem resumir-se no seguinte: Quando se faz actuar um ácido, uma base ou um sal sobre outro sal, dar-se-á uma dupla decomposição desde que se possa formar um composto mais volátil (via seca) ou mais insolúvel (via húmida) do que aqueles que reagem.

⁴⁴ Actualmente escreve-se $H_2SO_4 + 2NaCl \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$

⁴⁵ Actualmente escreve-se $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2HNO_3$

⁴⁶ Actualmente escreve-se $NH_4Cl + NaHO \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3$

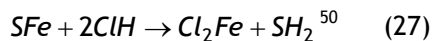
⁴⁷ Actualmente escreve-se $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2NaHO$

⁴⁸ Actualmente escreve-se $CaCO_3 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 + CaSO_4$

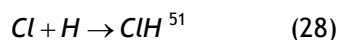
⁴⁹ Actualmente escreve-se $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

Subsecção 2 - Métodos de preparação dos ácidos

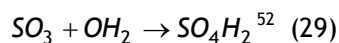
Método de Berthollet - Fazendo reagir um ácido mais fixo (ponto de ebulição mais volátil) sobre um sal dum ácido mais volátil.



Para os hidrácidos - Combinação directa dum metalóide com o hidrogénio.



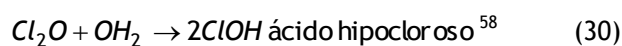
Para os oxácidos - Combinação dum anidro com a água.



Principais hidrácidos:

- Ácido fluorídrico	FH ⁵³
- Ácido clorídrico	ClH ⁵⁴
- Ácido bromídrico	BrH ⁵⁵
- Ácido iodríco	IH ⁵⁶
- Ácido sulfídrico	SH ₂ ⁵⁷

Principais oxácidos e sua derivação dos anidros respectivos



⁵⁰ Actualmente escreve-se $FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$

⁵¹ Actualmente escreve-se $Cl + H \rightarrow HCl$

⁵² Actualmente escreve-se $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

⁵³ Actualmente escreve-se HF

⁵⁴ Actualmente escreve-se HCl

⁵⁵ Actualmente escreve-se HBr

⁵⁶ Actualmente escreve-se HI

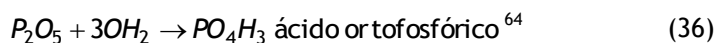
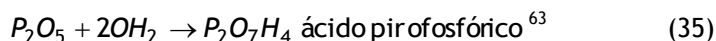
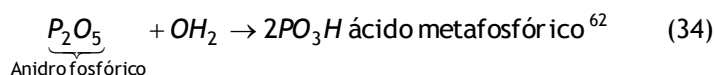
⁵⁷ Actualmente escreve-se H₂S

⁵⁸ Actualmente escreve-se $Cl_2O + H_2O \rightarrow 2HClO$

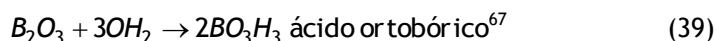
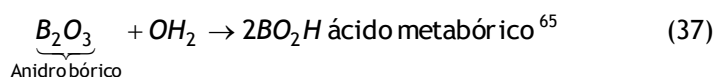
⁵⁹ Actualmente escreve-se $Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HClO_2$

⁶⁰ Actualmente escreve-se $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HClO_3$

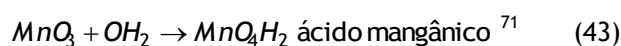
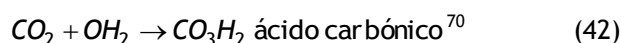
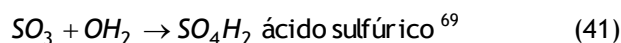
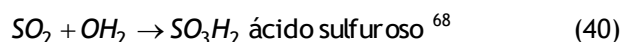
Os anidros do bromo, iodo e azoto têm fórmulas semelhantes.



Os anidros arsénico e antimónico assim como os ácidos respectivos têm formas semelhantes.



Quando se fala em ácido bórico refere-se ao ácido metabórico e quando se fala em boratos refere-se aos piroboratos. Por exemplo, o borato de sódio, $B_4O_7Na_2$.



⁶¹ Actualmente escreve-se $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$

⁶² Actualmente escreve-se $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$

⁶³ Actualmente escreve-se $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$

⁶⁴ Actualmente escreve-se $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_4$

⁶⁵ Actualmente escreve-se $B_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HBO_2$

⁶⁶ Actualmente escreve-se $2B_2O_3 + H_2O \rightarrow 2H_2B_4O_7$

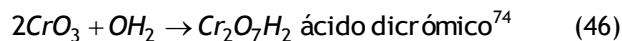
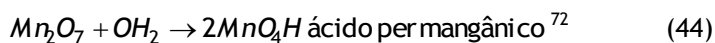
⁶⁷ Actualmente escreve-se $B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3BO_3$

⁶⁸ Actualmente escreve-se $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

⁶⁹ Actualmente escreve-se $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

⁷⁰ Actualmente escreve-se $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

⁷¹ Actualmente escreve-se $MnO_3 + H_2O \rightarrow H_2MnO_4$



O ácido dicrómico (não se deve dizer bicrómico) pode-se considerar resultante da combinação de duas moléculas de anidro crómico com uma molécula de água.

Não se deve confundir os dicromatos com os bicromatos.

Subsecção 3 - Acuidade

Acuidade ou acidade é a propriedade de um ácido caracterizado pelo número de sais diferentes que pode dar com uma base do tipo da soda ou da potassa.

Esta propriedade pode ser também definida pelo número de átomos de hidrogénio, que figuram na fórmula molecular do ácido, substituíveis por um metal.

O ácido clorídrico ClH é um monoácido.

O ácido sulfídrico SH_2 é um biácido.

O ácido sulfúrico SO_4H_2 é um biácido.

O ácido ortofosfórico PO_4H_3 é um triácido.

O ácido fosforoso PO_3H_3 é um biácido.

Resíduo halogénico e radical ácido

Resíduo halogénico dum ácido é a parte da fórmula molecular desse ácido quando se lhe tira o hidrogénio ácido.

⁷² Actualmente escreve-se $Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HMnO_4$

⁷³ Actualmente escreve-se $CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$

⁷⁴ Actualmente escreve-se $2CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7$

Hidrogénio ácido é o hidrogénio de um ácido substituível pelos metais. Quando na molécula dum ácido existe hidrogénio que não é substituível pelos metais dá-se-lhe o nome de hidrogénio típico.

Radical ácido é o radical que se obtém suprimindo na molécula dum ácido um número de oxidrilos igual à acidez do ácido.

Tabela 1: Relação entre ácidos e os respectivos radicais ácidos.

Ácidos	Resíduos halogénicos	Radicais ácidos
SO ₄ H ₂	SO ₄	SO ₂ (sulfurilo)
NO ₃ H	NO ₃	NO ₂ (azotilo)
CO ₃ H ₂	CO ₃	CO (carbonilo)
CH ₃ COOH	CH ₃ COO	CH ₃ CO (acetilo)

O ácido fosforoso PO₃H₂, apesar de ter 3 átomos de hidrogénio, é um biácido, porque só 2 átomos de hidrogénio é que são substituíveis por um metal. Tem, portanto, 2 átomos de hidrogénio ácido e 1 átomo de hidrogénio típico. O seu resíduo halogénico é PO₃H; o seu radical ácido é PO₂H.

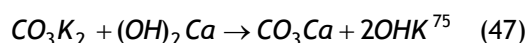
Secção 3 - Bases

Bases ou hidróxidos básicos são compostos caracterizados pelas seguintes propriedades:

- A sua fórmula pode-se derivar da fórmula da água pela substituição de metade do seu hidrogénio por um metal.
- Reagem com os ácidos dando origem a um sal e água.
- Tornam rósea a solução de fenolftaleína e azulam o papel de tornesol avermelhado pelos ácidos.

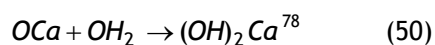
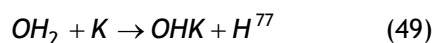
Subsecção 1 - Métodos de preparação das bases

Através do método de Berthollet fica:



⁷⁵ Actualmente escreve-se $K_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2KOH$

Pela acção directa dum metal sobre a água, tem-se:



Subsecção 2 - Basicidade

Basicidade é a propriedade das bases caracterizadas pelo número de sais diferentes que essa base pode dar com um monoácido. Esta propriedade pode também definir-se pelo número de oxidrilos substituíveis por um resíduo halogénico dum ácido.

O hidróxido de sódio $OHNa$ é uma monobase.

O hidróxido de cálcio $(OH)_2Ca$ é uma bibase.

O hidróxido de bismuto $(OH)_3Bi$ é uma tribase.

Secção 4 - Sais

Sais são compostos que se podem considerar provenientes dum ácido pela substituição total ou parcial do hidrogénio ácido por um metal; ou podem-se considerar derivados de uma base pela substituição total ou parcial dos oxidrilos pelo resíduo halogénico dum ácido.

Ácido	NO_3H	Base	$OHNa$
Sal	NO_3Na	Sal	NO_3Na

Subsecção 1 - Classificação dos Sais

Os sais são classificados quanto ao ácido donde derivam e quanto à função.

Quanto ao ácido donde derivam são classificados em:

- Anfidos - os que derivam dos oxácidos. Ex.: Sulfato de sódio SO_4Na_2 .

- Halóides - os que derivam dos hidrácidos. Ex.: Cloreto de potássio ClK .

⁷⁶ Actualmente escreve-se $FeCl_3 + 3Na(OH) \rightarrow 3NaCl + Fe(OH)_3$

⁷⁷ Actualmente escreve-se $H_2O + K \rightarrow KOH + H$

⁷⁸ Actualmente escreve-se $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

Quanto à função são classificados em:

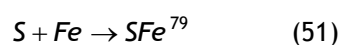
- Sais neutros - os que não têm hidrogénio ácido nem oxidrilos básicos. Ex.: Nitrato de sódio NO_3Na .

- Sais ácidos - os que contêm hidrogénio ácido. Ex.: Sulfato ácido de sódio, SO_4HNa .

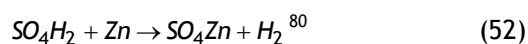
- Sais básicos - os que têm oxidrilos básicos. Ex.: Nitrato básico de chumbo, NO_3OHPb .

Subsecção 2 - Processo de preparação dos sais

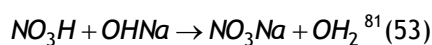
1º) Combinação directa dum metalóide com um metal:



2º) Acção de um ácido sobre um metal:

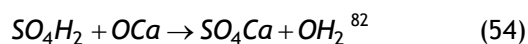


3º) Acção de um ácido sobre uma base:



Esta reacção designa-se por neutralização.

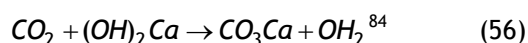
4º) Acção de um ácido sobre um óxido básico:



5º) Acção de um ácido sobre um sal:



6º) Acção de um anidro sobre uma base:



⁷⁹ Actualmente escreve-se $S + Fe \rightarrow FeS$

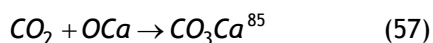
⁸⁰ Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

⁸¹ Actualmente escreve-se $\text{HNO}_3 + \text{NaHO} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

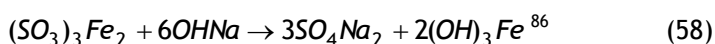
⁸² Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

⁸³ Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$

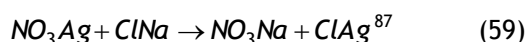
7º) Combinação de um anidro com um óxido básico:



8º) Acção de uma base sobre um sal:



9º) Dupla decomposição entre dois sais:



A nomenclatura dos ácidos, das bases e dos sais obedece a algumas regras, tais como:

Secção 5 - Nomenclatura dos ácidos, das bases e dos sais

Subsecção 1 - Nomenclatura dos anidridos

Se o elemento der origem somente a um anidrido o seu nome forma-se fazendo seguir à palavra **anidrido** do nome o elemento com o sufixo **ico**.

Exemplos:

Anidrido carbónico CO_2

Anidrido crómico CrO_3

Se o elemento der origem a dois anidridos os seus nomes formam-se fazendo seguir a palavra **anidrido** do nome do elemento com o sufixo **ico**, para o mais oxigenado, e **oso**, para o menos oxigenado.

Exemplos:

Anidrido arsenioso As_2O_3

Anidrido arsénico As_2O_5

⁸⁴ Actualmente escreve-se $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

⁸⁵ Actualmente escreve-se $CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$

⁸⁶ Actualmente escreve-se $Fe_2(SO_3)_3 + 6NaHO \rightarrow 3Na_2SO_4 + 2Fe(HO)_3$

⁸⁷ Actualmente escreve-se $AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl$

Anidrido sulfuroso SO_2

Anidrido sulfúrico SO_3

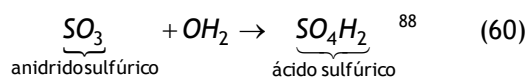
Se se formarem mais de 2 anidridos a nomenclatura é idêntica antepondo-se ao nome do elemento os prefixos **hipo**, para os menos oxigenados, e **per** ou **hiper**, para os mais oxigenados.

Supondo que o cloro dava origem a seis anidridos, os seus nomes, pela ordem crescente da sua percentagem de oxigénio, seriam

Anidrido hipocloroso	Cl_2O
Anidrido cloroso	Cl_2O_3
Anidrido percloroso	
Anidrido hipocloroso	
Anidrido clórico	Cl_2O_5
Anidrido perclórico	Cl_2O_7

Subsecção 2 - Nomenclatura dos ácidos

Oxácidos - A nomenclatura dos oxácidos é análoga à dos anidros, donde se podem considerar derivados pela combinação com a água. Basta substituir a palavra **anidrido** pela palavra **ácido**.



Hidrácidos - O nome dos hidrácidos forma-se fazendo seguir a palavra **ácido** o nome do metalóide com o sufixo **ídrico**. Por exemplo, **ácido clorídrico ClH**.

Subsecção 3 - Nomenclatura das bases

Quando o metal dá origem a uma só base, o seu nome forma-se fazendo seguir à palavra **hidróxido** o nome do metal precedido da preposição **de**.

⁸⁸ Actualmente escreve-se $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Exemplos:

Hidróxido de sódio $OHNa$

Hidróxido de cálcio $(OH)_2Ca$

Quando o metal dá origem a duas bases, forma-se o seu nome fazendo seguir à palavra hidróxido o nome do metal com o sufixo **oso**, quando o metal tem uma **valência menor**, ou o sufixo **ico**, quando o metal figura com uma **valência maior**.

Exemplos:

Hidróxido ferroso	$(OH)_2Fe$
Hidróxido férrico	$(OH)_3Fe$
Hidróxido cuproso	$OHCu$
Hidróxido cúprico	$(OH)_2Cu$

Subsecção 4 - Nomenclatura dos sais

Sais neutros - O nome dos sais neutros, quando só há um sal do respectivo metal, forma-se do nome do **ácido** mudando os sufixos **ídrico** em **eto**, **oso** em **ito**, **ico** em **ato** e fazendo-o seguir do nome do metal precedido da preposição **de**.

Exemplos:

Ácido clorídrico ClH → Cloreto de sódio $ClNa$

Ácido hipozotoso NOH → Hipoazotito de sódio $NONa$

Ácido sulfuroso SO_3H_2 → Sulfito de cálcio SO_3Ca

Ácido sulfúrico SO_4H_2 → Sulfato de bário SO_4Ba

Ácido perclórico ClO_4H → Perclorato de potássio ClO_4K

Se ao mesmo ácido correspondem dois sais do mesmo metal, em lugar de se empregar a preposição **de**, faz-se seguir ao nome do metal o sufixo **oso** ou **iço** conforme o metal funciona com **menor** ou **maior** valência.

Exemplos:

SO_4Fe → Sulfato ferroso

$(SO_4)_3Fe_2$ → Sulfato férrico

NO_3Hg → Nitrato mercurioso

$(NO_3)_2Hg$ → Nitrato mercúrio

Sais ácidos e sais básicos - Se o sal é ácido ou básico intercala-se entre o nome **genérico** (nome do derivado do ácido) e o nome **específico** (nome do metal) a palavra **ácido** ou **básico**.

Havendo mais de um **sal ácido** do mesmo ácido, ou mais do que um **sal básico** da mesma base, interpõe-se as palavras **monoácido**, **biácido**, etc., ou **monobásico**, **bibásico**, etc., conforme têm um, dois ou mais átomos de hidrogénio ácido correspondentes a cada resíduo halogénico do ácido, ou um, dois ou mais oxidrilos correspondentes a cada átomo de metal da base respectiva.

Exemplos:

Sulfato ácido de potássio	SO_4HK
Fosfato monoácido de sódio	PO_4HNa_2
Fosfato biácido de sódio	PO_4H_2Na
Sulfureto ácido de sódio	$SHNa$
Nitrato básico de chumbo	$NO_3.OH.Pb$
Nitrato monobásico de alumínio	$(NO_3)_2OH.Al$
Nitrato bibásico de alumínio	$NO_3(OH)_2Al$
Fosfato biácido de cálcio	$(PO_4H_2)_2Ca$

Apesar deste último sal ter quatro átomos de hidrogénio ácido é **biácido** porque tem somente dois átomos de hidrogénio correspondentes a PO_4 , **resíduo halogénico do ácido**.

Outro exemplo é o Sulfato bibásico de alumínio, $(SO_4(OH)_2Ca)_2$ ou $SO_4(OH)_4Ca_2$.

Apesar da molécula deste sal ter quatro oxidrilos, só dois é que são correspondentes a cada átomo de cálcio.

O nome dos sais ácidos, derivados dos biácidos, também se pode formar suprimindo a palavra **ácido** e antepondo o prefixo **bi** ao nome genérico do sal.

Exemplos:

SO_4HNa → Sulfato ácido de sódio ou bisulfato de sódio

$(CO_3H)_2Ca$ → Carbonato ácido de cálcio ou bicarbonato de cálcio

O nome dos sais ácidos, **halóides**, também se pode formar suprimindo a palavra **ácido** e empregando o sufixo **idrato** em lugar de **eto**.

Exemplo:

$SHNa$ → Sulfureto ácido de sódio ou sulfidrato de sódio

Capítulo 5 - Análise do manual datado de 1947

Em 1947 é editado o livro “Dicionário de Química elementar” para uso dos estudantes do 4º, 5º e 6º anos dos liceus. Este livro é composto por definições úteis de diversos conceitos em química.

É definido, primeiramente, o conceito de **acuidade**.

Secção 1 - Acuidade

Este conceito é definido como: “Dá-se o nome de acuidade à propriedade que têm os ácidos, minerais ou orgânicos, de conter hidrogénio substituível por metais ou radicais. E conforme o número de átomos de hidrogénio que contém, assim se dizem monoácidos, biácidos ou triácidos.”

Exemplos:

Ácido clorídrico	ClH
Ácido nítrico	NO_3H
Ácido acético (etanóico)	$CH_3.COOH$

No ácido acético, que é um ácido orgânico, só o hidrogénio do grupo funcional (- COOH) é substituível por um metal.

Biácidos, se contém dois átomos de hidrogénio ácido.

Exemplos:

Ácido sulfúrico	SO_4H_2
Ácido sulfídrico	SH_2

Triácidos se contém três átomos de hidrogénio ácido.

Exemplo:

Ácido fosfórico	PO_4H_3
-----------------	-----------

De seguida são descritos alguns dos ácidos mais importantes e depois é dada a definição de ácido.

Secção 2 - Ácidos

Ácido é definido como um composto que contém hidrogénio substituível por um metal, que avermelha o tornesol e descora a fenolftaleína.

Subsecção 1 - Divisão dos ácidos

É feita uma divisão dos ácidos quanto à sua constituição, quanto à força e quanto à acidez.

Quanto à constituição são divididos em:

- Ácidos hidrácidos - são os ácidos que resultam da combinação dum halogéneo (flúor *F*, cloro *Cl*, bromo *Br*, iodo *I*) com o hidrogénio. Por extensão aplica-se a mesma designação aos metalóides hidrogenados, como o enxofre *S* que forma o ácido sulfídrico SH_2 .

- Ácidos oxoácidos - são os ácidos que resultam da combinação dos anidros com a água.

Quanto à força dividem-se em:

- Ácidos fortes - são os ácidos que ao reagirem com uma base, especialmente com a soda cáustica $OHNa$, libertam uma grande quantidade de calor e que possuem todas as propriedades químicas inerentes aos ácidos.

- Ácidos fracos - São os ácidos que ao reagirem com uma base forte (soda ou potassa cáustica) libertam uma escassa quantidade de calor e não possuem todas as propriedades químicas dos ácidos. O ácido carbónico CO_3H_2 , por exemplo, é um ácido fraco.

Quanto à acidez dividem-se em:

- Monoácidos - são os ácidos que contêm um átomo de hidrogénio substituível por um metal. Reagindo com a soda cáustica $OHNa$ formam apenas um sal.

Exemplo: o ácido nítrico NO_3H é um monoácido, com a soda dá o nitrato de sódio NO_3Na .

- Biácidos - são os ácidos que contêm dois átomos de hidrogénio substituíveis por um metal. Com a soda cáustica formam dois sais: um sal neutro e outro ácido.

Exemplos: o ácido sulfúrico SO_4H_2 , que é um biácido, dá com a soda cáustica $OHNa$ o sulfato neutro de sódio SO_4Na_2 e o sulfato ácido de sódio SO_4HNa .

- Triácidos - são os ácidos que possuem três átomos de hidrogénio substituíveis por um metal e formam, reagindo com a soda cáustica $OHNa$, três espécies de sais: um sal neutro e dois ácidos.

Exemplos: o ácido fosfórico PO_4H_3 é um triácido; forma com a soda cáustica três sais:

PO_4Na_3 - fosfato neutro de sódio ou fosfato trissódico;

PO_4H_2Na - fosfato biácido de sódio ou fosfato monossódico;

PO_4HNa_2 - fosfato monoácido de sódio ou fosfato bissódico.

Subsecção 2 - Nomenclatura dos ácidos

Relativamente à nomenclatura, é explicada da seguinte forma:

Dos hidrácidos

Os nomes dos ácidos hidrácidos lêem-se fazendo seguir a palavra genérica **ácido** doutra palavra composta do nome do metalóide com a terminação em **ídrico**:

F	flúor	+	ídrico	dá ácido fluorídrico	- HF
Cl	clor(o)	+	ídrico	dá ácido clorídrico	- ClH
Br	brom(o)	+	ídrico	Dá ácido bromídrico	- BrH
I	iod(o)	+	ídrico	Dá ácido iodídrico	- IH
S	Sulf(ur)	+	ídrico	Dá ácido sulfídrico	- SH ₂

Tabela 2: Nome dos ácidos relacionado com o metalóide de que derivam

Sulfur é uma palavra de origem latina que significa enxofre.

Dos oxoácidos

A leitura dos ácidos oxoácidos faz-se substituindo a palavra anidro pela palavra ácido.

Exemplos:

Ao anidro hipocloroso Cl_2O corresponde o ácido hipocloroso ClOH ;

Ao anidro cloroso Cl_2O_3 corresponde o ácido cloroso ClO_2H ;

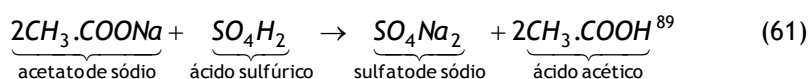
Ao anidro clórico Cl_2O_5 corresponde o ácido clórico ClO_3H ;

Ao anidro perclórico Cl_2O_7 corresponde o ácido perclórico ClO_4H .

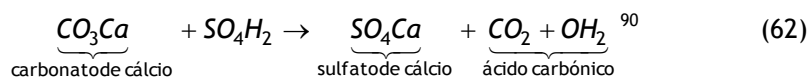
Subsecção 3 - Preparação dos ácidos

A maior parte dos ácidos prepara-se decompondo pelo ácido sulfúrico SO_4H_2 um sal do ácido a obter. Assim, prepara-se:

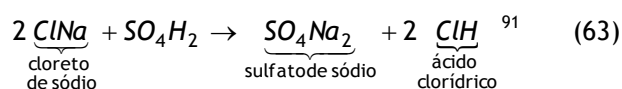
- a) O ácido acético (ácido orgânico), fazendo actuar o ácido sulfúrico sobre o acetato de sódio:



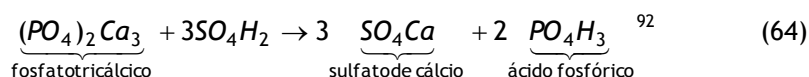
- b) O ácido carbónico, fazendo actuar o ácido sulfúrico sobre o carbonato de cálcio:



- c) O ácido clorídrico, fazendo actuar o ácido sulfúrico sobre o cloreto de sódio:



- d) O ácido fosfórico, fazendo actuar o ácido sulfúrico sobre o fosfato tricálcico:



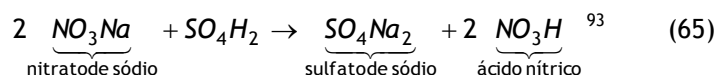
⁸⁹ Actualmente escreve-se $2\text{NaCH}_3\cdot\text{COO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\cdot\text{COOH}$

⁹⁰ Actualmente escreve-se $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3$

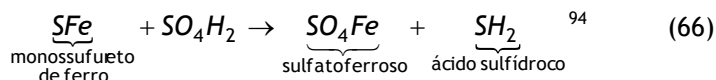
⁹¹ Actualmente escreve-se $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

⁹² Actualmente escreve-se $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SO}_4\text{H}_2 \rightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$

e) O ácido nítrico, decompondo o nitrato de sódio pelo ácido sulfúrico:



f) O ácido sulfídrico, decompondo o monossulfureto de ferro pelo ácido sulfúrico:



Subsecção 4 - Propriedades químicas dos ácidos

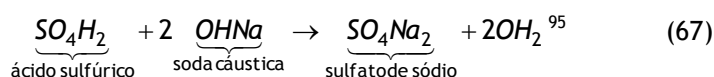
1. Os ácidos têm sabor análogo ao do vinagre (sabor ácido) e apresentam as seguintes características:

Mudam a cor dos reagentes coloridos:

- Avermelham o tornesol que é azul;
- Descoram a fenolftaleína, que é incolor, quando avermelhada por uma base.

2. Combinam-se com as bases para dar origem a sais, com produção de água e libertação de calor.

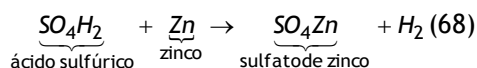
Exemplo:



Esta propriedade constitui a principal característica dos ácidos.

3. Atacam os metais para formar sais, com produção dum gás (hidrogénio H , anidro sulfuroso SO_2 ou peróxido de azoto NO_2 , conforme o ácido empregado) e libertação de calor. Assim produz-se:

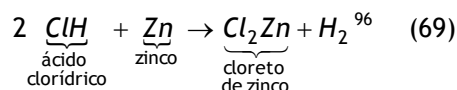
- Hidrogénio, reagindo com o zinco Zn ou o ferro Fe , com os ácidos sulfúrico ou clorídrico:



⁹³ Actualmente escreve-se $2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$

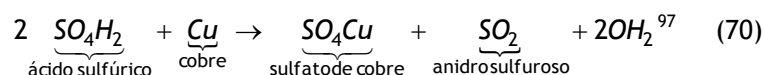
⁹⁴ Actualmente escreve-se $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

⁹⁵ Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaHO} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$



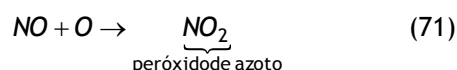
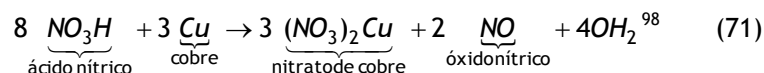
A reacção produz-se a frio e os ácidos empregam-se diluídos.

- Anidro sulfuroso SO_2 , reagindo o cobre Cu , a prata Ag , o mercúrio Hg , o chumbo Pb , com o ácido sulfúrico:



A reacção só se verifica a quente e empregando o ácido sulfúrico concentrado.

- Peróxido de azoto NO_2 (vapores rutilantes), reagindo a maior parte dos metais com o ácido nítrico NO_3H :



Emprega-se o ácido nítrico ordinário e a reacção produz-se a frio.

4. Os ácidos fortes atacam os sais em cuja formação entra um ácido fraco, ou mesmo forte mas volátil, provocando a deslocação dos respectivos ácidos:



⁹⁶ Actualmente escreve-se $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

⁹⁷ Actualmente escreve-se $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

⁹⁸ Actualmente escreve-se $8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

⁹⁹ Actualmente escreve-se $2\text{HCl} + \text{FeS} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

¹⁰⁰ Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Subsecção 5 - Ácidos fortes

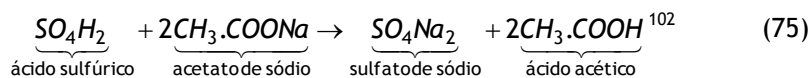
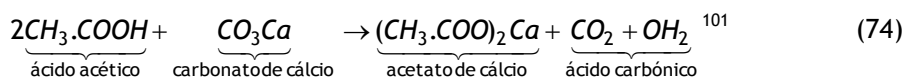
Chamam-se ácidos fortes os ácidos que libertam uma grande quantidade de calor quando reagem com uma base, principalmente com a soda cáustica $OHNa$, e que possuem todas as propriedades inerentes aos ácidos.

São ácidos fortes:

ClH	- ácido clorídrico
PO_4H_3	- ácido fosfórico
NO_3H	- ácido nítrico
SO_4H_2	- ácido sulfúrico

Diz-se que um ácido é mais forte que o outro quando é capaz de deslocar o segundo dos seus sais.

Exemplo:



O ácido acético é mais forte que o ácido carbónico porque desloca este ácido dos seus sais, mas é mais fraco que o ácido sulfúrico.

Subsecção 6 - Ácidos fracos

Chamam-se ácidos fracos os ácidos que libertam uma escassa quantidade de calor quando reagem com uma base forte, com a soda cáustica por exemplo, e que não possuem, geralmente, todas as propriedades dos ácidos.

São ácidos fracos:

BO_3H_3	- ácido bórico
CO_3H_2	- ácido carbónico
C_6H_5OH	- ácido fénico
SH_2	- ácido sulfídrico

¹⁰¹ Actualmente escreve-se $2CH_3COOH + CaCO_3 \rightarrow Ca(CH_3COO)_2 + CO_2 + H_2O$

¹⁰² Actualmente escreve-se $H_2SO_4 + 2NaCH_3COO \rightarrow Na_2SO_4 + 2CH_3COOH$

Secção 3 - Basicidade

Basicidade é definida como o número de oxidrilos OH que uma base contém. Assim, as bases dizem-se:

1. Monobásicas, se contêm um oxidrilo.

Exemplos: $OHNa$ hidróxido de sódio, $OHNH_4$ hidróxido de amónio.

2. Bibásicas, se contêm dois oxidrilos.

Exemplo: $(OH)_2Ca$ hidróxido de cálcio, $(OH)_2Zn$ hidróxido de zinco

3. Tribásicas, se contêm três oxidrilos.

Exemplo: $(OH)_3Fe$ hidróxido férrico.

4. Tetrabásicas, se contêm quatro oxidrilos.

Exemplo: $(OH)_4Sn$ hidróxido estânico.

Secção 4 - Bases

“Chamam-se bases os corpos que resultam da combinação dum óxido básico com a água e que têm a propriedade de avermelhar a fenolftaleína e de restituir a cor azul ao tornesol avermelhado pelos ácidos. As bases têm diferentes designações, podem ser hidróxidos básicos, hidróxidos metálicos ou apenas hidróxidos e ainda hidratos.”

As bases podem ser divididas quanto à força e à basicidade.

Subsecção 1 - Divisão das bases

Quanto à força dividem-se em:

- Bases fortes - Chamam-se bases fortes as bases que ao reagirem com um ácido forte libertam uma grande quantidade de calor. São bases fortes: a potassa cáustica OHK , a soda cáustica $OHNa$, a cal apagada $(OH)_2Ca$ e a amónia $OHNH_4$.

- Bases fracas - Chamam-se bases fracas as bases que ao reagirem com um ácido forte produzem uma fraca quantidade de calor. São bases fracas: o hidróxido de magnésio $(OH)_2Mg$, o hidróxido de zinco $(OH)_2Zn$ e o hidróxido de cobre $(OH)_2Cu$.

Quanto à basicidade dividem, como já foi referido anteriormente, em:

- Monobases, se contêm um oxidrilo OH :

Hidróxido de amónio (amónia)	$OHNH_4$
Hidróxido de potássio (potassa cáustica)	OHK
Hidróxido de sódio (soda cáustica)	$OHNa$

- Bibases, se contêm dois oxidrilos OH :

Hidróxido de cálcio (cal apagada)	$(OH)_2Ca$
Hidróxido de cobre	$(OH)_2Cu$
Hidróxido ferroso	$(OH)_2Fe$

- Tribases, se contêm três oxidrilos OH :

Hidróxido de alumínio	$(OH)_3Al$
Hidróxido de férrico	$(OH)_3Fe$

- Tetrabases, se contêm quatro oxidrilos OH :

Hidróxido estânico	$(OH)_4Sn$
--------------------	------------

Subsecção 2 - Nomenclatura das bases

As bases designam-se com o nome genérico **hidróxido** seguido da preposição **de** e do nome do metal.

Exemplo: **hidróxido de prata** $OHAg$

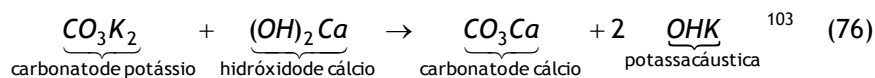
Porém, se os metais formarem duas bases distinguem-se juntando o sufixo **oso** ao nome do metal de menor valência e **ioso** ao nome do metal de maior valência.

Exemplo: O ferro Fe tem as valências 2 e 3, forma, portanto, duas bases:

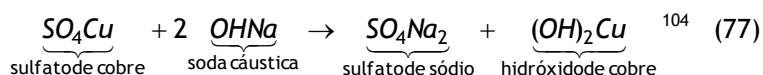
- A de menor valência chama-se **hidróxido ferroso** e a fórmula escreve-se $(OH)_2Fe$;
- A de maior valência chama-se **hidróxido férrico** e a fórmula escreve-se $(OH)_3Fe$.

Subsecção 3 - Preparação das bases

As bases alcalinas preparam-se fazendo reagir uma solução dum carbonato, também alcalino, com o hidróxido de cálcio:



As bases insolúveis preparam-se fazendo actuar uma base alcalina sobre as soluções dos sais em cuja constituição entra uma base insolúvel:

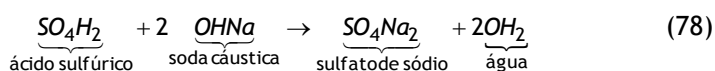


Subsecção 4 - Propriedades químicas das bases

As bases apresentam, pelo menos no que diz respeito às bases fortes, as seguintes características:

1. Mudam a cor dos reagentes coloridos:
 - a) Azulam o tornesol avermelhado por um ácido;
 - b) Avermelham a fenolftaleína (soluto alcoólico incolor).
2. Combinam-se com os ácidos para formar sais, com produção de água.

Exemplo:



Esta propriedade constitui o carácter essencial das bases.

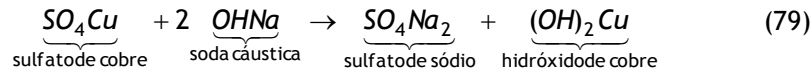
3. As bases fortes deslocam dos seus sais as bases fracas, sobretudo se estas bases são insolúveis ou voláteis.

¹⁰³ Actualmente escreve-se $K_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2KHO$

¹⁰⁴ Actualmente escreve-se $CuSO_4 + 2NaHO \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2$

Exemplos:

a) A soda cáustica $OHNa$, que é uma base forte, reagindo com o sulfato de cobre origina uma dupla substituição:



Explicação da equação:

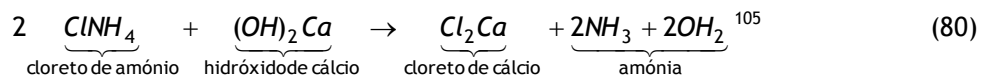
O sulfato de cobre SO_4Cu é um sal constituído por um ácido forte, o ácido sulfúrico SO_4H_2 , e uma base fraca e insolúvel, o hidróxido de cobre $(OH)_2Cu$;

O hidróxido de sódio $OHNa$ é uma base forte;

O sulfato de sódio SO_4Na é um sal constituído por um ácido e uma base fortes e solúveis;

O hidróxido de cobre $(OH)_2Cu$ é uma base fraca e insolúvel.

b) A cal apagada $(OH)_2Ca$, base forte, reagindo com o cloreto de amónio provoca uma dupla substituição:



Explicação da equação:

O cloreto de amónio $ClNH_4$ é um sal constituído por um ácido (o ácido clorídrico HCl) e uma base (a amónia $OHNH_4$) fortes, mas voláteis;

O hidróxido de cálcio $(OH)_2Ca$ é uma base forte;

O cloreto de cálcio Cl_2Ca é um sal constituído por um ácido e uma base fortes;

O hidróxido de amónio $OHNH_4$ é uma base forte mas volátil.

¹⁰⁵ Actualmente escreve-se $NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3 + H_2O$

Secção 5 - Sais

“Sal é um corpo, geralmente cristalizável, que resulta da combinação dum ácido com uma base. Também se diz que é o composto que se obtém substituindo no todo ou em parte, o hidrogénio ácido dum ácido pelos metais.”

Subsecção 1 - Divisão dos sais

Os sais dividem-se em dois grandes grupos: sais minerais e sais orgânicos.

- a) Sais minerais - são os sais que derivam dos ácidos minerais.
- b) Sais orgânicos - são os sais que derivam dos ácidos orgânicos.

Sais minerais

Chamam-se sais minerais os sais que derivam dos ácidos minerais pela substituição do hidrogénio ácido pelos metais.

Quanto à origem, os sais minerais podem dividir-se em:

- a) Sais ânfidos - são os sais que derivam dos ácidos oxoácidos.

Exemplos:

O nitrato de sódio NO_3Na deriva do ácido nítrico NO_3H

O sulfato de cálcio SO_4Ca deriva do ácido sulfúrico SO_4H_2

O fosfato de alumínio PO_4Al deriva do ácido fosfórico PO_4H_3

O carbonato de sódio CO_3Na_2 deriva do ácido carbónico CO_3H_2

- b) Sais halóides - são os sais que derivam dos sais que derivam dos sais hidrácidos.

Exemplos:

O fluoreto de cálcio F_2Ca deriva do ácido fluorídrico FH

O cloreto de sódio ClNa deriva do ácido clorídrico ClH

O brometo de potássio BrK deriva do ácido bromídrico BrK

O sulfureto de chumbo SPb deriva do ácido sulfídrico SH_2

Quanto à acidez dividem-se em:

a) Sais ácidos - são os sais que contêm hidrogénio ácido.

Exemplos:

Sulfato ácido de sódio ou bissulfato de sódio	SO_4HNa
Carbonato ácido de potássio ou bicarbonato de potássio	CO_3HK
Fosfato biácido de cálcio ou fosfato monocálcico	$(\text{PO}_4)_2\text{H}_4\text{Ca}$
Fosfato monoácido de cálcio ou fosfato bicálcico	$\text{PO}_4\text{H}_2\text{Ca}$

b) Sais neutros - são os sais que não contêm hidrogénio ácido.

Exemplos:

Sulfato neutro de sódio	SO_4Na_2
Carbonato neutro de potássio	CO_3K_2
Fosfato neutro de cálcio ou tricálcico	$(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_3$
Fosfito neutro de sódio	PO_3HNa_2
Hipofosfito neutro de sódio	$\text{PO}_2\text{H}_2\text{Na}$

Observe-se que o fosfito neutro de sódio deriva dum biácido, o ácido fosforoso PO_3H_3 e, portanto, só contém dois átomos de hidrogénio ácido, e o hipofosfito neutro de sódio deriva de um monoácido, o ácido hipofosforoso PO_2H_3 e, portanto, só contém um átomo de hidrogénio ácido.

Quanto à basicidade dividem-se em:

a) Sais básicos - são os sais que resultam da substância parcial dos oxidrilos das bases pelos resíduos halogénicos dos ácidos. Assim:

- Substituindo na fórmula do hidróxido de alumínio $(OH)_3Al$ um oxidrilo OH por um resíduo halogénico do ácido nítrico, por exemplo, obtém-se o nitrato bibásico de alumínio $NO_3(OH)_2Al$;

- Substituindo na fórmula da mesma base dois oxidrilos por dois resíduos halogénicos do mesmo ácido obtém-se o nitrato monobásico de alumínio $(NO_3)_2(OH)Al$.

b) Sais neutros - são os sais que resultam da substituição total dos oxidrilos das bases por resíduos halogénicos dos ácidos.

Assim, o nitrato neutro de alumínio $(NO_3)_3Al$ é um sal que se pode considerar derivado do hidróxido de alumínio $(OH)_3Al$ pela substituição dos três oxidrilos por igual número de resíduos halogénicos do ácido nítrico NO_3H .

Quanto à forma como cristalizam dividem-se em:

a) Sais hidratados - são os sais que cristalizam fixando água. Esta água chama-se *água de cristalização* e o número de moléculas fixadas varia de sal para sal. Assim:

O carbonato de sódio CO_3Na_2 fixa 10 moléculas de água para cristalizar. A fórmula do carbonato de sódio hidratado escreve-se $CO_3Na_2 \cdot 10H_2O$.

O sulfato de cobre SO_4Cu fixa cinco moléculas de água para cristalizar. A fórmula do sulfato de cobre hidratado escreve-se $SO_4Cu \cdot 5H_2O$.

Os sais hidratados dizem-se *deliquescentes* ou *eflorescentes*.

Sais deliquescentes são os sais que absorvem a humidade atmosférica e nela se dissolvem.

Exemplos:

Carbonato de potássio	CO_3K_2
Nitrato de cálcio	$(NO_3)_2Ca$
Cloreto de magnésio	Cl_2Mg

Sais eflorescentes são os sais que, quando expostos ao ar, eliminam uma parte da água de cristalização e se reduzem a pó.

b) Sais anidros - são os sais que ou não carecem de água para cristalizar ou a eliminam, geralmente por acção do calor.

Exemplos:

Cloreto de sódio	ClNa
Nitrato de potássio	NO ₃ K
Clorato de potássio	ClO ₃ K

Subsecção 2 - Nomenclatura dos sais

Os nomes dos sais minerais formam-se substituindo na palavra específica do ácido donde derivam a terminação.

Ídrio por eto

Ico por ato

Oso por ito

e juntando o nome do metal precedido da preposição **de**, se o metal funciona apenas com uma valência, ou juntando o nome do metal adjectivando em **oso** ou **ico**, se o metal funciona com duas valências (a terminação **oso** para a menor valência e **ico** para a maior).

1. Nomenclatura dos sais de metais que funcionam com uma valência:

Do ácido iodídrico IH forma-se, por exemplo, o iodeto **de sódio** INa (Na é monovalente);

Do ácido bromídrico BrH forma-se, por exemplo, o brometo **de prata** BrAg (Ag é monovalente);

Do ácido clorídrico ClH forma-se, por exemplo, o cloreto **de cálcio** Cl₂Ca (Ca é bivalente);

Do ácido fluorídrico FH forma-se, por exemplo, o fluoreto **de alumínio** F₃Al (Al é trivalente);

Do ácido sulfúrico SO₄H₂ forma-se, por exemplo, o sulfato **de prata** SO₄Ag₂ (Ag é monovalente);

Do ácido nítrico NO₃H forma-se, por exemplo, o nitrato **de potássio** NO₃K (K é monovalente);

Do ácido carbónico CO₃H₂ forma-se, por exemplo, o carbonato **de zinco** CO₃Zn (Zn é bivalente);

Do ácido sulfuroso SO₃H₂ forma-se, por exemplo, o sulfito **de sódio** SO₃Na₂ (Na é monovalente).

2. Nomenclatura dos sais de metais que funcionam com duas valências:

Do ácido clorídrico ClH forma-se, por exemplo, o cloreto estânico Cl_2Sn , sendo Sn bivalente, e o cloreto estânico Cl_4Sn , sendo Sn tetravalente;

Do ácido sulfúrico SO_4H_2 forma-se, por exemplo, o sulfato ferroso SO_4Fe , sendo Fe bivalente, e o sulfato férrico $(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$, sendo Fe trivalente.

3. Nomenclatura dos sais ácidos - Os nomes dos sais ácidos formam-se fazendo seguir o nome do sal da palavra **ácido**, se o ácido donde derivam é biácido, e das palavras **monoácido** ou **biácido**, se o ácido donde derivam é triácido.

a) Sais ácidos de biácidos:

O ácido sulfúrico SO_4H_2 forma, por exemplo, o sulfato ácido de sódio SO_4HNa .

O ácido carbónico CO_3H_2 forma, por exemplo, o carbonato ácido de potássio CO_3HK .

O ácido sulfuroso SO_3H_2 forma, por exemplo, o sulfito ácido de sódio SO_3HNa .

Os sais ácidos dos ácidos biácidos também se podem designar antepondo ao nome do sal apenas o prefixo **bi**. Assim, diz-se:

Bissulfato de sódio	SO_4HNa em vez de sulfato ácido de sódio
Bicarbonato de potássio	CO_3HK em vez de carbonato ácido de potássio
Bissulfito de sódio	SO_3HNa em vez de sulfito ácido de sódio

b) Sais ácidos de triácidos

O ácido fosfórico PO_4H_3 , que é um triácido, forma com o sódio:

o fosfato **monoácido** de sódio PO_4HNa_2

e o fosfato **biácido** de sódio $\text{PO}_4\text{H}_2\text{Na}$

Os sais ácidos dos ácidos triácidos também se podem designar não empregando a palavra ácido mas então juntar-se-á o prefixo **mono** ou **bi** ao nome do metal adjectivado. Assim, nos exemplos apresentados:

O fosfato monoácido de sódio PO_4HNa_2 designar-se-á *fosfato bissódico* e o fosfato biácido de sódio $\text{PO}_4\text{H}_2\text{Na}$ designar-se-á *fosfato monossódico*.

4. Nomenclatura dos sais básicos - os nomes dos sais básicos formam-se tomando o nome do sal e fazendo-o seguir da palavra **básico**, da preposição **de** e do nome do metal. À palavra básico juntar-se-á o prefixo **mono** ou **bi** se a base e o ácido formam dois sais básicos.

a) Se se forma apenas um sal básico, como sucede quando o ácido é biácido e a base tribásica, ou quando o ácido é monoácido e a base bibásica, emprega-se apenas a palavra **básico**. Assim:

O ácido sulfúrico SO_4H_2 , que é um biácido, forma com o hidróxido de alumínio $(OH)_3Al$, que é uma tribase, o **sulfato básico de alumínio** $SO_4(OH)Al$; o ácido nítrico NO_3H , que é monoácido, forma com o hidróxido de chumbo $(OH)_2Pb$, que é uma bibase, o **nitrato básico de chumbo** $NO_3(OH)Pb$.

b) Se se formam dois sais básicos então emprega-se a palavra **básico** a que se junta o sufixo **mono**, se o sal contém um oxidrilo, ou o sufixo **bi**, se o sal contém dois oxidrilos. Este caso só se verifica quando o ácido é monoácido e a base tribásica.

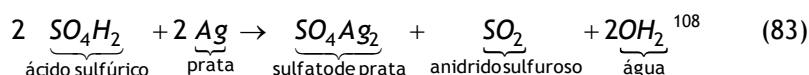
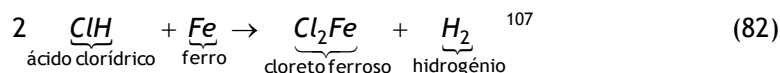
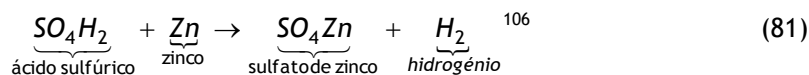
Assim, o ácido nítrico NO_3H , que é um monoácido, forma com o hidróxido de alumínio $(OH)_3Al$ que é uma tribase, os seguintes sais básicos:

Nitrato monobásico de alumínio	$(NO_3)_2(OH)Al$
Nitrato bibásico de alumínio	$NO_3(OH)_2Al$

Subsecção 3 - Preparação geral dos sais

Os sais preparam-se:

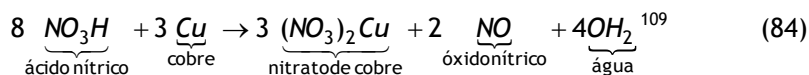
1. Pela acção dos ácidos sobre os metais:



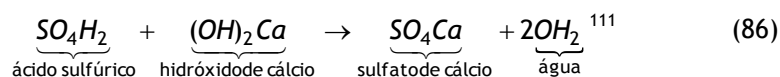
¹⁰⁶ Actualmente escreve-se $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

¹⁰⁷ Actualmente escreve-se $2HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2$

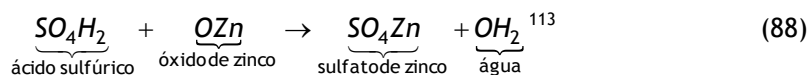
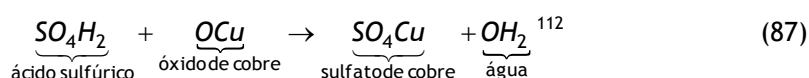
¹⁰⁸ Actualmente escreve-se $2H_2SO_4 + 2Ag \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$



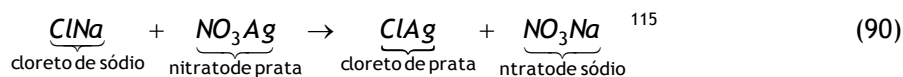
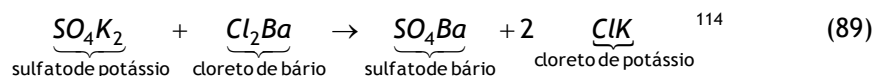
2. Pela acção dos ácidos sobre as bases:



3. Pela acção dos ácidos sobre os óxidos:



4. Pela acção dos sais sobre os sais se se formar um sal mais insolúvel ou mais volátil:



Subsecção 4 - Propriedades químicas dos sais

A maior parte dos sais minerais não têm acção sobre o tornesol nem sobre a fenolftaleína. Diz-se que são neutros em relação a esses reagentes. Há, porém, certas excepções que convém conhecer:

¹⁰⁹ Actualmente escreve-se $8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

¹¹⁰ Actualmente escreve-se $\text{HCl} + \text{NaHO} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

¹¹¹ Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{HO})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

¹¹² Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

¹¹³ Actualmente escreve-se $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

¹¹⁴ Actualmente escreve-se $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{KCl}$

¹¹⁵ Actualmente escreve-se $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

1. Têm propriedades ácidas e, portanto, avermelham o tornesol:

a) Quase todos os sais ácidos, como o sulfato ácido de potássio SO_4HK e o sulfato ácido de sódio SO_4HNa .

b) Certos sais chamados neutros, que resultam da combinação dum ácido forte com uma base fraca como, por exemplo, o sulfato de cobre SO_4Cu . Este sal resulta da combinação dum ácido forte, o ácido sulfúrico SO_4H_2 , com uma base fraca, o hidróxido de cobre $(\text{OH})_2\text{Cu}$.

2. Têm propriedades básicas e, portanto, azulam o tornesol avermelhado por um ácido:

Os sais que resultam da combinação dum ácido fraco com uma base forte. O carbonato de potássio CO_3K_2 , por exemplo, combinação dum ácido fraco, o ácido carbónico CO_3H_2 , com uma base forte, a soda cáustica OHNa , azulam o tornesol avermelhado por um ácido.

Capítulo 6 - Análise do manual datado de 1951

Em 1951 é editado o livro "Elementos de Física e Química" para o 1º e 2º anos de acordo com os programas distribuídos oficialmente.

Neste manual escolar os conceitos de ácido e base são introduzidos no estudo de casos particulares.

O conceito de ácido é introduzido na unidade denominada "Oxigénio". Após a explicação da obtenção industrial do oxigénio e das suas propriedades é introduzido um capítulo denominado "Combustão do enxofre e do carvão no oxigénio. Primeira noção de ácido."

Secção 1 - Ácidos

Começa-se por demonstrar que as combustões se dão com maior vivacidade, se se empregar o oxigénio puro como comburente através da actividade experimental seguinte:

Encher de oxigénio alguns frascos (mais de quatro, com cerca de um litro). O oxigénio, como se sabe pode ser retirado de uma garrafa de aço, onde se encontrava comprimido. Numa colher de combustão coloca-se uma porção de enxofre que se aquece até inflamar. Mergulha-se a colher num dos frascos de oxigénio.

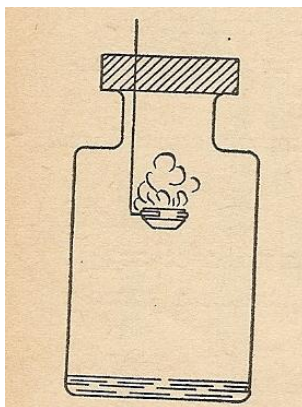


Figura 1: Combustão do enxofre

Nota-se maior brilho na chama imediatamente e a combustão dá-se mais rapidamente. Retira-se em seguida a colher, adiciona-se um pouco de água no frasco e agita-se.

A água dissolveu o produto da combustão, que se chama **anidro sulfuroso**, e adquiriu propriedades **ácidas**, que se vai comprovar.

Em dois tubos de ensaio coloca-se a água com anidro sulfuroso. Junta-se tintura azul de tornesol, que se torna vermelha. No outro deita-se umas gotas de um soluto alcoólico de fenolftaleína, que é carmim, e que vai tornar-se incolor.

Estas mudanças de cor caracterizam os ácidos.

Para uma conclusão mais interessante, pode-se fazer a adição das substâncias indicadas à água simples (da que se deitou no frasco onde se fez a combustão). Verifica-se, que nestas condições, não há mudanças de cor.

Concluindo, pode-se dizer: A combustão do enxofre no oxigénio é mais intensa do que no ar. O produto de combustão é gasoso, chamando-se anidro sulfuroso, que, dissolvido na água, dá origem a um ácido.

Chama-se ácido a qualquer substância que avermelha a tintura azul de tornesol ou torna incolor o soluto carmesim de fenolftaleína.

As substâncias que servem para indicar se uma substância é ácida chamam-se indicadores.

De seguida exemplifica-se a produção da combustão do carvão no seio do oxigénio. Procedese de um modo análogo ao anterior, simplesmente com a diferença de que o pedaço de carvão poderá ser preso apenas a um arame, em vez de ir colocado na colher de combustão e que não é preciso inflamá-lo previamente. Basta apenas um ponto em brasa, para que ao ser mergulhado no oxigénio, ele se inflame e arda vivamente com brilho. Chega-se a conclusões análogas às da combustão do enxofre, a combustão do carvão no oxigénio é muito mais intensa do que no ar; o produto de combustão é gasoso e chama-se anidro carbónico, e dissolvido na água dá origem a um ácido. Deve-se notar, no entanto, que este ácido é mais fraco do que aquele que se obtém com o enxofre. A tintura azul de tornesol não avermelha francamente como no caso da combustão do enxofre, tomando uma coloração avinhada, resultante da combinação das cores vermelho e azul. Portanto o ácido carbónico é mais fraco do que o ácido sulfuroso.

Secção 2 - Bases

Também a noção de base é introduzida com alguns casos concretos. Assim é dado como exemplo a combustão do cálcio.

A actividade é descrita do seguinte modo: coloca-se uma pequena porção de cálcio numa colher de combustão. Um aquecimento leve deve inflamá-lo. Introduce-se o cálcio a arder num dos frascos de oxigénio: a combustão torna-se mais viva e é acompanhada por fumos brancos.

Acabada a combustão retira-se a colher e agita-se o frasco, para que uma pequena porção de água que está no fundo, lave as paredes e dissolva os fumos brancos.

A solução obtida restitui a cor azul à tintura de tornesol, ligeiramente avermelhada por um ácido. Torna carmim a tintura alcoólica de fenolftaleína.

Neste caso a água adquiriu propriedades básicas, ou seja, o produto da combustão do cálcio no oxigénio é um óxido, óxido de cálcio, o qual dissolvido na água deu origem a uma base, o hidróxido de cálcio.

Chama-se base a qualquer substância que azule o tornesol ou torne carmim o soluto alcoólico de fenolftaleína.

A experiência pode ser feita com outras substâncias. Com o sódio ou o potássio, substância bastante perigosas de manejar, ou com o magnésio, em fita ou em pó, talvez mais acessíveis do que o cálcio.

Em cada caso obtém-se um óxido que, dissolvido na água, fornecerá o respectivo hidróxido, que é uma base.

Capítulo 7 - Análise do manual datado de 1956

Em 1956 é editado o livro “Compêndio de Química” Para o 7º ano dos liceus, de harmonia com o programa de 1954.

Neste manual o conceito de ácido e base já é dado de uma forma diferente à dos outros analisados anteriormente. Assim estes conceitos são explicados da seguinte forma:

Secção 1 - Ácidos

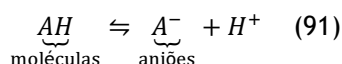
“De entre todos os compostos químicos avultam, pela sua importância, os ácidos, e por isso a definição perfeita do que se entende por «carácter ácido», tem sido das mais discutidas pelos cientistas. À luz dos conhecimentos actuais não é suficiente o conjunto clássico das propriedades definidoras:

- Sabor azedo;
- Acção sobre determinados metais;
- Acção sobre os reagentes «indicadores» (tornesol, fenolftaleína)”

Com o tempo, tornou-se necessária a generalização do conceito de ácido, para o que se criou mais de uma teoria interpretativa. No entanto, para este nível de ensino é apenas necessária a teoria iónica da acidez.

De acordo com a teoria iónica, **ácido** é toda a substância que, em solução aquosa, produz hidrogeniões.

Pode representar-se, genericamente, a dissociação de um ácido pelo esquema:



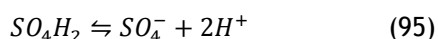
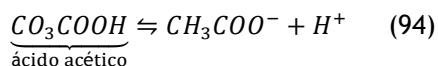
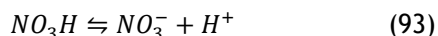
Um hidrogenião resulta de um átomo de hidrogénio que perdeu o electrão periférico, ficando reduzido apenas ao protão.

Protão e hidrogenião, por consequência, são termos equivalentes.

Nota: Faz-se referência, é claro, ao isótopo 1_1H do hidrogénio, que é, de longe, o mais abundante no hidrogénio natural, quer livre, quer combinado.

Os ácidos que na dissociação fornecem um só hidrogénio por molécula, dizem-se monoácidos; se podem fornecer dois por molécula diácidos, etc.

Exemplos:



Subsecção 1 - Ácidos fortes e ácidos fracos

Os ácidos, como electrólitos que são, apresentam-se dissociados, em grau variável conforme a sua natureza e diluição.

Existem ácidos fortes e fracos, classificação esta que nada tem a ver com a concentração, mas sim com a possibilidade de as suas moléculas se dissociarem em maior ou menor grau.

O ácido clorídrico, por exemplo, é um ácido forte porque, em solução aquosa, o seu grau de dissociação é bastante elevado. Para uma solução molar de 36,5 g/l, $\alpha = 0,90$ ou 90%.

O ácido acético é um ácido fraco: para uma solução molar de 60 g/l, $\alpha = 0,0134$ ou 1,34 %.

Subsecção 2 - Tipos de acidez: acidez actual, total e potencial

a) Acidez actual - Sendo os iões H^+ os responsáveis pelas propriedades ácidas de uma solução, depreende-se que estas propriedades se devem manifestar tanto mais pronunciadamente, quanto maior for a concentração hidrogeniónica $[H^+]$.

Por esta razão dá-se o nome de **acidez actual**, iónica ou real de um soluto, à que é devida apenas à presença de hidrogénios do ácido e pode, portanto, ser representada em função da concentração hidrogeniónica.

A acidez actual dependerá, naturalmente, do grau de dissociação.

Por exemplo, numa solução decimolar de ácido clorídrico (0,1 moles/l = 3,65 g/l, a 18° C, cujo grau de dissociação é $\alpha = 0,90$, a concentração em moléculas dissociadas será obtida através da proporção:

$$\begin{aligned} 100 \text{ (moléculas dissolvidas)} &\Rightarrow 90 \text{ (moléculas dissociadas)} \\ 0,1 \text{ (moléculas dissolvidas)} &\Rightarrow 0,090 \text{ (moléculas dissociadas)} \end{aligned}$$

Isto é, será igual a 0,090 moles/l, número que representará também a concentração em hidrogénios (visto que cada molécula de ClH fornecer um ião H^+):

$$[H^+] = 0,090 \text{ iões - g/l}$$

Este valor representa a acidez actual da solução.

b) Acidez potencial - A concentração em moléculas não dissociadas será:

$$0,1 - 0,090 = 0,010 \text{ moles/l}$$

e representa a acidez chamada potencial.

Acidez potencial é pois a que corresponde às moléculas não dissociadas, as quais poderão vir a dar iões, se variarem as condições da experiência.

c) Acidez total - A soma dos dois valores, o da acidez actual e o da potencial, dá a **acidez total** (também chamada de volumétrica) - neste caso 0,1 moles/l.

Duas soluções molares de ácido clorídrico e ácido acético, à mesma temperatura, têm a mesma acidez total, mas diferente acidez actual; a do primeiro é muito maior do que a do segundo, como se depreende dos respectivos graus de dissociação.

Secção 2 - Bases

Comportamento do ião OH^- . Propriedades alcalinas.

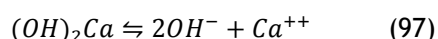
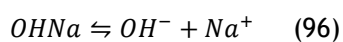
Às propriedades ácidas mencionadas anteriormente contrapõem-se as propriedades alcalinas, manifestadas por muitas substâncias em solução aquosa, e que, em resumo, consistem em:

a) Azular a tintura de tornesol avermelhada pelos ácidos;

- b) Apresentar, em solução diluída, gosto a sabão;
- c) Reagir com os ácidos, dando sal e água.

Atribuem-se as propriedades alcalinas das substâncias aos iões OH^- (oxidriliões) que as suas moléculas fornecem, por dissociação electrolítica.

Assim, por exemplo,



Tal como se fez para os ácidos, apenas será referida a teoria iónica para interpretação dos fenómenos referentes à alcalinidade, considerando como **base** toda a substância que, em solução aquosa, fornecer oxidriliões.

Toma-se, pois, o termo base como sinónimo de hidróxido básico.

O hidróxido de sódio, que na dissociação, fornece um ião OH^- por molécula, é uma monobase; o hidróxido de cálcio é uma dibase: fornece dois iões OH^- por molécula. Um hidróxido que forneça vários oxidriliões por molécula é uma polibase.

Como sucede para os ácidos, também há bases fortes e bases fracas, estando do mesmo modo a sua força relacionada com o respectivo grau de dissociação.

Capítulo 8 - Análise do manual datado de 1961

Em 1961 é editado o livro “Lições de química” para uso dos estudantes que pretendem fazer exame de admissão aos Institutos Industriais e Comerciais.

Neste manual os conceitos de ácido e base são abordados da seguinte forma:

Secção 1 - Ácidos

“São compostos cujas moléculas podem conter ou não oxigénio mas que contém sempre, além do metalóide, hidrogénio substituível total ou parcialmente por metais. Estes compostos têm sabor característico como o do vinagre e avermelham a tintura azul de tornesol.”

Conforme contêm ou não oxigénio os ácidos chamam-se, respectivamente, oxácidos e hidrácidos.

Subsecção 1 - Nomenclatura dos ácidos

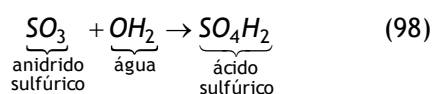
a) Hidrácidos - A palavra **ácido** faz-se seguir o nome do metalóide seguido da terminação **ídrico**.

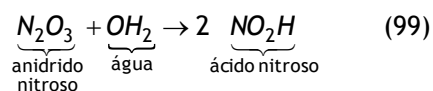
Exemplos:

ClH	Ácido clorídrico
SH ₂	Ácido sulfídrico

b) Oxácidos - Como estes ácidos se obtêm fazendo reagir os anidros com a água, os nomes serão os mesmos dos anidridos respectivos, variando somente o nome da função.

Exemplos:

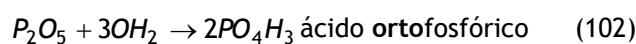
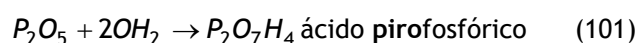
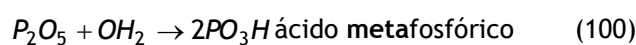




Nota: Com alguns anidridos sucede que cada um das suas moléculas pode reagir com uma, duas ou três moléculas de água dando origem a três ácidos diferentes. Os nomes destes ácidos formam-se antepondo ao nome do anidrido os prefixos **meta**, **pira** e **orto**, conforme a reacção se dê, respectivamente, com uma, duas ou três moléculas de água.

Exemplo:

O anidro fosfórico dá origem a 3 ácidos:



Subsecção 2 - Algumas definições relativas aos ácidos

a) Radical ácido - É o que fica de um ácido depois de se lhe tirar os oxidrilos.

Exemplo: o radical de NO_3H é NO_2 .

b) Resíduo halogénico dum ácido - É o que resta de um ácido depois de se lhe tirar os hidrogénios ácidos.

Exemplo: o resíduo halogénico do SO_4H_2 é SO_4 .

c) Hidrogénio ácido - Dá-se este nome aos hidrogénios dos ácidos que sejam substituíveis por metais.

d) Hidrogénio típico - É todo o hidrogénio de um ácido que não é substituível pelos metais.

Exemplo: CH_3COOH (ácido acético) tem 1 hidrogénio ácido e 3 hidrogénios típicos.

e) Acuidade de um ácido - É o número de hidrogénios ácidos que a molécula contém. Conforme esse número for 1, 2, 3, etc. assim o ácido diz-se: monoácido, biácido, triácido, etc.

Exemplo: ClH - monoácido; SO_4H_2 - biácido; CH_3COOH - monoácido, etc.

Secção 2 - Sais

São compostos que resultam da substituição total ou parcial dos hidrogénios dos ácidos por metais. Os sais que derivam dos ácidos hidrácidos têm o nome de **sais halóides** e os que derivam dos ácidos oxácidos têm o nome de **sais anfidos**.

Subsecção 1 - Nomenclatura dos sais

a) Halóides - Ao nome do metalóide junta-se a terminação **eto**, seguindo-se o nome do metal precedido da preposição **de**.

Exemplos:

ClNa	Cloreto de sódio
SK_2	Sulfureto de potássio

b) Anfidos - Se o nome do ácido que deu origem ao sal termina em **oso**, o nome deste terminará em **ito**; no caso do nome do ácido terminar em **ico**, o do sal derivado terminará em **ato**.

Exemplos:

SO_3H_2	SO_3Na_2
Ácido sulfuroso	Sulfito de sódio
SO_4H_2	SO_4K_2
Ácido sulfúrico	Sulfato de potássio

Notas:

a) No caso dos sais derivarem de ácidos cujos nomes tenham prefixos, estes mantêm-se nos nomes dos sais. Assim, por exemplo, o ácido hipocloroso dará um hipoclorito.

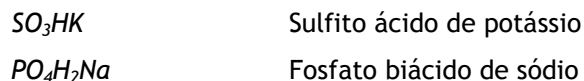
b) Alguns sais contêm ainda na sua molécula um ou mais hidrogénios ácidos e por isso chamam-se **sais ácidos** ou **hidrogenossais**.

O nome destes sais forma-se antepondo ao nome do sal neutro correspondente o prefixo **hidrogeno**. Assim o hidrogenossal derivado do ácido sulfúrico será um hidrogenossulfato.

Exemplo: SO_4HNa Hidrogenossulfato de sódio

Os nomes destes sais também se formam juntando ao nome do sal neutro correspondente a palavra **ácido**. Assim, no exemplo atrás, o sal chamar-se-ia “sulfato ácido de sódio”.

Exemplos:



Subsecção 2 - Algumas regras para escrever as fórmulas dos sais

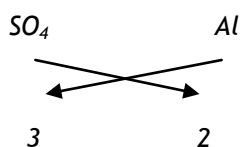
Para escrever a fórmula do sulfato de alumínio.

a) Pela terminação do nome do sal e tendo presente a regra seguinte:



Procura-se o ácido de onde deriva o sal (neste caso é o ácido sulfúrico);

- b) Escreve-se a fórmula desse ácido (SO_4H_2);
- c) Separa-se o resíduo halogénico dos hidrogénios (SO_4 / H_2);
- d) Junta-se ao radical o metal correspondente ao sal (SO_4Al);
- e) No resíduo halogénico põe-se a valência do metal e neste põe-se a do resíduo que é igual ao número de hidrogénios que se separam;



f) Dividem-se ambos os números pelo seu máximo divisor comum. E tem-se a fórmula procurada.

Neste caso o máximo divisor comum é igual à unidade, fica $(SO_4)_3Al_2$.

Secção 3 - Bases ou hidróxidos

Dá-se o nome de bases ou hidróxidos aos compostos de metal, oxigénio e hidrogénio, nos quais estes dois últimos elementos estão sempre unidos na proporção de um átomo para um átomo e cujas soluções aquosas avermelham a fenolftaleína e têm sabor cáustico parecido com o da lixívia.

Subsecção 1 - Nomenclatura das bases ou hidróxidos

Se só existe um hidróxido faz-se seguir a esta palavra o nome do metal precedido da preposição **de**. Se o metal forma dois hidróxidos, dá-se a terminação **oso** àquele em que o metal entra com menor valência e a terminação **ioso** ao outro.

Exemplos:

$OHNa$	Hidróxido de sódio
$(OH)_2Ca$	Hidróxido de cálcio
$(OH)_2Fe$	Hidróxido ferroso
$(OH)_3Fe$	Hidróxido férrico

O grupo OH que entra na fórmula dos hidrácidos chama-se **oxidrilo** e pode resultar de uma molécula de água OH_2 , por perda dum átomo de hidrogénio. Conforme o número de oxidrilos que existem em cada molécula é de 1, 2 ou 3 assim a base se diz respectivamente, monobase, bibase e tribase.

Exemplo:

$OHNa$	Monobase
$(OH)_2Pb$	Bibase
$(OH)_3Al$	Tribase

Capítulo 9 - Análise do manual datado de 1977

Em 1977 é editado o livro “Química - Reacções Químicas”. Neste manual o conceito ácido-base é introduzido da seguinte forma:

Secção 1 - Soluções ácidas.

Subsecção 1 - Ácido segundo Arrhenius

“De entre as soluções condutoras, há algumas que apresentam em comum uma série de propriedades:

- todos os solutos que as originam contêm hidrogénio na sua molécula;
- actuam de modo análogo sobre os indicadores corados;
- libertam hidrogénio gasoso na reacção com certos metais como o zinco e o ferro;
- apresentam sabor ácido.”

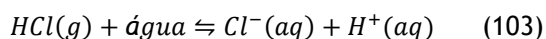
As soluções que apresentam o conjunto de propriedades referidas, além de serem condutoras da electricidade, são genericamente designadas por soluções ácidas. Os compostos HCl, HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, CH₃COOH, dão, todos eles, a soluções ácidas. O facto de em todos existir hidrogénio e de as soluções que produzem libertarem hidrogénio gasoso na reacção com metais levou a que se considerasse o ião H⁺ (aq) como responsável pelas propriedades que caracterizam as soluções ácidas.

Foi a condutibilidade eléctrica de certas soluções que levou Arrhenius (1859-1927), depois de um estudo experimental exaustivo, a levantar a hipótese da existência, nessas soluções, de espécies carregadas, os iões. A ideia da formação de iões nas soluções dos electrólitos era extraordinariamente avançada para a época e foi, por isso, inicialmente, muito contestada e mal aceite. Segundo a teoria iónica desenvolvida por Arrhenius, em solução aquosa, qualquer electrólito originava iões positivos e iões negativos, em número tal que deixavam a solução electricamente neutra. Assim, todas as soluções ácidas conteriam o ião H⁺ (aq), resultante da ionização do soluto. Segundo Arrhenius, um **ácido** seria qualquer **substância capaz de fornecer iões H⁺, numa solução aquosa.**

Subsecção 2 - Ácidos fortes e ácidos fracos

A ionização dos electrólitos em solução constitui, como já se referiu, um processo reversível. Se, atingindo o equilíbrio, a ionização se processou em larga extensão, o electrólito é forte; se, atingindo o equilíbrio, a ionização é restrita, o electrólito é fraco. Estes conceitos de electrólito forte e fraco, aplicados aos ácidos, levam-nos a classificar como ácidos fortes os ácidos que, em solução aquosa, se ionizam extensamente e, como ácidos fracos, os ácidos que, em solução aquosa, se ionizam em pequena escala. Aos ácidos fortes corresponde um grau de ionização elevado; os ácidos fracos apresentam um grau de ionização baixo. A concentração do ião H^+ (aq), em soluções de ácidos de igual normalidade, depende do grau de ionização do ácido.

O cloreto de hidrogénio, um ácido forte, pode considerar-se totalmente ionizado em solução aquosa:



Com $\alpha = 1$, numa solução 0,01 M (0,01 N), é

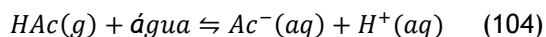
$$[H^+(aq)] = 0,01M,$$

e, numa solução 0,1 M (0,1 N) é

$$[H^+(aq)] = 0,1M,$$

Uma vez que sendo completa a ionização, as 0,01 e 0,1 moles de moléculas, dissolvidas na solução, originam igual número de moles de iões H^+ (aq).

O ácido acético, CH_3COOH , abreviadamente designado por HAC, é um ácido fraco; mesmo em soluções diluídas, não se encontra totalmente ionizado:



Em soluções 0,01 M, que são também 0,01 N, é $\alpha = 4,1\%$ e

$$[H^+(aq)] = 0,00041 M$$

De facto, sendo $\alpha = 4,1\%$, por cada 100 moles presente ionizam 4,1:

100 moles dissolvidas – 4,1 moles ionizadas

0,01 moles dissolvidas – x moles ionizadas

Então, x , o número de moles ionizadas na solução, é

$$x = \frac{4,1}{100} \times 0,01 = 4,1 \times 10^{-4}$$

Por cada mole de HAc ionizada origina uma mole de iões $H^+(aq)$ é

$$[H^+(aq)] = 0,00041 \text{ M}$$

Em soluções 0,1 M (0,1 N), é $\alpha = 1,33\%$ e

$$[H^+(aq)] = 0,00133 \text{ M}$$

Embora as soluções de ácido clorídrico e de ácido acético tenham a mesma molaridade, as concentrações do ião $H^+(aq)$ que lhes correspondem são muito diferentes.

O grau de ionização de um ácido, tal como o de qualquer electrólito, varia com a concentração da solução e com a temperatura. Embora a concentração de $H^+(aq)$ aumente com a normalidade da solução, a percentagem de moléculas ionizadas, isto é, o grau de ionização, vai sendo sucessivamente menor.

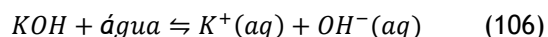
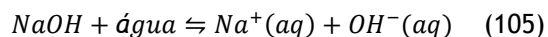
Secção 2 - Soluções alcalinas.

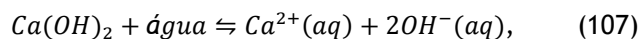
Subsecção 1 - Base segundo Arrhenius

“Existe ainda um outro grupo de soluções condutoras que apresentam, também, uma série de propriedades em comum:

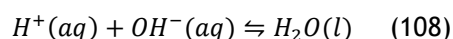
- reagem com as soluções ácidas anulando-lhe as propriedades características;
- têm sabor amargo;
- são untuosas ao tacto.”

Estas soluções designam-se por alcalinas ou básicas. Dão soluções deste tipo, compostos como NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, etc. Ao ionizarem-se,





estes compostos originam, todos, para a solução, iões OH^- ; por esta razão, o ião OH^- foi considerado, na teoria de Arrhenius, como o responsável pelas propriedades e comportamento das soluções alcalinas. Em particular, a presença do ião OH^- permite explicar, muito facilmente, a destruição do carácter ácido das soluções, por adição de uma base, mercê da reacção que processa entre os iões H^+ (aq) e OH^- (aq):

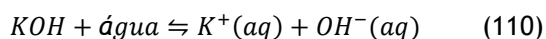
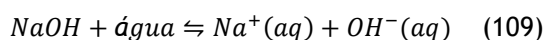


Assim, as soluções alcalinas, na teoria iónica de Arrhenius, seriam aquelas que contivessem o ião OH^- e **bases** seriam os **compostos capazes de fornecer iões OH^-** para a solução.

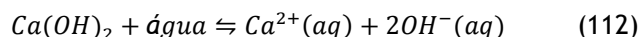
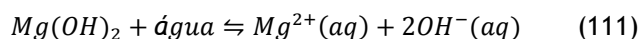
Subsecção 2 - Bases fortes e bases fracas

Como entre os ácidos, também entre as bases existem bases fortes que se ionizam quase completamente em solução e bases fracas cuja ionização, atingindo o estado de equilíbrio, é bastante restrita.

Os hidróxidos de sódio e potássio são exemplos de bases fortes:



Os hidróxidos de magnésio e de cálcio são exemplos de bases fracas:



O grau de ionização das bases fortes é, como o grau de ionização dos ácidos fortes, aproximadamente igual à unidade e o grau de ionização das bases fracas é sempre relativamente pequeno.

Soluções de igual concentração, de uma base forte e de uma base fraca, não apresentam igual concentração hidroxiliónica:

- numa solução 0,01 M de hidróxido de sódio em que $\alpha = 1$ é

$$[OH^-(aq)] = 0,01M$$

- numa solução de hidróxido de amónio, também 0,01 M, em que $\alpha = 4,3\%$ é

$$[OH^-(aq)] = 4,3 \times 10^{-4} M$$

Secção 3 - Conceito de ácido-base segundo Lowry-Bronsted

Apesar do grande avanço que a teoria de Arrhenius representava dentro da Química Teórica, o conceito de ácido-base que ela introduzia originava certas dificuldades. Os problemas provinham da natureza do ião H^+ em solução e do comportamento alcalino de certas soluções cujos solutos não podiam, ao ionizar-se, produzir iões OH^- .

Subsecção 1 - Natureza do ião $H^+(aq)$

O hidrogénio apresenta características únicas entre todos os outros iões, pelo facto de não possuir qualquer electrão orbital e estar, portanto, reduzido ao núcleo do átomo. O ião H^+ é um ião extremamente pequeno, com um raio cerca de 10000 vezes menor que o de qualquer outro; este tamanho diminuto permite-lhe aproximar-se estreitamente da molécula do solvente e formar com ela uma ligação forte; origina-se assim uma nova espécie molecular. No caso de o solvente ser a água ou o amoníaco, o ião H^+ é capaz de se aproximar tanto do átomo de oxigénio ou do átomo de azoto que forma com eles uma ligação covalente dativa, apresentando os iões resultantes, respectivamente, três e quatro átomos de hidrogénio ligados ao átomo de oxigénio ou ao átomo de azoto, todos em situações equivalentes:

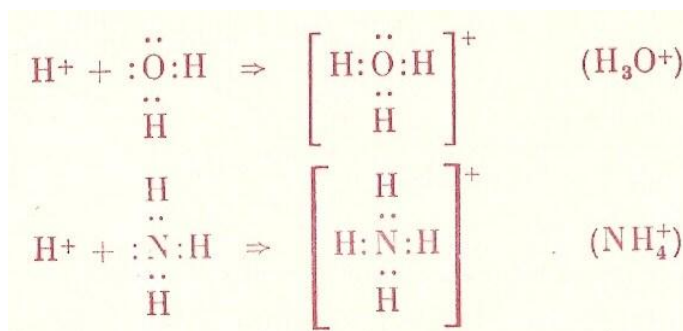


Figura 2: Forma de estrutura dos iões Hidrónio e Amónio

O ião hidrónio, H_3O^+ , tem-se mostrado particularmente estável, tendo a sua presença sido detectada nas atmosferas de vapor de água, sujeitas a descarga eléctrica, e em muitas estruturas cristalinas. Pode, pois, supor-se que esta espécie exista, também, nas soluções aquosas dos ácidos. Embora o ião H_3O^+ exista realmente em solução, ele não constitui a única

forma hidratada do ião H^+ . Tem-se verificado também a existência de outras espécies, como $H_5O_2^+$, $H_7O_3^+$ e $H_9O_4^+$, que podem ser consideradas formas hidratadas do ião H_3O^+ .

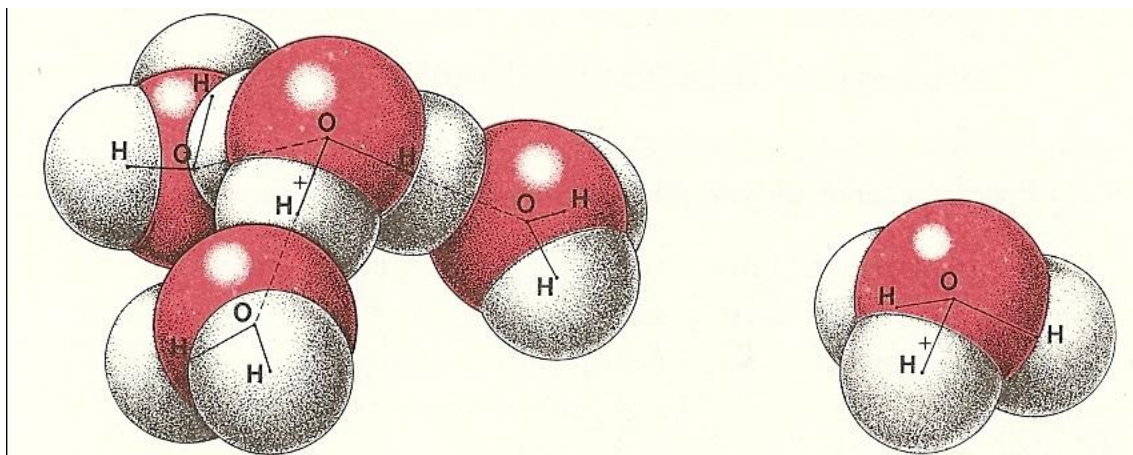
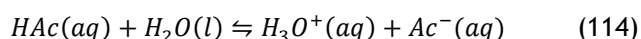
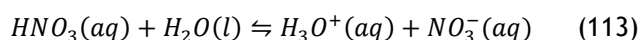


Figura 3: Forma hidratada do ião amónio

Assim, embora se saiba que o protão não existe isolado nas soluções, não é possível traduzir, de uma maneira simples, o modo como o ião H^+ se encontra em solução aquosa. Daí a representação muito usual de $H^+(aq)$. Contudo, uma coisa é verdadeira: o ião H^+ foi recebido por uma ou mais moléculas de água. Este facto pode ser posto em evidência representando o ião H^+ em solução aquosa pelo ião hidrónio, H_3O^+ , ou pelo ião hidrónio hidratado, $H_3O^+(aq)$. O hidrogenião, em solução aquosa, representa-se por:

- $H^+(aq)$ quando se pretende não complicar os esquemas com moléculas de água adicionais;
- H_3O^+ quando se pretende salientar a transferência do protão para as moléculas de água;
- $H_3O^+(aq)$ quando se quer pôr em evidência o carácter complexo da hidratação do ião H^+ .

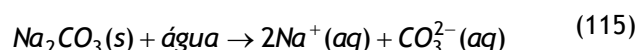
Este facto do ião H^+ não se encontrar isolado nas soluções, mas ligado às moléculas do solvente faz surgir o conceito de ácido sob um ponto de vista diferente daquele com que é apresentado na teoria de Arrhenius. Uma vez que as moléculas não libertam protões mas os transferem de uma às outras, um ácido não será a substância que é capaz de ceder protões a outra. Isto implica que o carácter ácido de uma espécie química se não manifeste na presença de um aceitador de protões. No caso das soluções aquosas ácidas, o aceitador de protões é a molécula de água:



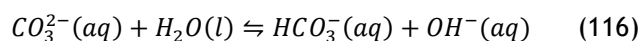
Subsecção 2 - Bases que não podem originar iões OH⁻ por ionização

A outra definição da teoria de Arrhenius provinha do conceito de base: muitas substâncias, que não têm a sua constituição grupos OH, dão origem a soluções aquosas com propriedades alcalinas. As soluções aquosas de amoníaco e de carbonato de sódio comportam-se como alcalinas e, contudo, nenhum destes compostos pode ionizar-se produzindo directamente iões OH⁻.

O carbonato de sódio em água ioniza-se segundo o esquema:



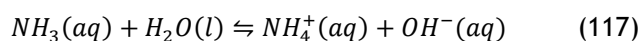
As propriedades alcalinas da solução aquosa do carbonato de sódio não podem ser explicadas pela sua dissociação em iões OH⁻. Contudo, embora de maneira indirecta, a concentração hidroxiliónica desta solução aumenta apreciavelmente em relação à água pura. O ião CO₃²⁻ aceita facilmente um protão da molécula de água:



A reacção processa-se numa extensão apreciável e o equilíbrio atinge-se para uma concentração de OH⁻ elevada e muito superior a 10⁻⁷.

De uma maneira indirecta, o carbonato de sódio, por meio do ião CO₃²⁻, aumenta o número de iões OH⁻ na solução, tal como qualquer substância que os produza directamente por ionização.

De modo análogo, as moléculas do gás amoníaco são capazes de reagir com as moléculas de água, aceitando delas um protão:



A reacção progride numa extensão razoável e acarreta para a solução um aumento da concentração hidroxiliónica, relativamente à água pura.

As propriedades alcalinas das soluções aquosas podem ainda, nestes casos, atribuir-se à presença dos iões OH⁻, em concentração superior a 10⁻⁷. Mas há substâncias que provocam esse aumento por ionização directa, as bases de Arrhenius, e há compostos que originam esse aumento por reacção com moléculas de água das quais aceitam um protão. Estes compostos, porque originam também soluções alcalinas, devem ser considerados como bases. Torna-se, assim, necessário dar ao conceito de base um sentido mais geral. A molécula de amoníaco e o ião carbonato são capazes de aceitar um protão; contudo, a espécie NaOH e outras análogas

não são aceitadoras de protões. No entanto, se considerarmos o ião OH^- , que existe nas soluções alcalinas, temos sempre um aceitador de protões. O conceito de base pode assim assentar na capacidade da espécie em aceitar protões.

Subsecção 3 - Definição de ácido e base segundo Bronsted

A generalização, neste moldes, do conceito de ácido-base foi feita em 1923 por Lowry-Bronsted. Assim, e uma vez que o protão não é libertado mas cedido a outra espécie, um **ácido é uma substância capaz de ceder protões**; por seu lado, uma **base será a substância capaz de aceitar protões**. As espécies químicas que, segundo Bronsted, são ácidos coincidem com as espécies que são ácidos segundo Arrhenius, mas as que são bases não coincidem. Assim, são bases, segundo Arrhenius,

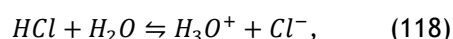
NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , ...

e são bases, segundo Bronsted,

OH^- , CO_3^{2-} , NH_3 , ...

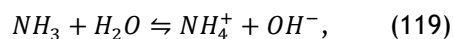
Os ácidos comportam-se como tal, em solução, porque o solvente actua como base relativamente a eles. As bases comportam-se como tal, em solução, porque o solvente actua como um ácido. Considerem-se dois exemplos:

- na solução aquosa de cloreto de hidrogénio,



A molécula de cloreto de hidrogénio, HCl , comporta-se como um ácido, cedendo um protão a uma molécula de água, H_2O , que se comporta como uma base, aceitando esse protão;

- na solução aquosa de amoníaco,

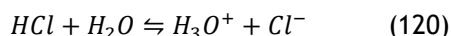


a molécula de água actuou agora como ácido cedendo um protão, e a molécula de amoníaco, recebendo-o, comportou-se como uma base.

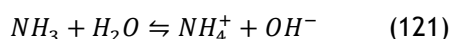
Certos solventes, como a água, podem actuar, segundo as circunstâncias, como ácidos e como bases. Tais solventes dizem-se **anfotéricos** ou **anfipróticos**.

Subsecção 4 - Pares de ácido-base conjugados

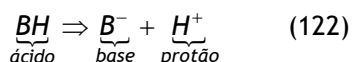
Em solução aquosa, a molécula de cloreto de hidrogénio, HCl, cede um protão e origina o ião Cl⁻, ião capaz de aceitar um protão; a molécula de água, H₂O, aceita o protão e origina o ião hidrónio, H₃O⁺, capaz de ceder um protão:



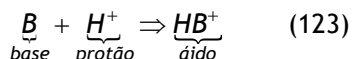
Do mesmo modo, a base amoníaco, NH₃, recebe um protão e origina o ião amónio, NH₄⁺, um ácido, enquanto a molécula de água cedendo um protão origina uma base, o ião OH⁻:



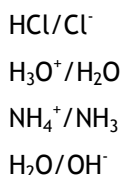
Um ácido, ao ceder um protão, origina uma espécie química nova que é uma base:



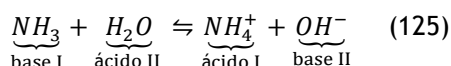
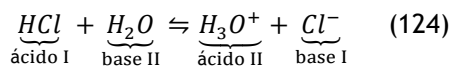
Uma base ao aceitar um protão origina uma outra espécie química que é um ácido:



Um ácido e uma base, que se transformam um no outro, por perda ou ganho de um protão, dizem-se **pares ácido-base conjugados**. São pares ácido-base conjugados:



Nas equações anteriores podem pôr-se em evidência os pares ácido-base conjugados:



As reacções como as que se referem atrás, em que se processa uma **transferência de um protão de uma espécie a outra**, dizem-se **reacções ácido-base**.

Capítulo 10 - Análise do manual datado de 1988

Em 1988 é editado o manual “Química” de Carlos Corrêa e Adriana Nunes para o 11º ano de escolaridade.

Neste manual são recordadas as propriedades dos ácidos e das bases em forma de revisão.

Secção 1 - Ácidos

É dito que à temperatura ambiente ordinária, compostos de fórmulas HCl e HNO₃ são gases e H₂SO₄ é um líquido, mas todos eles se dissolvem na água dando soluções que:

- conduzem a corrente eléctrica (electrólitos);
- têm sabor azedo;
- reagem com o zinco, dando hidrogénio gasoso (se a solução for diluída);
- atacam os carbonatos, dando dióxido de carbono, CO₂, gasoso;
- causam mudanças de cor nos indicadores (por exemplo, mudam para vermelho a cor azul de tornesol).

Aos compostos com este conjunto de propriedades foi dado o nome de **ácidos**.

Exemplos:

HCl	– Ácido clorídrico
HNO ₃	– Ácido nítrico
H ₂ SO ₄	– Ácido sulfúrico

Secção 2 - Bases

Da mesma forma, os compostos de fórmulas NaHO, KAO e Ca(OH)₂, todos eles solúveis em água, dão soluções que:

- conduzem a corrente eléctrica (electrólitos);
- têm sabor amargo;
- são escorregadias ao tacto;
- causam mudança de cor nos indicadores (dão cor azul ao tornesol avermelhado por um ácido);
- reagem com as soluções dos ácidos para lhes diminuir ou fazer desaparecer as propriedades ácidas.

A todas estas soluções, pela semelhança de propriedades, foi dado o nome de **soluções alcalinas** ou **básicas**.

Secção 3 - Evolução histórica dos conceitos ácido e base

O critério de reconhecimento de ácidos e bases, pelas suas propriedades empíricas, parece remontar a Lavoisier, decerto por ter aparecido pela primeira vez no seu "*Traité élémentaire de Chimie*" (1789), e é por isso frequentemente designado por critério de Lavoisier, diferenciador de ácidos e bases.

De seguida é retratada a evolução das ideias sobre ácidos e bases terminando na definição mais actual. Assim, é dito que um dos conceitos que mais tem evoluído com o desenvolvimento da Química é o ácido-base.

O vinagre era a única substância ácida conhecida pelos antigos egípcios, gregos e romanos. Ele resultava da «azedia» ou oxidação do vinho pelo ar. Ácido significava, literalmente, azedo.

Entre os *alcalis* (da palavra árabe al kali que significava cinzas de plantas) figurava a «potassa» (carbonato de potássio), obtida de cinzas de madeira, a «soda» (carbonato de sódio), obtida da evaporação de águas minerais, e a «cal» (óxido de cálcio), obtida por aquecimento de conchas. A soda cáustica e a potassa cáustica eram obtidas por acção da cal sobre a soda e a potassa (que passaram a ser designadas por «comerciais»).

Mais tarde, na Idade Média, os alquimistas aprenderam a preparar «água-forte» (ácido nítrico HNO_3), «água-régia» (mistura de HNO_3 e de HCl) e «óleo de vitríolo» (ácido sulfúrico, H_2SO_4).

As propriedades de ácidos e bases foram estudadas por Johann Rudolph Glauber, nos meados de 1600, tendo descoberto a maneira mais simples de preparar HCl, com sal marinho e ácido sulfúrico. O resíduo da reacção (sulfato de sódio, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) ficou conhecido como *sal de Glauber*.

Uma das primeiras e mais imaginativas tentativas para explicar o mecanismo da neutralização deve-se a Nicholas Lemery (1675) que descrevia os ácidos como formados por partículas com uma ponta aguçada capaz de produzir uma sensação «picante» na pele, e os alcalis como glóbulos arredondados e escorregadios, de modo que, ao misturarem-se, as pontas afiadas dos ácidos penetravam e prendiam-se nos glóbulos dos alcalis, assim dando sais que não eram nem picantes nem escorregadios.

Antoine Lavoisier, químico francês, ao designar por *oxigénio* o elemento gasoso do ar, cujas propriedades estudou (1777), atendeu ao significado literal da palavra (*oxigénio* = *gerador de ácidos*), porque, quando o enxofre, o fósforo ou o carbono ardiem no seio do oxigénio, os produtos da combustão formavam com a água soluções ácidas.

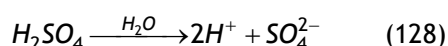
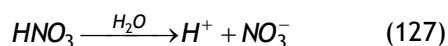
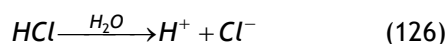
Foram contra estas ideias Claude Louis Berthollet (1789), ao provar que o ácido prússico ou cianídrico (HCN) não continha oxigénio, e, mais tarde, Humphry Davy, a respeito do chamado «*ácido muriático*», HCl, que se mostrou ser apenas formado por cloro e hidrogénio, elemento este comum aos ácidos conhecidos.

Justus von Liebig (1838), químico alemão, estudando vários ácidos, especialmente orgânicos, afirmou «*serem eles compostos de hidrogénio em que este podia facilmente ser substituído por metais para dar sais*».

A seguir à descoberta da pilha eléctrica, no início de 1800, por Alessandro Volta, físico italiano, os químicos começaram a investigar os efeitos da corrente eléctrica na decomposição de várias espécies de substâncias.

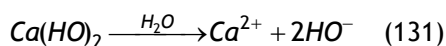
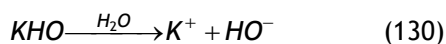
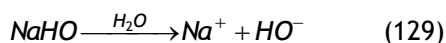
Foi Svante August Arrhenius, químico sueco, o primeiro cientista a supor (1884) a presença de *íões* nas soluções aquosas de ácidos, bases e sais.

Assim, admitindo a ionização e dissociação na água de vários ácidos, e escrevendo as respectivas equações sob a forma:



verificou que todas apresentavam *um ião comum*, H^+ .

Analogamente, considerando as equações:



verificou que as soluções aquosas destes compostos, «bases», apresentavam um ião comum, o ião hidróxido, HO^- .

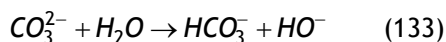
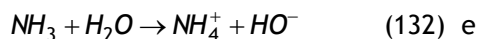
Secção 4 - Definição de ácido e de base segundo Arrhenius

Associando então as propriedades ácidas com a presença do ião H^+ e as propriedades básicas com a presença do ião HO^- , Arrhenius definiu, na chamada teoria iónica:

Ácido - uma substância que em solução aquosa «libertaria» um ou mais iões hidrogeniões, H^+ ;

Base - uma substância que em solução aquosa «libertaria» um ou mais iões hidróxidos, HO^- .

Com o decorrer dos anos reconheceu-se que a teoria iónica de Arrénius apresentava vários pontos fracos. Em primeiro lugar, apenas considerava as soluções aquosas, quando muitas outras reacções decorrem noutros solventes; em segundo lugar, não explicava a razão de certas substâncias, sem H^+ ou HO^- , apresentarem comportamento ácido ou alcalino. Por exemplo, não explicava as propriedades alcalinas do amoníaco, NH_3 , nem do carbonato de sódio Na_2CO_3 , dado que nenhum deles continha o ião HO^- . Contudo, alguns adeptos desta teoria tentaram compor as coisas, fazendo notar que tanto o NH_3 como o ião carbonato, CO_3^{2-} , reagem com a água «libertando» HO^- do solvente, segundo as equações:

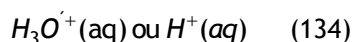


e então seria, segundo eles:

ácido - uma substância que «forma» H^+ na água;

base - uma substância que «forma» HO^- na água.

Ora, como já se viu, o ião H^+ é simples protão, havendo evidência de que não se encontra «livre» na solução, mas associando as moléculas do solvente, sob a forma do ião oxónio, H_3O^+ , ou em iões mais hidratados que, simplifadamente, se representa por



Secção 5 - Definição de ácido e de base segundo Bronsted Lowry

Foi em 1923 que dois outros químicos, Johannes Nicholas Lowry, na Dinamarca, e Thomas Martin Lowry, em Inglaterra, apresentaram, independentemente, uma outra teoria, a **teoria protónica** - esta teoria é vulgarmente chamada de teoria de Bronsted porque, embora fruto do trabalho independente de dois químicos, foi posteriormente muito mais desenvolvida por Bronsted do que por Lowry.

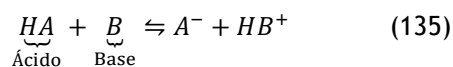
Estes químicos notaram que, nas reacções ácido-base, há uma transferência de um protão H^+ (protólise) de uma substância para a outra. Assim, uma substância química actua como **ácido**, quando cede protões a outra, e actua como **base**, quando recebe protões de outra. Isto é:

Ácido - é um dador de protões;

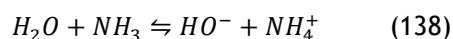
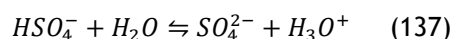
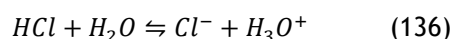
Base - é um aceitador de protões;

E só funcionam como tal na presença um do outro.

Esquemáticamente:



Exemplos:



Secção 6 - Definição de ácido e de base segundo Lewis

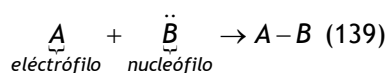
Uma das definições mais gerais e mais úteis foi a chamada *teoria electrónica*, de G. N. Lewis, que, embora também apresentada em 1923, só adquiriu difusão e aceitação geral cerca de 1938.

Dado que o protão H^+ , por ter uma orbital 1s vazia, pode ser considerado um aceitador de um par de electrões, Lewis definiu:

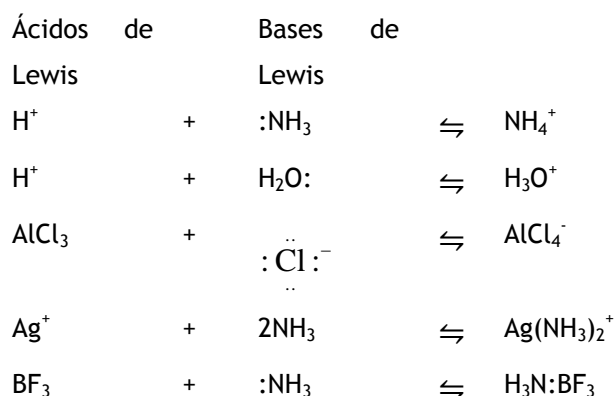
Ácido - um aceitador de um duplete ao formar-se uma ligação covalente;

Base - um dador de um duplete ao formar-se uma ligação covalente;

A um ácido de Lewis também se chama *electrófilo*; a uma base de Lewis, *nucleófilo*.



Por exemplo:



Neste último exemplo, o átomo de boro, no trifluoreto de boro, apresenta-se com seis electrões periféricos, e segundo a regra do octeto pode receber mais dois electrões; actua como *ácido de Lewis*. O átomo de azoto no amoníaco cede para a ligação um par de electrões não compartilhados; actua como uma *base de Lewis*.

Comparando esta teoria com a de Bronsted, vemos que as bases de Lewis são essencialmente as mesmas de Bronsted, mas o conceito de ácido fica mais ampliado. Com efeito, verificou-se o lugar importante que o ião H^+ ocupa na teoria de Bronsted, mas há substâncias que o não têm e que se comportam como ácidos nas reacções químicas. Lewis apresenta um conceito que tenta englobar todos estes casos. Por exemplo, o catião Ag^+ , que tem vazia uma orbital 5s, e, analogamente, Ca^{2+} , Fe^{3+} , etc. são ácidos de Lewis.

Portanto, o conceito de Lewis é mais geral que o de Bronsted-Lowry, incluindo este como caso particular.

De todas as teorias sobre ácidos e bases apresentadas nos últimos 200 anos, as mais úteis foram, sem dúvida, as de Arrhénius, Bronsted e Lewis. As três podem comparar-se no seguinte quadro:

Tabela 2: Comparação entre as teorias de ácidos e bases segundo Arrhenius, Bronsted Lowry e Lewis

	Arrhénius (teoria iónica)	Bronsted-Lowry (teoria protónica)	Lewis (teoria electrónica)
Ácido	Dador de protões, H^+ (em água)	Dador de protões	Aceitador do duplete da ligação
Base	Dador de HO^-	Aceitador de protões	Dador do duplete da ligação
Neutralização	$H^+ + HO^- \leftrightarrow H_2O$ Formação de água	$H_3O^+ + HO^- \leftrightarrow 2H_2O$ Transferência de protões	$A+ : B \leftrightarrow A : B$ Compartilhamento do duplete electrónico
Aplicação	Apenas a soluções aquosas	A quaisquer reacções de transferência de protões	À maioria das reacções em que há formação de ligações covalentes.

Embora outras teorias tenham sido apresentadas, nomeadamente uma de Usanovich em 1939, ainda mais geral, no estudo sobre ácidos e bases, é usual eleger-se o critério mais apropriado ao nível a considerar.

Assim, embora o critério de Bronsted-Lowry não seja o mais geral, é contudo suficiente para o estudo das reacções ácido-base a nível médio, e encontra-se amplamente vulgarizado.

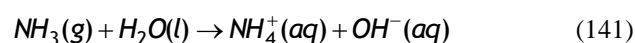
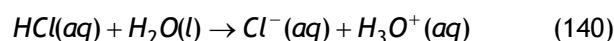
Capítulo 11 - Análise do manual datado de 1994

Em 1994 é editado o livro “10º - Ciências Físico-Químicas” da editora Lisboa Editora.

Neste manual introduz-se os conceitos de ácido e de base testando a condutibilidade eléctrica de três soluções: solução aquosa de cloreto de hidrogénio, solução de cloreto de hidrogénio 1-1-1-tricloroetano e solução aquosa de amoníaco.

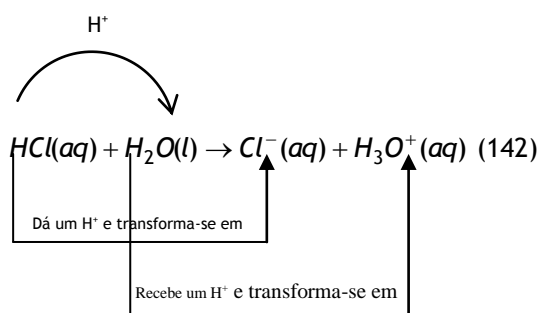
Verifica-se, então, que apenas a solução aquosa de cloreto de hidrogénio e a solução aquosa de amoníaco conduzem a corrente eléctrica, o que leva a concluir que em tais soluções existem iões.

Este facto explica-se admitindo que quando se dissolve HCl e NH₃ em água ocorrem as seguintes reacções de ionização:

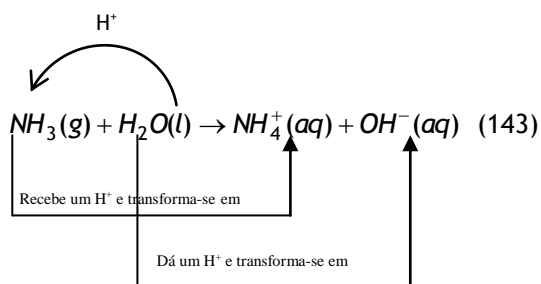


Ambas as reacções podem ser interpretadas como o resultado de uma transferência de iões H⁺ (protões):

Na primeira reacção, são as moléculas de HCl que doam iões H⁺, transformando-se em iões Cl⁻ (aq), e as moléculas de água que recebem iões H⁺, transformando-se em iões H₃O⁺ (aq).



Na segunda reacção, são as moléculas de NH₃ que recebem iões H⁺ cedidos pelas moléculas de água, transformando-se em iões NH₄⁺ (aq), enquanto as moléculas de água se transformam em iões OH⁻ (aq).



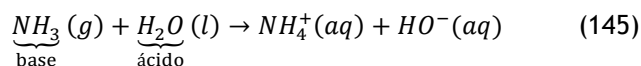
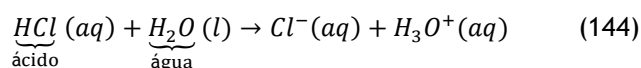
Secção 1 - Definição de ácido e de base segundo Bronsted Lowry

O químico dinamarquês J. N. Bronsted (1879-1947) e o químico inglês J. M. Lowry (1874-1936) desenvolveram uma teoria - **Teoria de Bronsted-Lowry** - ainda hoje aceite, segundo a qual:

Ácido é toda a espécie química que pode doar protões (iões H^+).

Base é toda a espécie química que pode aceitar protões (iões H^+).

Assim, nas reacções em estudo tem-se:

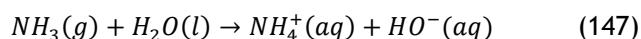
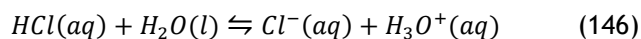


Com base nestes conhecimentos, pode concluir-se que:

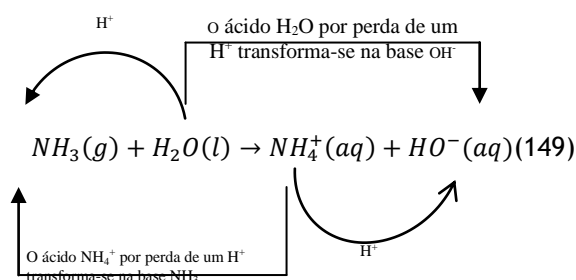
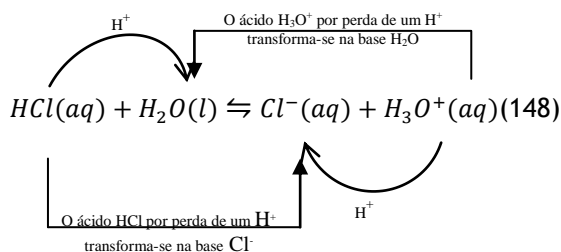
- A substância água actua como base em certas reacções e como ácido noutras. Devido a tal comportamento, a substância água designa-se por substância **anfiprótica** ou **anfotérica**.
- Uma dada espécie química só se comporta como ácido (base) se estiver em presença de outra que se comporta como uma base (ácido), pois só assim é possível levar a efeito a transferência de protões (H^+) entre espécies químicas.

É por isso que tais reacções, em que há transferência de protões, se designam por **reacções ácido-base** ou **reacções de protólise**.

A reacção entre um ácido de Bronsted e uma base de Bronsted conduz ao estabelecimento de um equilíbrio químico (equilíbrio ácido-base), no qual há uma competição entre as espécies químicas presentes para a captura de protões. Desta forma, as equações químicas que traduzem as reacções ácido-base atrás referidas devem ser escritas com uma dupla seta:

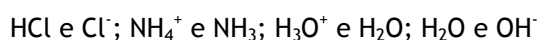


Utilizando as definições de ácido e de base segundo Bronsted, estas reacções podem então ser interpretadas de acordo com os esquemas que seguidamente se apresentam:



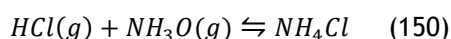
Os esquemas apresentados permitem verificar que:

- os ácidos e as bases podem ser moléculas ou iões;
- numa reacção ácido-base (ou reacção de protólise) há espécies químicas que apenas diferem num protão. São exemplos:



Cada um destes pares designa-se por **par ácido-base conjugado** e representa-se simbolicamente por A/B, em que A e B representam, respectivamente, o ácido e a base.

Convém ainda referir que o conceito de ácido e de base segundo Bronsted-Lowry não se restringe a soluções aquosas. Por exemplo, a reacção que ocorre entre o cloreto de hidrogénio e o amoníaco, ambos no estado gasoso, formando-se a substância cloreto de amónio, pode ser interpretada segundo a mesma teoria.



Secção 2 - Força dos ácidos e das bases

Quando se faz passar a corrente eléctrica por iguais volumes das soluções aquosas de cloreto de hidrogénio (HCl), acetato de hidrogénio (CH₃COOH) e amoníaco (NH₃), todas de igual concentração, por exemplo 0,1 mol.dm⁻³, os resultados obtidos permitem concluir que a solução aquosa de HCl é muito melhor condutor da corrente eléctrica do que as outras.

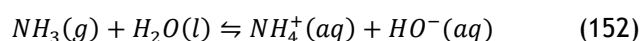
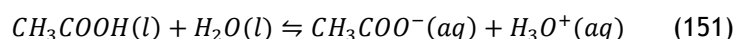
Para se interpretar estes resultados tem de se admitir que na solução de cloreto de hidrogénio há um maior número de iões do que nas soluções aquosas das outras substâncias. Isto significa que é maior a tendência manifestada pelo cloreto de hidrogénio em ceder H⁺ do que a de acetato de hidrogénio, ou do que a manifestada pelo amoníaco.

Várias experiências realizadas com estas soluções revelaram que:

- poucas moléculas de acetato de hidrogénio e de amoníaco se ionizam em água, ou seja:
 - o acetato de hidrogénio apresenta pouca tendência para ceder iões H⁺ à água. É por isso um **ácido fraco**;
 - o amoníaco apresenta pouca tendência para aceitar protões da água. Diz-se por isso, que é uma **base fraca**;
- Em soluções diluídas de cloreto de hidrogénio, praticamente todas as moléculas de HCl se ionizam, ou seja, o cloreto de hidrogénio, nestas condições, é uma grande fonte de iões H⁺. É por isso um **ácido forte**.

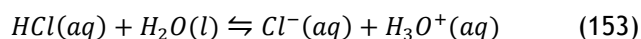
Assim sendo, pode-se concluir que:

- A reacção de ionização do acetato de hidrogénio, bem como a do amoníaco, em água, são pouco extensas (têm ionização incompleta).



- A reacção de ionização de HCl em excesso de água é de tal modo extensa que se pode considerar completa (ionização completa).

Daí que, em tais casos, se escreva simplesmente



e possamos afirmar que Cl^- , a base conjugada de HCl, é uma espécie química que tem muito pouca tendência em captar iões H^+ .

Deste modo, pode-se generalizar, dizendo, “Se um ácido é forte, a sua base conjugada é fraca”.

Então,

- A “força” de um ácido é medida pela capacidade que ele tem para ceder protões.
- A “força” de uma base é medida pela capacidade que ela tem para captar protões.
- Quanto mais extensa for a reacção de protólise de um ácido ou de uma base, mais forte é esse ácido ou essa base.

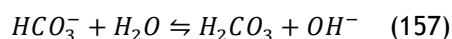
Secção 3 - Classificação dos ácidos e das bases

Os ácidos e as bases ainda podem ser classificados consoante o número de protões que conseguem ceder ou captar. Considere-se as seguintes reacções de protólise:



Tais reacções sugerem que o ácido sulfúrico (H_2SO_4) é uma espécie química que pode ceder 2 protões por molécula, mas escalonadamente, ou seja, o ácido sulfúrico ioniza-se em duas etapas sucessivas.

Algo semelhante acontece, por exemplo, com a base CO_3^{2-} , pois pode captar dois protões por cada CO_3^{2-} .



Espécies químicas como as anteriores, que podem ceder ou captar mais do que um protão, designam-se por **polipróticas**; as espécies químicas que apenas podem ceder um protão, como HCl ou HNO_3 , ou captar um protão, como NH_3 ou CN^- , designam-se **monopróticas**.

Capítulo 12 - Análise do manual datado de 2004

Em 2004 é editado o livro “11 Q” da Texto Editora. Neste manual, e em consonância com o programa escolar de 11º ano, os conceitos de ácido e de base são leccionados no estudo da água. Assim, estes conceitos são introduzidos com uma questão e de seguida a evolução histórica dos conceitos.

A abordagem feita a estes conceitos é muito semelhante à feita uma década antes como se verificou no manual analisado anteriormente.

A questão colocada é: “Como se explica que a adição de certas substâncias possa variar o pH da água pura, isto é, aumentar ou diminuir a sua acidez (alcalinidade)?”

Há mais de 300 anos que os ácidos (como o do limão ou do vinagre) têm sabor azedo e reagem com uma larga variedade de substâncias. A origem da palavra ácido é «ocre» que significa azedo. As bases neutralizam os ácidos, têm sabor amargo e são escorregadias ao tacto. Os ácidos começam por ser identificados por tornarem a tintura de tornesol vermelha e as bases por tornarem azul a mesma tintura, que é extraída de líquenes.

Não foi fácil perceber por que motivo os ácidos tinham este conjunto de propriedades em comum. Uma das primeiras ideias, propostas por Lavoisier, foi a de que os ácidos continham oxigénio, o que era verdade para os ácidos como o vitriolo (ácido sulfúrico, H_2SO_4), mas não era verdade para outros, como o ácido muriático (ácido clorídrico, HCl).

O alemão Justus von Liebig sugeriu mais tarde que os ácidos eram compostos em que o hidrogénio é substituível por metais. Reconheceu-se, assim, a importância do elemento hidrogénio em todos os ácidos. Mas a existência de muitos compostos contendo hidrogénio mas que não são ácidos (por exemplo, CH_4) tornou esta explicação insatisfatória.

Descobriu-se, entretanto, mais uma importante propriedade de ácidos e bases: o facto de as suas soluções serem boas condutoras eléctricas.

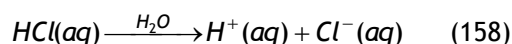
Secção 1 - Definição de ácidos e de bases segundo Arrhenius

Em 1887, Svante Arrhenius, químico sueco, definiu ácidos e bases apoiado na teoria iónica da dissociação dos sais, na qual já trabalhava há alguns anos.

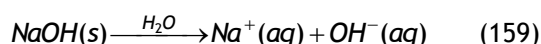
De acordo com a definição de Arrhenius:

- Um ácido é qualquer substância que dissolvida em água origina iões H^+ ;
- Uma base é qualquer substância que dissolvida em água origina iões OH^- .

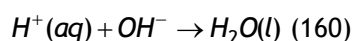
Por exemplo, o ácido clorídrico é um ácido porque liberta iões H^+ em soluções aquosas:



E o hidróxido de sódio é uma base porque liberta iões OH^- em soluções aquosas:

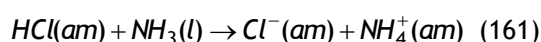


Arrhenius foi mais longe ao afirmar que a neutralização entre ácidos e bases era provocada pela relação entre iões H^+ e OH^- em solução para formar água:

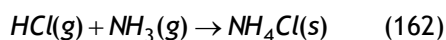


O principal problema com a definição de Arrhenius residia no facto de ser demasiado restritiva. Essa definição tinha sido pensada para a água como solvente. Mas, com a evolução da química, tinham-se tornado comuns outros solventes nos quais também se utilizavam os ácidos e bases.

No amoníaco líquido ocorre, por exemplo, a reacção:



onde *am* significa «em amoníaco». Por outro lado, conheciam-se reacções entre ácidos e bases em fase gasosa, como por exemplo:



A teoria de Arrhenius também não explicava a acidez e a basicidade de soluções de sais, como o carbonato de cálcio, que origina soluções básicas, ou o cloreto de amónio, que origina soluções ácidas.

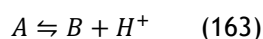
A teoria de Arrhenius pressupunha a necessidade de o grupo hidroxilo (OH^-) existir nas bases. Por isso, nunca conseguiu explicar bem a basicidade do amoníaco, NH_3 , já que só dificilmente se encontrava uma relação estrutural entre esta espécie e a libertação de iões OH^- (pensava-se que o amoníaco em solução aquosa era hidratado pela água, formando NH_4OH , o que não é verdade).

Secção 2 - Definição de ácidos e de bases segundo Bronted Lowry

Em 1923, os químicos Bronsted e Lowry, trabalhando separadamente, propuseram uma definição de ácido e de base, bem mais geral.

Bronsted escreveu: «ácidos e bases são substância que são capazes de libertar ou absorver iões hidrogénio, respectivamente».

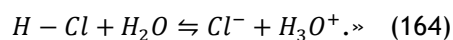
Para Bronsted, as definições de ácido de base estavam intimamente ligadas, já que a manifestação do comportamento ácido (a libertação de um protão) implicava a formação de uma base (uma espécie capaz de absorver um protão). Bronsted exprimiu essa ideia através do seguinte equilíbrio:



Nesta reacção, A é um ácido e B é a base que dele resulta por cedência de H^+ .

Um dos contributos de Lowry foi o reconhecimento da importância do ião H_3O^+ (Bronsted enunciara a sua teoria usando sempre H^+). Lowry identificou a água como receptora do protão proveniente do ácido, escrevendo:

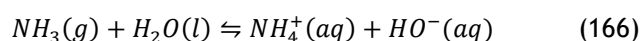
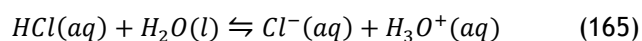
«É notável o facto da acidez forte ser apenas desenvolvida em misturas e nunca em compostos puros. Mesmo o cloreto de hidrogénio só se torna ácido quando misturado em água. Isto pode explicar-se pela extrema relutância de um núcleo de hidrogénio existir isoladamente. O efeito de misturar cloreto de hidrogénio em água será providenciar um receptor para o núcleo de hidrogénio, de tal forma que a ionização do ácido envolve apenas a transferência do protão de um octeto para o outro:



Assim, a definição de ácido e base, hoje mais comum e que se deve a Bronsted e Lowry, é:

- Um **ácido** é uma espécie **dadora de protões**;
- Uma **base** é uma espécie **receptora de protões**.

Por exemplo:



Num ácido o H^+ está ligado à molécula sendo necessária uma certa energia para quebrar essa ligação. Ou seja, a molécula não dá simplesmente o protão: ele é-lhe retirado por outra espécie. Como este fenómeno resulta de uma interacção entre duas espécies, deve dizer-se:

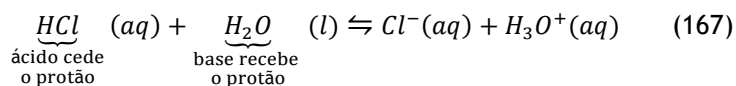
- Um ácido é uma espécie da qual pode ser removido um protão;
- Uma base é uma espécie que pode remover um protão de um ácido.

Secção 3 - Reacções ácido-base

Como já se viu, os ácidos têm em comum o facto de serem doadoras de protões, de acordo com a teoria de Bronsted e Lowry. Por conseguinte, os ácidos aumentam a concentração de H_3O^+ em solução aquosa, conforme sugeria a teoria de Arrhenius.

As bases são espécies receptoras de protões e, por isso, aumentam a concentração de OH^- em soluções aquosas.

O cloreto de hidrogénio, é um gás que, quando borbulhado em água, origina soluções ácidas. As moléculas de cloreto de hidrogénio ionizam-se de acordo com a expressão seguinte, que mostra a transferência do protão.



Note-se que, para o HCl ceder o seu protão, tem de existir uma espécie que o aceite, neste caso H_2O .

A análise da reacção anterior permite verificar que, tal como afirmou Bronsted, não podem existir ácidos sem existirem bases e vice-versa. Fala-se então em **reacções de ácido-base**, reacções onde há **transferência de protões (H^+)**, isto é, troca protónica entre o ácido e a base.

As reacções de ácido-base podem implicar a transferência de mais do que um protão.

O amoníaco também é um gás. Quando borbulhado em água, origina soluções básicas, uma vez que algumas das moléculas se ionizam, de acordo com a reacção esquematizada na seguinte figura. Também daqui se observa a transferência do protão.

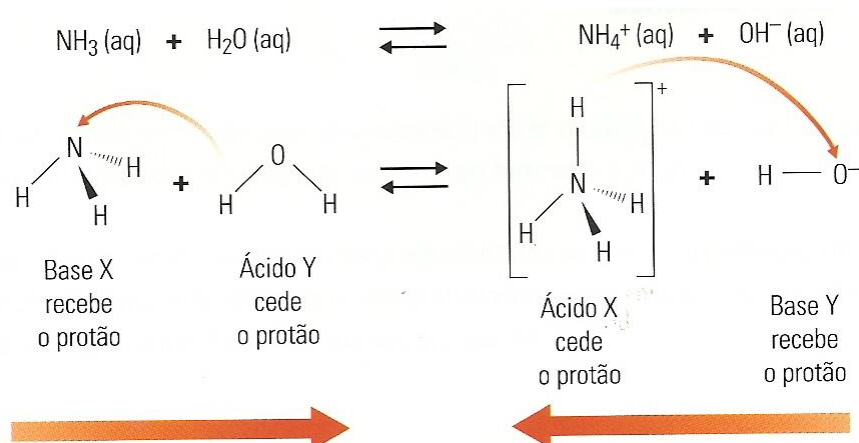
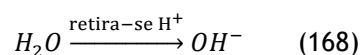


Figura 4: Reacção do amoníaco com a água

O NH_3 é a base (**base X**), recebe o protão, e a água é o ácido (**ácido Y**), cede o protão.

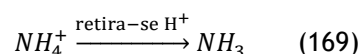
Na reacção de ionização do amoníaco ocorre equilíbrio químico, pelo que se dá a reacção inversa, também ela por transferência de protões. A transferência do protão faz-se agora entre os iões NH_4^+ e OH^- . NH_4^+ é o ácido (**ácido X**) - cede o protão - e OH^- é a base (**base Y**) - recebe o protão.

Repare-se que o **ácido Y** (H_2O) se transforma na **base Y** (OH^-) e vice-versa. Estas duas espécies diferem apenas num protão:



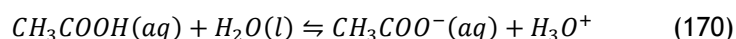
Chama-se ao conjunto destas duas espécies um **par conjugado ácido-base**, representando-se por $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$. Diz-se que H_2O é o **ácido conjugado** de OH^- e que OH^- é a base conjugada de H_2O .

A **base X** na reacção directa (NH_3) corresponde ao **ácido X** na reacção inversa (NH_4^+). Também diferem apenas por um protão:



O par conjugado ácido-base é: $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$. Nesta notação, o ácido escreve-se sempre primeiro, seguido pela base conjugada.

Outro exemplo,



Os pares conjugados ácido-base são CH_3COOH/CH_3COO^- e H_3O^+/H_2O .

A água funciona como base na ionização do cloreto de hidrogénio e como ácido na ionização do amoníaco. Os pares conjugados respectivos são H_2O/OH^- e H_3O^+/H_2O . Uma espécie química que, tal como a água, pode actuar como ácido numa reacção e como base noutra chama-se **anfotérica**.

Capítulo 13 - Conclusões

No final deste trabalho é possível concluir que o conceito ácido-base é dos que mais tem evoluído com o desenvolvimento da química.

Numa análise à evolução das abordagens que foram feitas é possível verificar que a definição dos conceitos de ácido e base passaram por duas fases distintas.

Pode-se considerar uma primeira fase, de 1903 a 1961, em que ácido é definido como uma substância que neutraliza outra com propriedades básicas, ou como uma substância que avermelha a tintura azul de tornesol e que mantém incolor a fenolftaleína. A definição de base também é feita como uma substância capaz de neutralizar outra com propriedades ácidas, ou uma substância que avermelha a fenolftaleína e mantém a cor azul na tintura azul de tornesol.

Numa segunda fase, e a partir de 1977, são introduzidas nos programas de química outras definições, tais como, a definição de ácido e de base segundo Arrhenius, que diz que um ácido é uma substância dadora de protões e uma base uma substância dadora de iões hidróxidos, a definição segundo Bronsted Lowry, que diz que um ácido é uma substância dadora de protões e uma base uma substância receptora de protões e finalmente a definição segundo Lewis, em que ácido é uma substância aceitadora de um par de electrões e uma base é uma substância dadora de um par de electrões.

Esta última definição é apenas utilizada no manual analisado de 1988, sendo, no entanto, a mais aceite actualmente.

Nos últimos manuais analisados são estudadas as duas definições, segundo Arrhenius e segundo Bronsted Lowry.

É compreensível que estas definições só tenham sido introduzidas mais tarde nos programas escolares de química visto que tanto a teoria de Bronsted Lowry, como as de Arrhenius e a de Lewis só foram desenvolvidas em 192, tendo aceitação geral mais tarde.

Referência Bibliográfica

- Carvalho, A. F. (1939). *Epítome de Química*. Domingos Barreira Editor. Porto.
- Cordeiro, Silvino (1961). *Lições de Química*. Depositária Novo Dia, Lda. Trafaria.
- Corrêa, C. e Nunes A. (1988). 9º Edição. Porto Editora. Porto.
- Fernandes, M. B. e Graça, O. C. (1994). 1ª Edição. Lisboa Editora. Lisboa
- Ferreira, H. I. S. R. (2004). *A Evolução do Ensino da Matemática em Portugal no século XX: Presença de processos criativos*. Dissertação de Mestrado em Matemática, Especialização em Ensino. Universidade do Minho. 2881 pp.
- Magalhães, A. M. e Tomás, T. L. (1956). Livraria Popular de Francisco Franco. Lisboa.
- Oliveira, E. (1947). *Dicionário de Química Elementar*. Editorial Argus, Lda. Porto
- Paiva J., Ferreira, A. J., Ventura G., Fiolhais, M. e Fiolhais C. (2004). 1ª Edição. Texto Editora. Lisboa
- Silva, A. J. F. (1903). *Tratado de Química Elementar*. 3ª Edição, Imprensa da Universidade. Coimbra
- Simões, C. A. e Silva, F. N. (1951). *Elementos de Física e de Química*. 4ª Edição, Livraria Popular de Francisco Franco. Lisboa.
- Soeiro, A. e Prudente, N. (1935). *Lições de Química*. Edições Maranus. Porto.
- Sousa, M. H. C. F. S. (1977). *Química - Reacções químicas*. Livraria Almedina Editora. Coimbra.