

Química 1
Química Geral 1

Pré-Vestibular

Teoria e Exercícios Propostos



Editora COC – Empreendimentos Culturais Ltda.
Rua General Celso de Mello Rezende, 301
Tel.: (16) 603.9700 – CEP 14095-270
Lagoinha – Ribeirão Preto – SP

índice.química 1

Capítulo 01. Modelos Atômicos

1. Introdução à química	9
2. Modelo Atômico de Dalton	9
3. Modelo Atômico de Thomson	9
4. Modelo Atômico de Rutherford	9
5. Modelo Atômico Clássico	10
6. Conceitos Fundamentais	10
6.1. Número Atômico	10
6.2. Número de Massa	11
6.3. Elemento Químico	11
6.4. Isótopos, Isóbaros e Isótonos	11
7. Modelo Atômico de Rutherford-Bohr	12
8. Modelo Atômico Atual	12
8.1. Números Quânticos	13
8.2. Distribuição Eletrônica	13
8.3. Distribuição Eletrônica em Átomos Neutros	14
8.4. Distribuição Eletrônica de íons	15

Capítulo 02. Tabela Periódica

1. Introdução	16
2. Tabela Periódica Moderna	18
3. Distribuição Eletrônica na Tabela Periódica	20
3.1. Períodos	20
3.2. Famílias	20
3.3. Distribuição Eletrônica	21
3.4. Elementos de Transição	22
3.5. Elementos de Transição Interna	22
4. Propriedades	22
4.1. Propriedades Aperiódicas	22
4.2. Propriedades Periódicas	22

Capítulo 03. Ligação Química

1. Introdução	27
2. Teoria dos Octetos	27
3. Ligação Iônica ou Eletrovalente	27
3.1. Notação ou Fórmula de Lewis	28
3.2. Estrutura Cristalina dos Compostos Iônicos	28
3.3. Características dos Compostos Iônicos	28

Índice.química 1

4. Ligação Covalente	28
4.1. Ligação Covalente Normal	29
4.2. Ligação Covalente Dativa ou Coordenada	30
4.3. Anomalias do Octeto	30
5. Ligação Metálica	30
5.1. Propriedade dos Metais	31
5.2. Estrutura dos Metais	31
6. Geometria Molecular	31
7. Polaridade de Ligações	33
7.1. Ligação Covalente Apolar (Não-Polar)	33
7.2. Ligação Covalente Polar	33
8. Polaridade de Moléculas	34
8.1. Molécula Apolar	34
8.2. Molécula Polar	34
9. Forças Intermoleculares	34
9.1. Dipolo Instantâneo – Dipolo Induzido ou Forças de Dispersão de London	34
9.2. Forças de Dipolo Permanente ou Dipolo-Dipolo	35
9.3. Ligações (Pontes) de Hidrogênio	35
10. Pontos de Fusão e Ebulição das Substâncias Moleculares	35
10.1. Estado Físico das Substâncias Moleculares	35
10.2. Solubilidade	36

Capítulo 04. Funções Inorgânicas

1. Teoria de Arrhenius	37
1.1. Dissociação e Ionização	37
1.2. Grau de Ionização (ou de Dissociação Iônica)	38
2. Ácidos	38
2.1. Introdução	38
2.2. Definição Segundo Arrhenius	38
2.3. Classificação dos Ácidos	38
2.4. Regra Prática para Determinação da Força de um Ácido	39
2.5. Fórmula Estrutural	39
2.6. Formulação e Nomenclatura	40
2.7. Ionização dos Ácidos	42
2.8. Nomenclatura dos Ânions	42
3. Bases	43
3.1. Definição segundo Arrhenius	43
3.2. Classificação	43
3.3. Indicadores Ácido-Base	43
3.4. Formulação	43
3.5. Principais cátions	44
3.6. Nomenclatura das bases	44

Índice. química 1

4. Sais	44
4.1. Definição segundo Arrhenius	44
4.2. Reação de neutralização	44
4.3. Classificação e Nomenclatura dos sais	45
4.4. Fórmula geral	46
4.5. Tabela de ânions	46
4.6. Fórmula e nome dos sais	47
4.7. Regras de solubilidade dos sais em água	47
5. Cotidiano de Ácidos, Bases e Sais	47
5.1. Principais ácidos e seus usos	47
5.2. Principais bases e seus usos	48
5.3. Principais sais e seus usos	49
6. Óxidos	49
6.1. Definição	49
6.2. Fórmula Geral	49
6.3. Nomenclatura dos Óxidos	49
6.4. Óxidos ácidos ou anidridos	50
6.5. Óxidos Básicos	50
6.6. Óxidos Neutros	51
6.7. Óxidos Anfóteros	51
6.8. Óxidos Duplos, Mistos ou Salinos	51
6.9. Peróxidos	51
7. Cotidiano dos Óxidos	51

Capítulo 05. Reações Químicas

1. Introdução	53
2. Classificação	53
2.1. Reações de Síntese ou Adição	53
2.2. Reações de Análise ou Decomposição	53
2.3. Reações de Deslocamento ou Simples Troca	53
2.4. Reações de Dupla Troca	53
3. Ocorrência das Reações	53
3.1. Reações de Deslocamento ou Simples Troca	54
3.2. Dupla Troca	55

Exercícios Propostos 57



Capítulo 01. Modelos Atômicos

1. Introdução à química

As origens da Química são muito antigas. O homem pré-histórico provavelmente maravilhou-se quando, pela primeira vez, conseguiu produzir o fogo. Aprendeu a cozer alimentos, usar argila para produzir vasos e potes, e talvez tenha descoberto acidentalmente que algumas pedras azuis (minério de cobre), quando aquecidas ao fogo, produziam cobre metálico, e que este, quando aquecido junto com estanho, produzia o bronze.

Portanto, o homem passou pelas “idades” da pedra, do bronze e do ferro, sempre aprendendo a produzir novos materiais.

Por volta do ano 400 a.C., surgem os primeiros conceitos teóricos da Química.

Demócrito e Leucipo, filósofos gregos, afirmavam que toda matéria era constituída por minúsculas partículas, às quais deram o nome de átomos. Essa idéia foi rejeitada por Platão e Aristóteles, que tinham muito maior influência na época.

Apenas em 1650 d.C. o conceito de átomo foi novamente proposto pelo filósofo francês Pierre Cassendi.

Em 1808, John Dalton, baseando-se em várias observações experimentais sobre gases e reações químicas, forneceu a primeira idéia científica do átomo, chamada de “Teoria Atômica”.

2. Modelo Atômico de Dalton

John Dalton, professor inglês, propôs, baseado em suas experiências, uma explicação da natureza da matéria. Os principais postulados da teoria de Dalton são:

1. “Toda matéria é composta por minúsculas partículas chamadas átomos”.
2. “Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa e apresentam as mesmas propriedades químicas”.

3. “Átomos de elementos diferentes apresentam massa e propriedades diferentes”.

4. “Átomos são permanentes e indivisíveis e não podem ser criados, nem destruídos”.

5. “As reações químicas comuns não passam de uma reorganização dos átomos”.

6. “Os compostos são formados pela combinação de átomos de elementos diferentes em proporções fixas”.

As idéias de Dalton permitiram, na época, explicar com sucesso por que a massa é conservada durante uma reação química (Lei de Lavoisier) e também a lei da composição definida (Lei de Proust).

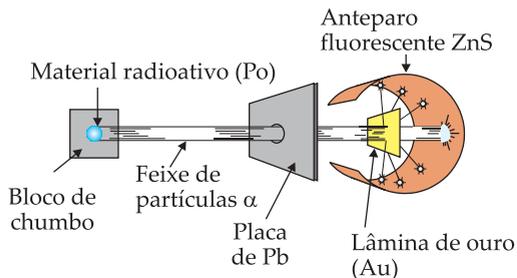
3. Modelo Atômico de Thomson

Em 1897, J.J. Thomson, baseando-se em alguns experimentos, propôs um novo modelo atômico.

Segundo Thomson, o átomo seria um aglomerado composto de uma parte de partículas positivas pesadas (prótons) e de partículas negativas (elétrons), mais leves. Este modelo ficou conhecido como “**pudding de passas**”.

4. Modelo Atômico de Rutherford

Em 1911, Ernest Rutherford, estudando a trajetória de partículas α (partículas positivas) emitidas pelo elemento radioativo polônio, bombardeou uma lâmina fina de ouro. Ele observou que a maioria das partículas α atravessavam a lâmina de ouro sem sofrer desvio em sua trajetória; que algumas das partículas sofriam desvio em sua trajetória; outras, em número muito pequeno, batiam na lâmina e voltavam.



Rutherford concluiu que a lâmina de ouro não era constituída de átomos maciços e propôs que um átomo seria constituído de um núcleo muito pequeno carregado positivamente (no centro do átomo) e muito denso, rodeado por uma região comparativamente grande onde estariam os elétrons em movimentos orbitais. Essa região foi chamada de **eletrosfera**.

Segundo o modelo de Rutherford, o tamanho do átomo seria de 10 000 e 100 000 vezes maior que seu núcleo.

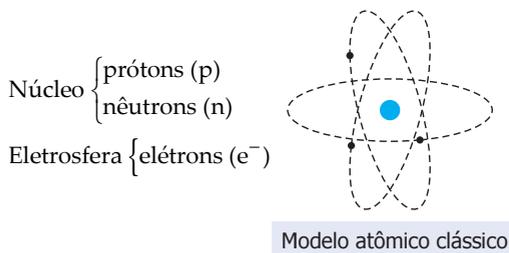
Observemos que Rutherford teve que admitir os elétrons orbitando ao redor do núcleo, porque, sendo eles negativos, se estivessem parados, acabariam indo de encontro ao núcleo, que é positivo.

5. Modelo Atômico Clássico

As partículas positivas do núcleo foram chamadas de prótons.

Em 1932, Chadwick isolou o nêutron, cuja existência já era prevista por Rutherford.

Portanto, o modelo atômico clássico é constituído de um núcleo, onde se encontram os prótons e nêutrons, e de uma eletrosfera, onde estão os elétrons orbitando em torno do núcleo.



Modelo atômico clássico

Adotando-se como padrão a massa do próton, observou-se que sua massa era praticamente igual à massa do nêutron e 1836 vezes mais pesada que o elétron, concluindo-se que:

$$m_p \approx m_n \rightarrow m_p = 1836 m_{e^-}$$

Prótons, nêutrons e elétrons são denominados partículas elementares ou fundamentais.

Algumas características físicas das partículas atômicas fundamentais:

Partícula	Massa Relativa (u)	Carga Relativa uca = unidade de carga atômica
Próton	1	+1
Nêutron	1	0
Elétron	1/1836	-1

6. Conceitos Fundamentais

6.1. Número Atômico

Número atômico (Z) é o número de prótons do núcleo de um átomo. É o número que identifica o átomo.

A representação do número atômico dos átomos é:



Num átomo neutro, cuja carga elétrica total é zero, o número de prótons é igual ao número de elétrons. O número de elétrons, nesse caso, pode ser considerado igual ao número atômico.

Exemplo

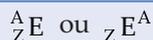
O átomo de magnésio (Mg) tem número atômico 12 (Z = 12).

Significado: no núcleo do átomo de Mg existem 12 prótons. No átomo neutro de Mg existem 12 prótons e 12 elétrons.

**Representação****6.2. Número de Massa**

Número de massa (A) é a soma do número de prótons (Z) e do número de nêutrons (N) existentes no núcleo de um átomo.

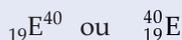
$$A = Z + N$$

Representação**Exemplo**

Um átomo neutro tem 19 prótons e 21 nêutrons, portanto:

$$Z = 19 \quad N = 21$$

$$A = Z + N = 19 + 21 = 40$$

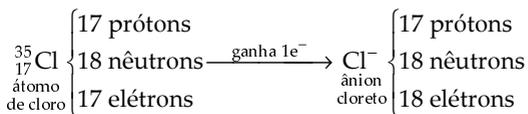
Representação**6.3. Elemento Químico**

Elemento químico é o conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z) (mesma identidade química).

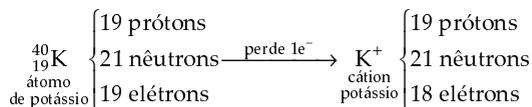
Observações

Como vimos anteriormente, um átomo é eletricamente neutro quando o número de prótons é igual ao número de elétrons, porém um átomo pode perder ou ganhar elétrons na eletrosfera, sem sofrer alteração no seu núcleo, originando partículas carregadas positiva ou negativamente, denominadas **íons**.

Se um átomo ganha elétrons, ele se torna um íon negativo, chamado **ânion**.

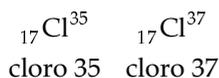
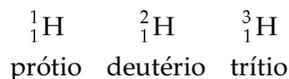
Exemplo

Se um átomo perde elétrons, ele se torna um íon positivo, chamado **cátion**.

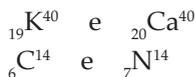
Exemplo**6.4. Isótopos, Isóbaros e Isótonos**

Isótopos: são átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).

Os isótopos são átomos de um mesmo elemento químico (mesmo Z), e que apresentam diferentes números de nêutrons, resultando assim diferentes números de massa.

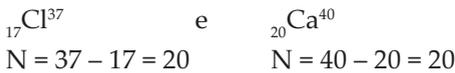
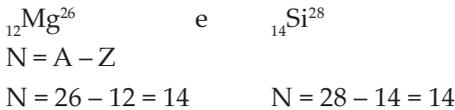
Exemplo

Isóbaros: são átomos que apresentam diferentes números atômicos (Z) e mesmo número de massa (A).

Exemplo

Isótonos: são átomos que apresentam diferentes números atômicos (Z), diferentes números de massa, e o mesmo número de nêutrons (N).

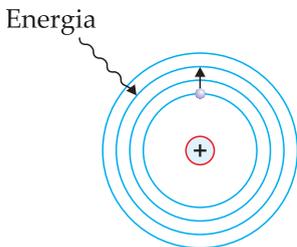
Exemplos



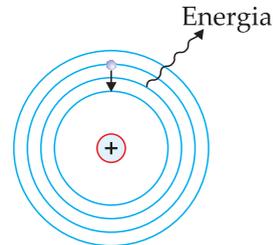
7. Modelo Atômico de Rutherford-Bohr

Bohr, baseando-se nos estudos feitos em relação ao espectro do átomo de hidrogênio e na teoria proposta em 1900 por Planck (Teoria Quântica), segundo a qual a energia não é emitida em forma contínua, mas em "blocos", denominados *quanta* de energia, propôs os seguintes postulados:

1. Os elétrons nos átomos descrevem sempre órbitas circulares ao redor do núcleo, chamadas de camadas ou níveis de energia.
2. Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia (estados estacionários).
3. Os elétrons só podem ocupar os níveis que tenham uma determinada quantidade de energia.
4. Os elétrons podem saltar de um nível para outro mais externo, desde que absorvam uma quantidade bem definida de energia (*quantum* de energia).



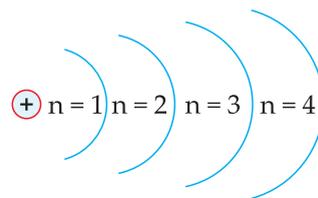
5. Ao voltar ao nível mais interno, o elétron emite um *quantum* de energia, na forma de luz de cor bem definida ou outra radiação eletromagnética (fóton).



6. Cada órbita é denominada de estado estacionário e pode ser designada por letras K, L, M, N, O, P, Q. As camadas podem apresentar:

- K = 2 elétrons
- L = 8 elétrons
- M = 18 elétrons
- N = 32 elétrons
- O = 32 elétrons
- P = 18 elétrons
- Q = 2 elétrons

7. Cada nível de energia é caracterizado por um número quântico (n), que pode assumir valores inteiros: 1, 2, 3, etc.



8. Modelo Atômico Atual

A teoria de Bohr explicava muito bem o que ocorria com o átomo de hidrogênio, mas apresentou-se inadequada para esclarecer os espectros atômicos de outros átomos com dois ou mais elétrons.



Até 1900 tinha-se a idéia de que a luz possuía caráter de onda. A partir dos trabalhos realizados por Planck e Einstein, este último propôs que a luz seria formada por partículas-onda, ou seja, segundo a mecânica quântica, as ondas eletromagnéticas podem mostrar algumas das propriedades características de partículas e vice-versa. A natureza dualística onda-partícula passou a ser aceita universalmente.

Em 1924, Louis de Broglie sugeriu que os elétrons, até então considerados partículas típicas, possuiriam propriedades semelhantes às ondas.

A todo elétron em movimento está associada uma onda característica (Princípio da Dualidade).

Ora, se um elétron se comporta como onda, como é possível especificar a posição de uma onda em um dado instante? Podemos determinar seu comprimento de onda, sua energia, e mesmo a sua amplitude, porém não há possibilidade de dizer exatamente onde está o elétron.

Além disso, considerando-se o elétron uma partícula, esta é tão pequena que, se tentássemos determinar sua posição e velocidade num determinado instante, os próprios instrumentos de medição iriam alterar essas determinações. Assim, Heisenberg enunciou o chamado Princípio da Incerteza:

Não é possível determinar a posição e a velocidade de um elétron, simultaneamente, num mesmo instante.

Em 1926, Erwin Schrödinger, devido à impossibilidade de calcular a posição exata de um elétron na eletrosfera, desenvolveu uma equação de ondas (equação muito complexa, envolvendo cálculo avançado, e não tentaremos desenvolvê-la aqui), que permitia determinar a probabilidade de encontrarmos o elétron numa dada região do espaço.

Assim, temos que a região do espaço onde é máxima a probabilidade de encontrarmos o elétron é chamada de **orbital**.

8.1. Números Quânticos

Schrödinger propôs que cada elétron em um átomo tem um conjunto de quatro números quânticos que determinam sua energia e o formato da sua nuvem eletrônica, dos quais discutiremos dois:

I. Número Quântico Principal (n)

O número quântico principal está associado à energia de um elétron e indica em qual nível de energia está o elétron. Quando n aumenta, a energia do elétron aumenta e, na média, ele se afasta do núcleo. O número quântico principal (n) assume valores inteiros, começando por 1.

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$$

K L M N O P Q

II. Número Quântico Secundário (l)

Cada nível energético é constituído de um ou mais subníveis, os quais são representados pelo número quântico secundário, que está associado ao formato geral da nuvem eletrônica.

Como os números quânticos n e l estão relacionados, os valores do número quântico l serão números inteiros começando por 0 (zero) e indo até um máximo de (n - 1).

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Para os átomos conhecidos, teremos:

$$l = 0, 1, 2, 3$$

s, p, d, f (tipo de subnível)

O número máximo de elétrons em cada subnível é:

Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de elétrons	2	6	10	14

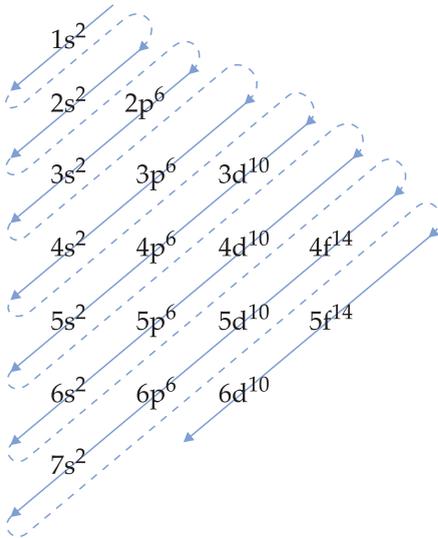
8.2. Distribuição Eletrônica

A distribuição (configuração) eletrônica nos descreve o arranjo dos elétrons em um átomo, fornecendo o número de elétrons em cada nível principal e subnível. Os elétrons preenchem os subníveis em ordem crescente

de energia. Um subnível deve estar totalmente preenchido para depois iniciarmos o preenchimento do subnível seguinte.

O cientista Linus Pauling formulou um diagrama que possibilita distribuir os elétrons em ordem crescente de energia dos níveis e subníveis.

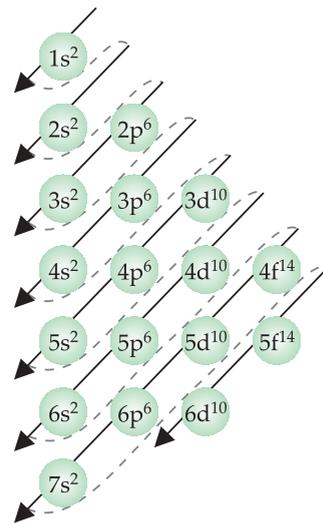
Diagrama de Pauling



O sentido das flechas indica os subníveis e níveis em ordem crescente de energia.

8.3. Distribuição Eletrônica em Átomos Neutros

Para fazermos a distribuição eletrônica de um átomo neutro, devemos conhecer o seu número atômico (Z) e, conseqüentemente, seu número de elétrons e distribuí-los em ordem crescente de energia dos subníveis, segundo o **diagrama de Pauling**.

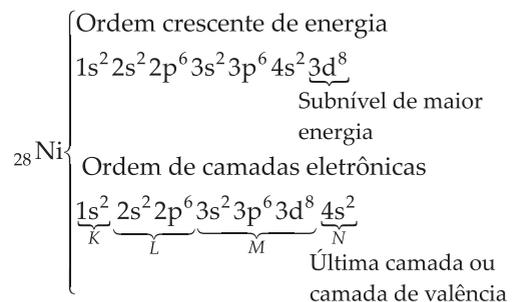


O sentido das flechas indica os subníveis e níveis em ordem crescente de energia.

Exemplo

${}^1\text{H}$	–	$1s^1$
${}^2\text{He}$	–	$1s^2$
${}^3\text{Li}$	–	$1s^2 2s^1$
${}^4\text{Be}$	–	$1s^2 2s^2$
${}^5\text{B}$	–	$1s^2 2s^2 2p^1$
${}^{11}\text{Na}$	–	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
${}^{19}\text{K}$	–	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
${}^{26}\text{Fe}$	–	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

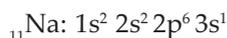
A distribuição eletrônica pode ser representada em ordem crescente de energia ou por camadas. Por exemplo:



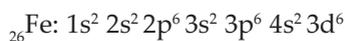
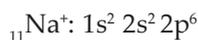


8.4. Distribuição Eletrônica de Íons

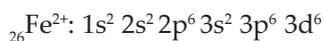
A distribuição eletrônica de íons é semelhante à dos átomos neutros. Lembrando que um íon é formado a partir da perda ou ganho de elétrons que ocorre com um átomo e que os elétrons serão retirados ou recebidos sempre da última camada eletrônica (mais externa), chamada camada de valência, e não do subnível mais energético, teremos, por exemplo, as seguintes distribuições:



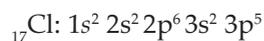
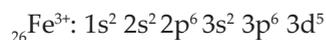
↓ perde 1e da camada de valência



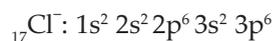
↓ perde 2e da camada de valência



Para a distribuição do íon Fe^{3+} , é necessária a retirada de um elétron do subnível d.



↓ ganha 1e na camada de valência



Capítulo 02. Tabela Periódica

1. Introdução

No início dos anos de 1800, os cientistas já conheciam um número considerável de elementos, inclusive algumas de suas propriedades químicas e físicas. Surgiu, então, a necessidade de se organizar os elementos em uma tabela, de modo a se ter grupos de elementos que apresentassem propriedades químicas semelhantes.

Vários trabalhos foram produzidos nesse sentido, mas dois deles, realizados independentemente, tiveram valor fundamental no desenvolvimento do conceito de periodicidade química para construir a tabela periódica dos elementos. Foram os trabalhos efetuados por Lothar Meyer (alemão) e Dmitri Ivanovich Mendeleev (russo).

Ambos listaram os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas e obser-

varam que, quando várias propriedades eram representadas graficamente em função da massa atômica, obtinha-se, para cada caso, uma curva periódica.

O trabalho realizado por Mendeleev foi tão profundo e minucioso que acabou sendo utilizado como base da tabela periódica moderna, chegando a prever a existência de elementos ainda não conhecidos na época, como o gálio (chamado por ele de Eka-alumínio) e o germânio (Eka-silício), prevendo suas propriedades com grande precisão.

Para estimar a massa atômica do germânio, ele tomou a média das massas do Si (massa atômica = 28) e Sn (massa atômica = 118).

$$\text{massa atômica Ge} = \frac{28 + 118}{2} = 73$$

Propriedade	Previsão para o Eka-Silício (1871)	Encontrado para o Germânio (1886)
Massa atômica	73	72,61
Massa específica	5,5 g/cm ³	5,47 g/cm ³
Volume atômico	13,0 cm ³ /mol	13,22 cm ³ /mol
Cor	Cinzento	Cinzento claro
Aquecido ao ar	Forma óxido branco EO ₂	Forma óxido branco GeO ₂



A Classificação Periódica de Mendeleev																
Séries	Grupo I		Grupo II		Grupo III		Grupo IV		Grupo V		Grupo VI		Grupo VII		Grupo VIII	
1		H 1														
2	Li 7		Be 9,4		B 11		C 12		N 14		O 16		F 19			
3		Na 23		Mg 24		Al 27,3		Si 28		P 31		S 32		Cl 35,5		
4	K 19		Ca 40		? 44		Ti 48		V 51		Cr 52		Mn 55		Fe – 56 Ni – 59	Co – 59
5		Cu 63		Zn 65		? 68		? 72		As 75		Se 78		Br 80		
6	Rb 85		Sr 87		? 88		Zr 90		Nb 94		Mo 96		? 100		Ru – 104 Rd – 106	Rh – 104
7		Ag 108		Cd 112		In 113		Sn 118		Sb 122		Te 125		I 127		
8	Cs 133		Ba 137		? 138		? 140									
9																
10			? 178		? 180		Ta 182		W 184						Os – 195 Pt – 198	Ir – 197
11		Au 199		Hg 200		Tl 204		Pb 207		Bi 208						
12							Th 231						U 240			

Comparando a tabela formulada por Mendeleev e a tabela periódica atual, encontramos três situações nas quais os elementos se encontram fora da seqüência crescente em relação à massa atômica:

O argônio (39,948) antecede o potássio (39,098); o cobalto (58,933) antecede o níquel (58,693); e o telúrio (127,60) antecede o iodo (126,90).

Estas anomalias foram resolvidas, em 1914, por um inglês, H. G. J. Moseley, que, a

partir do estudo dos espectros de emissão de vários elementos, determinou o número de prótons de cada elemento químico.

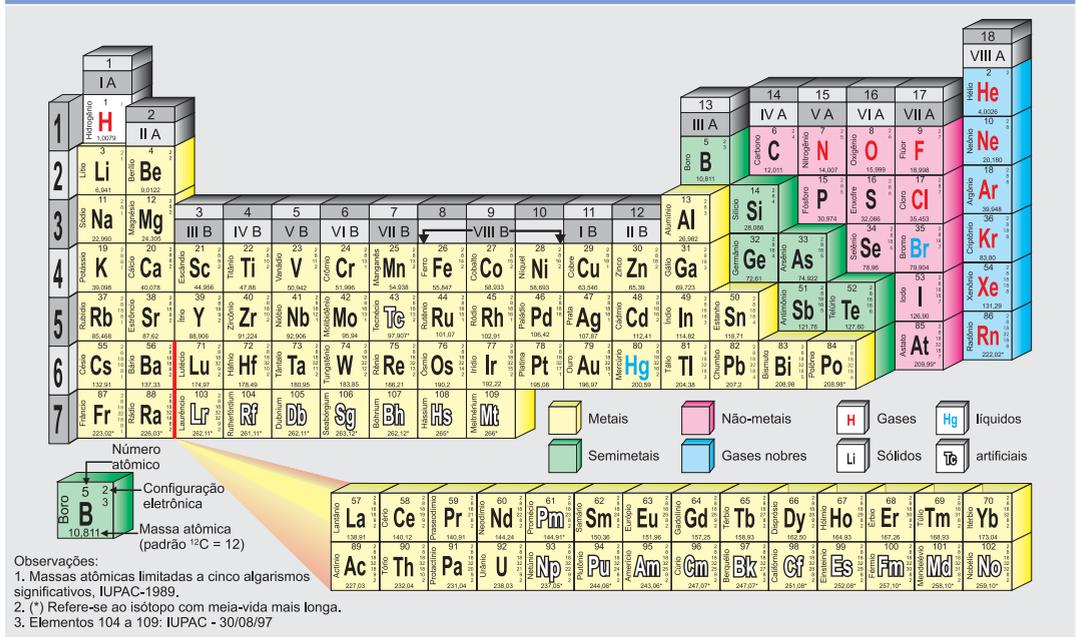
Com a determinação do número de prótons (número atômico Z) de cada elemento, ele pôde comprovar que as propriedades periódicas eram em função do número atômico crescente e não da massa atômica, como tinha sido estabelecido por Mendeleev.

A Lei Periódica é estabelecida nestes termos:

“As propriedades dos elementos químicos são uma função periódica do número atômico”.

Isso significa que, quando os elementos são ordenados em ordem crescente de números atômicos, observa-se uma repetição periódica de suas propriedades.

Tabela Periódica dos Elementos Químicos



2. Tabela Periódica Moderna

Os elementos encontram-se dispostos em ordem crescente de número atômico e suas posições são estabelecidas através de suas distribuições eletrônicas.

A tabela periódica atual é formada por:

a) sete linhas horizontais, chamadas de períodos. Cada período, exceto o primeiro, começa com um metal alcalino e termina, exceto o último, que ainda se encontra-se incompleto, com um gás nobre.

A estrutura da tabela periódica fica assim, representada:

Período	Número de elementos	Primeiro elemento	Último elemento
1º	2	₁ H	₂ He
2º	8	₃ Li	₁₀ Ne
3º	8	₁₁ Na	₁₈ Ar
4º	18	₁₉ K	₃₆ Kr
5º	18	₃₇ Rb	₅₄ Xe
6º	32	₅₅ Cs	₈₆ Rn
7º	32	₈₇ Fr	Elemento de Z= 118

Observação – No 6º período, incluir a série dos lantanídeos e no 7º período a série dos actínidos, que estão indicados abaixo da tabela.



b) As 18 colunas verticais são denominadas de grupos ou famílias. Os elementos que pertencem a uma mesma família apresentam propriedades semelhantes.

As famílias são designadas pelas letras A e B e denominadas de subgrupo; o grupo é indicado por algarismo romano de I a VIII. Por exemplo, o Sc pertence ao grupo III, subgrupo B, ou simplesmente IIIB, enquanto o Boro pertence ao grupo III, subgrupo A, ou simplesmente IIIA. Recentemente, a American Chemical Society recomendou a substituição dos algarismos romanos por números de 1 a 18, para indicar as famílias da tabela periódica.

Por exemplo: o magnésio pertence a família IIA ou 2; o carbono, à família IVA ou 14.

Algumas famílias recebem denominações especiais:

IA ou 1 = metais alcalinos

IIA ou 2 = metais alcalino-terrosos

VIA ou 16 = calcogênios

VIIA ou 17 = halogênios

VIIIA ou 18 = gases nobres

Observação – O hidrogênio não pertence à família dos metais alcalinos, e não se encaixa em nenhum outro grupo, pois apresenta propriedades diferentes de todos os demais elementos químicos.

c) Elementos naturais: são encontrados na natureza.

Elementos artificiais: são produzidos em laboratórios.

Os elementos artificiais são classificados em:

- cisurânicos: apresentam número atômico abaixo do urânio ($Z = 92$). Apenas dois:

- o tecnécio ($Z = 43$) e o promécio ($Z = 61$).

- transurânicos: apresentam número atômico acima do urânio ($Z = 92$). O urânio é o último elemento natural, portanto todos os elementos com número atômico acima do urânio são artificiais.

d) Os elementos, na tabela periódica, também podem ser classificados como:

- metais: correspondem a 80% dos elementos conhecidos. São bons condutores de calor e eletricidade e sua condutividade elétrica diminui com o aumento da temperatura; são dúcteis e maleáveis; sólidos à temperatura ambiente, com exceção do mercúrio que é líquido.

- não-metais (ametais): com poucas exceções, esse elementos não conduzem corrente elétrica ou calor (são isolantes). Encontram-se nos estados físicos sólido, líquido e gasoso, em condições ambientes.

- semimetais ou metalóides: possuem propriedades intermediárias entre as de um metal e um não-metal. Sua condutividade elétrica é pequena e tende a aumentar com a elevação da temperatura. São seis os elementos considerados semimetais: boro (B) silício (Si), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb) e telúrio (Te).

Observação – O Polônio (Po) é um elemento cuja condutividade elétrica é típica de um metal, ou seja, diminui com o aumento da temperatura.

Resumindo podemos indicar:

Diagrama da Tabela Periódica com as famílias classificadas:

- METAIS:** Grupos 1 (IA), 2 (IIA), 3 (IIIB), 4 (IVB), 5 (VB), 6 (VIB), 7 (VIIB), 8 (VIII B), 9 (VIII B), 10 (VIII B), 11 (IB), 12 (IIB).
- SEMIMETAIS:** Grupo 13 (IIIA).
- NÃO-METAIS:** Grupos 14 (IVA), 15 (VA), 16 (VIA), 17 (VIIA).
- GASES NOBRES:** Grupo 18 (VIIIA).

METAIS

METAIS

3. Distribuição Eletrônica na Tabela Periódica

3.1. Períodos

Os elementos que pertencem ao mesmo período apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. Portanto, todos os elementos de um dado período têm em comum a camada de valência, e o número quântico principal desta camada é igual ao número do período.

Assim:

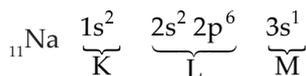
– elementos do 1º período possuem 1 nível de energia ocupado por elétrons.

– elementos do 2º período possuem 2 níveis de energia ocupados por elétrons.

⋮

– elementos do 7º período possuem 7 níveis de energia ocupados por elétrons.

Exemplo



O Na se encontra no 3º período, pois possui 3 níveis ocupados por e⁻, e número quântico principal, n = 3, para a camada de valência.

3.2. Famílias

Os elementos pertencentes a uma mesma família apresentam propriedades químicas semelhantes, pelo fato de possuírem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

Exemplos

Para a família A, o número da família, em algarismo romano, indica o número de elétrons na camada de valência.



Por exemplo: IA = 1e na camada de valência.

IIA = 2 e na camada de valência

A exceção fica com ${}_{2}\text{He} = 1s^2$, que pertence à família VIIIA.

Também pode ser utilizada a numeração das famílias 1, 2 e de 13 a 18, onde a encontramos:

Família 1 = 1 e na camada de valência.

Família 2 = 2 e na camada de valência.

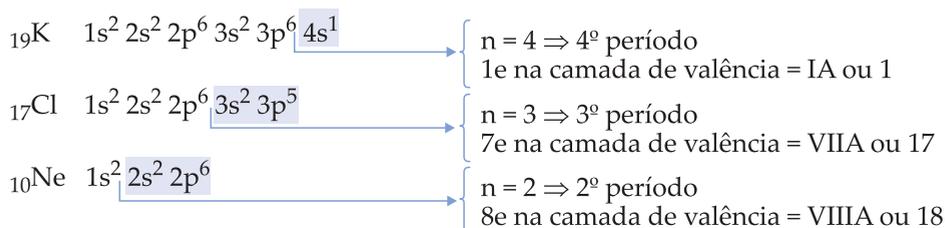
A partir da família 13, subtrair 10 do número do grupo para encontrar o número de

elétrons de valência. Por exemplo:

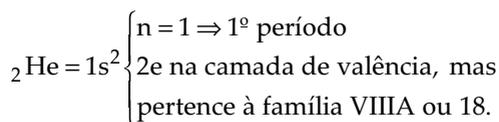
Família 13 = 13 – 10 = 3 e na camada de valência.

3.3. Distribuição Eletrônica

Os elementos de uma mesma família apresentam diferentes graus de semelhança em suas propriedades químicas. Na família A, a variação de tais propriedades é mais regular, o que confere a esses elementos o nome de representativos. Neles, o elétron mais energético encontra-se num subnível s (IA e IIA) ou p (IIIA a VIIIA).



Obs. – O Hélio possui número atômico $z = 2$, portanto encontramos:

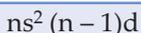


– O elétron de maior energia encontra-se na camada de valência, para os elementos representativos. Portanto, podemos fazer a seguinte relação:

Família	Camada de valência
IA ou 1	ns^1
IIA ou 2	ns^2
IIIA ou 13	$ns^2 np^1$
IVA ou 14	$ns^2 np^2$
VA ou 15	$ns^2 np^3$
VIA ou 16	$ns^2 np^4$
VIIA ou 17	$ns^2 np^5$
VIIIA ou 18	$ns^2 np^6$

3.4. Elementos de Transição

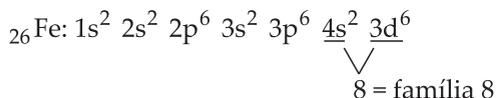
Os elementos de transição, no centro da tabela periódica (IIIB até IIB, ou 3 a 12) possuem como subnível de maior energia o subnível d, que se encontra na penúltima camada. Portanto, os metais de transição preenchem subníveis nos quais o número quântico principal é uma unidade menor que o número do período. Afora algumas exceções, podemos considerar que os elementos de transição apresentam 2 elétrons na camada de valência e podem ser representados da seguinte maneira:



Exemplificando, podemos dizer que o ${}_{21}\text{Sc}$ encontra-se no 4º período, cuja camada de valência é $4s^2$, e possui subnível de maior energia, $3d$.

Para localizarmos o número da família, utilizando a distribuição eletrônica, basta somar o número de elétrons que se encontram no subnível de maior energia com o número de elétrons da camada de valência.

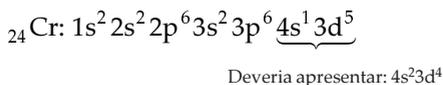
Por exemplo:



Obs. – Alguns metais de transição, não seguem a distribuição eletrônica de Linus Pauling, dentre os quais destacamos:

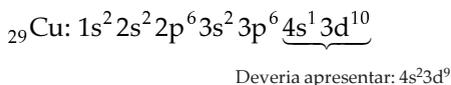
Família 6 ou VIB

Crômio e Molibidênio



Família 11 ou IB

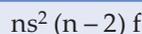
Cobre, Prata e Ouro



3.5. Elementos de Transição Interna

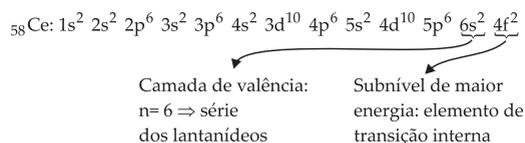
São os elementos pertencentes à série dos lantanídeos (6º período) e actnídeos (7º período) e que apresentam subnível mais energético o subnível f. São considerados pertencentes à família IIIB ou 3 e estão indicados em linhas fora e abaixo da tabela periódica.

O subnível f, de maior energia, encontra-se na antepenúltima camada e apresenta 2 elétrons na camada de valência. A representação do preenchimento eletrônico para os elementos de transição interna fica:



Em que: $\begin{cases} n = 6 \Rightarrow \text{série dos lantanídeos} \\ n = 7 \Rightarrow \text{série dos actnídeos} \end{cases}$

Exemplo



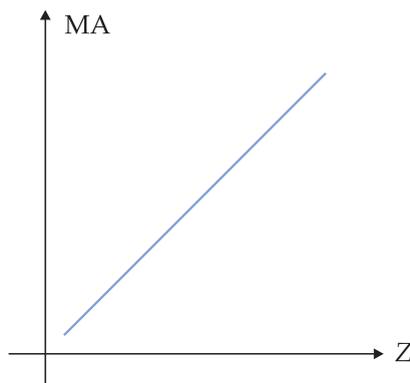
4. Propriedades

4.1. Propriedades Aperiódicas

São propriedades que têm seus valores só aumentando ou só diminuindo quando colocadas em função do número atômico crescente.

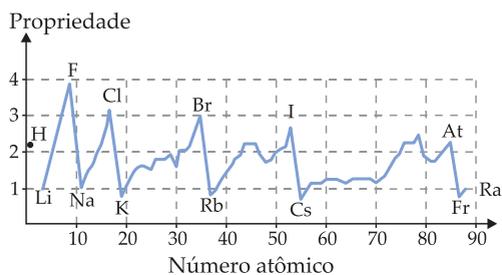
São poucas as propriedades aperiódicas e, dentre elas, temos, por exemplo:

– a **massa atômica**, que aumenta com o aumento do número atômico.



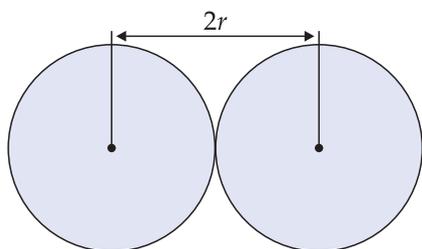
4.2. Propriedades Periódicas

São aquelas que apresentam variação periódica na tabela, crescendo e decrescendo, à medida que o Z aumenta.



I. Raio Atômico

É muito difícil medir o raio de um átomo isolado, pois a eletrosfera não apresenta um limite bem definido. Mas, quando átomos de um elemento empacotam-se em sólidos, são encontradas distâncias definidas de um núcleo ao outro. Portanto, vamos considerar o raio atômico como sendo a metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos.



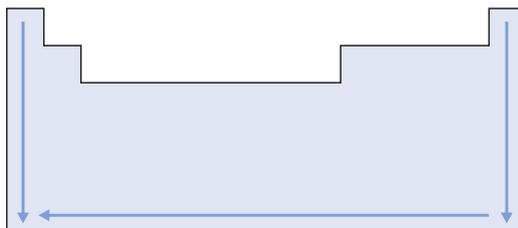
Nas famílias (coluna vertical) os raios atômicos aumentam de cima para baixo, pois, nesse sentido, aumenta o número de níveis de energia dos átomos.

Por exemplo: um átomo do 1º período tem apenas um nível de energia, portanto terá menor raio atômico que um átomo do 2º período (da mesma família) que tem dois níveis de energia.

Nos períodos (linha horizontal), conforme caminhamos para a direita, aumenta o número atômico (número de prótons) para átomos de mesmo número de níveis de energia, portanto aumenta a atração do núcleo pela eletrosfera, diminuindo o tamanho do átomo e conseqüentemente o raio.

Assim, o raio atômico cresce da direita para a esquerda nos períodos.

Esquema



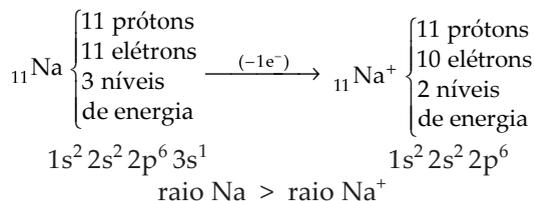
II. Raios Iônicos

Raio de Cátion

Quando um átomo perde elétron, a repulsão da nuvem eletrônica diminui, diminuindo o seu tamanho. Inclusive pode ocorrer perda do último nível de energia e quanto menor a quantidade de níveis, menor o raio.

Portanto:

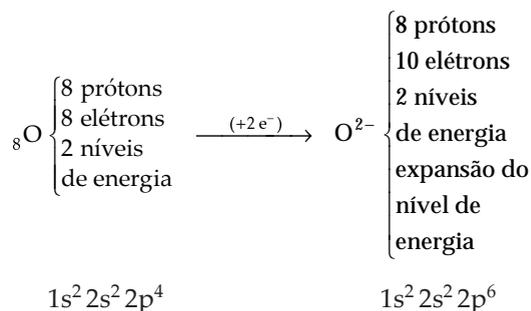
raio do átomo > raio do cátion



Raio do Ânion

Quando um átomo ganha elétron, aumenta a repulsão da nuvem eletrônica, aumentando o seu tamanho.

raio do átomo < raio do ânion

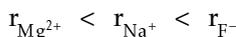
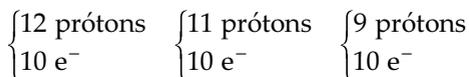


Íons Isoelétricos

Íons isoeletrônicos são os que apresentam igual número de elétrons e, portanto, o número de níveis é o mesmo. Assim, quanto maior

for o número atômico, maior será a atração do núcleo pela eletrosfera e menor o raio.

Exemplo



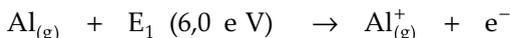
III. Energia (ou Potencial) de Ionização

É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado no estado gasoso.



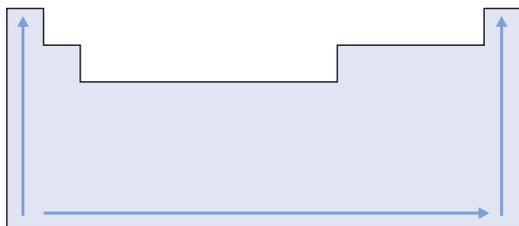
Quando retiramos um elétron de um átomo eletricamente neutro (1ª energia de ionização), gasta-se uma certa quantidade de energia, a qual, geralmente, é expressa em elétrons-volt (eV). Se formos retirar um segundo elétron (2ª energia de ionização), gasta-se uma quantidade maior de energia, pois, à medida que cada e⁻ é retirado, o raio atômico diminui.

Exemplo



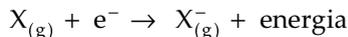
Nas famílias e nos períodos, a energia de ionização aumenta conforme diminui o raio atômico, pois, quanto menor o tamanho do átomo, maior a atração do núcleo pela eletrosfera e, portanto, mais difícil retirar o elétron.

Esquema



IV. Afinidade Eletrônica ou Eletroafinidade

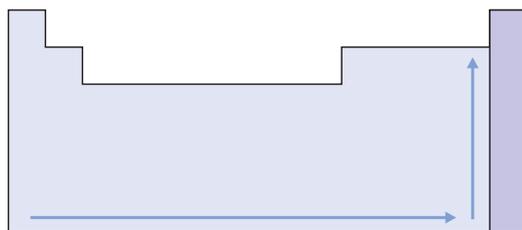
É a quantidade de energia liberada quando um átomo neutro, isolado no estado gasoso, recebe um elétron.



A eletroafinidade pode ser entendida como a medida da intensidade com que o átomo captura o elétron.

Nas famílias e nos períodos, a eletroafinidade aumenta com a diminuição do raio atômico, pois, quanto menor o raio, maior a atração exercida pelo núcleo.

Esquema

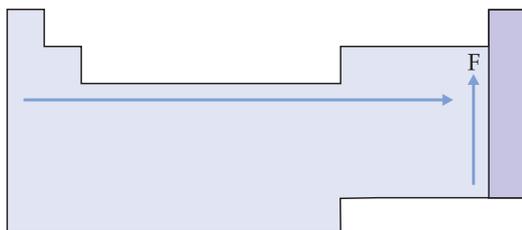


V. Eletronegatividade

É a capacidade que um átomo possui de atrair para si o par de elétrons, compartilhado com outro átomo.

Nas famílias e nos períodos, a eletronegatividade cresce conforme o elemento apresenta o menor raio atômico, com exceção dos gases nobres, pois a atração do núcleo pela camada de valência será maior.

Esquema





VI. Volume Atômico

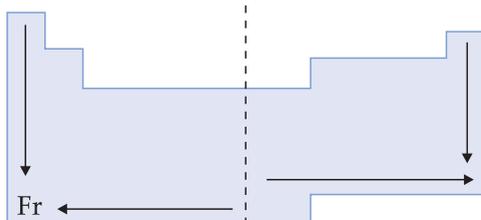
É o volume ocupado por 1 mol de átomos ($6,0 \cdot 10^{23}$ átomos) do elemento no estado sólido.

Assim, o volume atômico depende, além do volume dos átomos, do espaçamento que ocorre entre eles.

Nas famílias, o volume atômico aumenta de acordo com o aumento do raio.

Nos períodos, o volume atômico aumenta de acordo com o aumento do raio, mais ou menos do centro da tabela para a esquerda; já do lado direito, a variação é oposta, isto é, devido ao maior espaçamento que ocorre entre os átomos, principalmente nos metais.

Esquema



VII. Densidade Absoluta

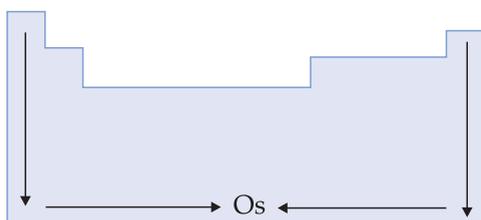
Densidade (d) de um elemento é a razão entre sua massa (m) e seu volume (V).

$$d = \frac{m}{V}$$

Nas famílias, a densidade aumenta de cima para baixo, pois, nesse sentido, a massa cresce mais que o volume.

Nos períodos, a densidade aumenta das extremidades para o centro, pois, quanto menor o volume, maior a densidade, já que a variação de massa nos períodos é muito pequena.

Esquema



VIII. Pontos de Fusão e de Ebulição

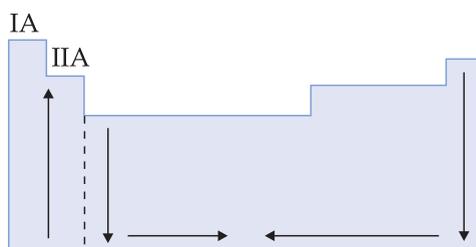
Os pontos de fusão e ebulição são, respectivamente, as temperaturas nas quais o elemento passa do estado sólido para o líquido e do estado líquido para o gasoso.

Nas famílias, os pontos de fusão e de ebulição aumentam de acordo com a densidade, pois, quanto mais denso e compacto o retículo cristalino, mais difícil a separação dos átomos.

Nas famílias dos metais alcalinos e dos alcalino-terrosos, o crescimento é oposto ao das demais.

Nos períodos, os pontos de fusão e de ebulição aumentam também com o aumento da densidade.

Esquema

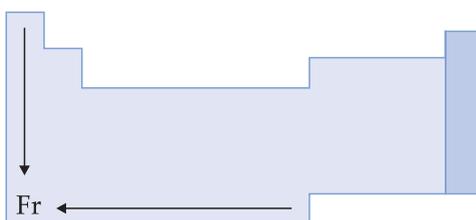


IX. Eletropositividade ou Caráter Metálico

É a capacidade que um átomo possui de doar elétrons.

Nas famílias e nos períodos, a eletropositividade aumenta conforme aumenta o raio atômico, pois, quanto maior o raio, menor a atração do núcleo pela eletrosfera, mais fácil de doar elétrons.

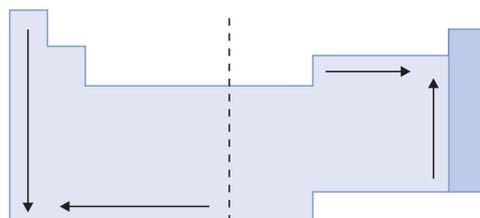
Esquema



X. Reatividade Química

Um elemento é considerado muito reativo, quando perde ou ganha elétrons com facilidade. Portanto, para os metais, a reatividade aumenta à medida que diminui o potencial de ionização; para os ametais, a reatividade aumenta à medida que aumenta o potencial de ionização.

Esquema





Capítulo 03. Ligação Química

1. Introdução

Verifica-se, na natureza, que a grande maioria dos elementos químicos encontra-se ligados a outros, e que somente alguns (os gases nobres) estão no estado atômico isolado.

Isso levou os cientistas a concluir que os átomos de gases nobres possuem uma configuração eletrônica que lhes assegura estabilidade.

Os gases nobres apresentam 8 elétrons na última camada eletrônica, com exceção do hélio, que possui 2 elétrons, já que a camada K comporta no máximo 2 elétrons.

Essa análise levou os cientistas Lewis e Kossel a criarem a chamada Teoria ou Regra do Octeto.

Configuração eletrônica dos átomos de gases nobres

Átomo \ Nível n	K 1	L 2	M 3	N 4	O 5	P 6	Q 7
${}^2\text{He}$	2						
${}^{10}\text{Ne}$	2	8					
${}^{18}\text{Ar}$	2	8	8				
${}^{36}\text{Kr}$	2	8	18	8			
${}^{54}\text{Xe}$	2	8	18	18	8		
${}^{86}\text{Rn}$	2	8	18	32	18	8	

2. Teoria dos Octetos

Os átomos ligam-se a fim de adquirirem uma configuração mais estável, geralmente com 8 elétrons na última camada.

Os átomos, ao se ligarem, fazem-no por meio dos elétrons da última camada, podendo perder, ganhar ou compartilhar os elétrons até atingirem a configuração estável.

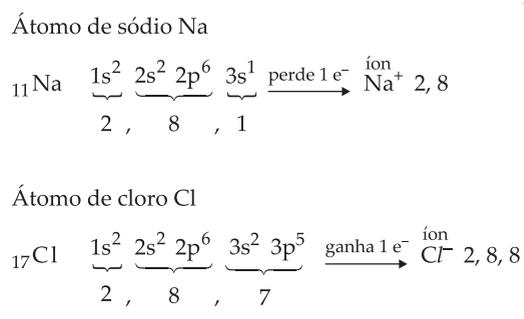
Surgem, assim, as ligações químicas.

3. Ligação Iônica ou Eletrovalente

É a ligação que se estabelece entre íons, unidos por fortes forças eletrostáticas. Ocorre com transferência de elétrons do metal para o ametal, formando cátions (íons positivos) e ânions (íons negativos), respectivamente, ou do metal para o hidrogênio.

Exemplos

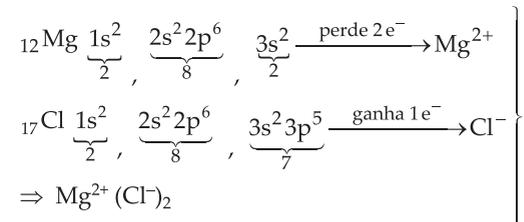
1º) Ligação química entre um átomo de sódio e um átomo de cloro, formando cloreto de sódio.



⇒ Na⁺ Cl⁻ cloreto de sódio

Os íons Na⁺ e Cl⁻ formados, respectivamente, pela perda e ganho de elétrons (com a finalidade de se estabilizarem) se atraem, provocando uma união entre íons, daí o nome ligação iônica.

2º) Ligação química entre um átomo de magnésio e átomos de cloro.

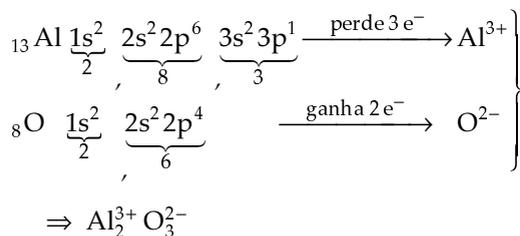


Como cada átomo de magnésio perde 2 elétrons e cada átomo de cloro só pode ga-

nhar 1 elétron, serão necessários 2 átomos de cloro para receber os 2 elétrons cedidos pelo átomo de magnésio.

Observação: o total de e^- cedidos deve ser igual ao total de e^- recebidos.

3^o) Ligação química entre alumínio e oxigênio.



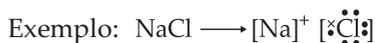
Cada átomo de alumínio perde $3 e^-$, cada átomo de oxigênio ganha $2 e^-$, então, para que o total de e^- perdidos seja igual ao total de e^- ganhos, 2 alumínio (perda de $6 e^-$) se ligam a 3 oxigênios (ganho de $6 e^-$).

Os compostos iônicos (compostos que apresentam ligação iônica) são eletricamente neutros, ou seja, a soma total das cargas positivas é igual à soma total das cargas negativas.

As ligações iônicas ocorrem, como regra geral, entre os elementos que tendem a perder elétrons e que possuem 1, 2 ou 3 elétrons na última camada (metais) e os elementos que tendem a ganhar elétrons e que possuem 5, 6 ou 7 elétrons na última camada (ametais).

3.1. Notação ou Fórmula de Lewis

Esta fórmula representa os elementos através dos elétrons do último nível (elétrons de valência), indicando-os por pontos ou cruzetas.

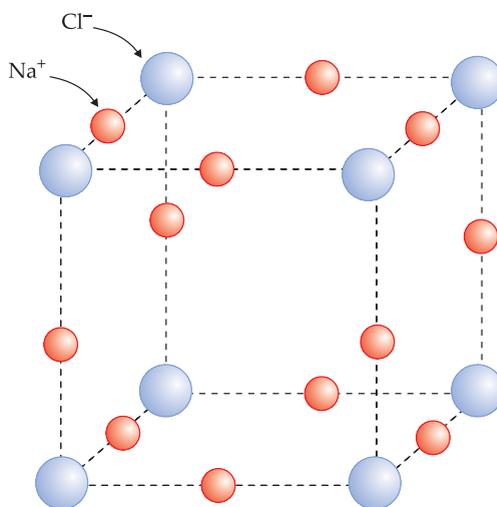


3.2. Estrutura Cristalina dos Compostos Iônicos

A fórmula NaCl é usada para representar o cloreto de sódio e indica a proporção com que os íons participam do retículo cristalino (1 : 1),

pois não existe a partícula individualizada NaCl , já que íons positivos tendem a atrair para o seu redor íons negativos, e vice-versa.

No sólido NaCl , cada Na^+ tem seis íons Cl^- ao seu redor, e vice-versa. Os íons, portanto, dispõem-se de forma ordenada, formando o chamado retículo cristalino.



3.3. Características dos Compostos Iônicos

a) Estado físico: em condições ambientes, são sólidos, cristalinos, duros e quebradiços. Apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.

b) Condução de eletricidade: como sólidos, não conduzem eletricidade, pois os íons encontram-se presos ao retículo cristalino. Quando fundidos (estado líquido) tornam-se bons condutores, já que os íons ficam livres para se moverem.

Em solução aquosa, também são bons condutores, pois a água separa os íons do retículo cristalino.

4. Ligação Covalente

A ligação covalente ocorre quando os átomos ligados possuem tendência de ganhar elétrons. Não há transferência de elétrons de um átomo para outro, e sim um compartilhamento de elétrons entre eles.



A ligação covalente ocorre entre:

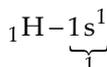
- hidrogênio – hidrogênio
- hidrogênio – não-metal
- não-metal – não-metal

Obs- Os semimetais também podem ser incluídos.

4.1. Ligação Covalente Normal

Ocorre entre dois átomos que compartilham pares de elétrons. Os átomos participantes da ligação devem contribuir com um elétron cada, para a formação de cada par eletrônico.

Assim, na molécula de hidrogênio (H₂), cuja distribuição eletrônica é



falta um elétron para cada átomo de hidrogênio para ficar com a camada K completa (dois elétrons).

Os dois átomos de hidrogênio se unem formando um par eletrônico comum a eles (compartilhamento). Desta forma, cada átomo de hidrogênio adquire a estrutura do gás nobre Hélio (He).

H × • H (fórmula eletrônica ou de Lewis)

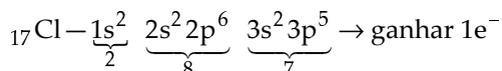
Quando o par compartilhado é representado por um traço (—), temos a chamada fórmula estrutural.

H — H (fórmula estrutural)

H₂ (fórmula molecular)

Procedendo da mesma forma, veremos mais alguns exemplos:

1º) Cl₂ (fórmula molecular do gás cloro)

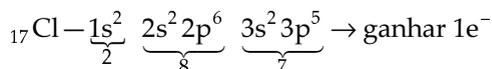
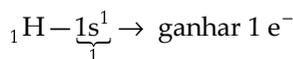


Fórmula de Lewis

Cl — Cl

Fórmula estrutural

2º) HCl (fórmula molecular do cloreto de hidrogênio)

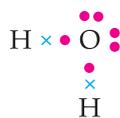
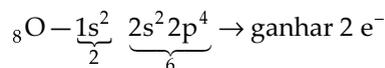
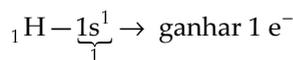


H — Cl

Fórmula de Lewis

Fórmula estrutural

3º) H₂O (fórmula molecular da água)



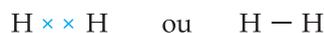
H — O

|
H

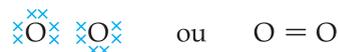
Fórmula de Lewis

Fórmula estrutural

Quando encontramos um único par de elétrons compartilhado entre dois elementos, a ligação é denominada de simples.



Para dois pares de elétrons compartilhados entre dois elementos, a ligação é denominada de dupla.



Finalmente, para três pares de elétrons compartilhados entre dois elementos, a ligação é denominada de tripla.



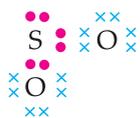
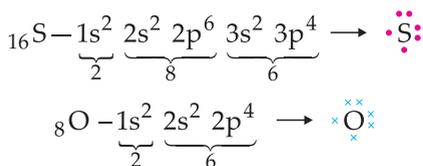
4.2. Ligação Covalente Dativa ou Coordenada

Na ligação covalente normal, o par de elétrons compartilhado é proveniente um de cada átomo.

Mas, para explicar certas estruturas das substâncias, foi necessário admitir a formação de pares de elétrons provenientes de um só átomo; assim, temos a chamada ligação covalente dativa ou ligação coordenada.

Exemplo

SO₂ (fórmula molecular do dióxido de enxofre)



Fórmula de Lewis



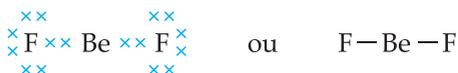
Fórmula estrutural

Observação – Convencionou-se representar a ligação dativa por uma seta orientada do átomo que “cede” o par de e⁻ para o átomo que o “recebe”; porém, modernamente, o uso da seta indicando a ligação dativa tende a ser substituído por um traço de covalente normal.

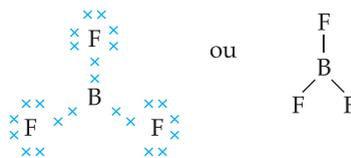


4.3. Anomalias do Octeto

- a) BeF₂



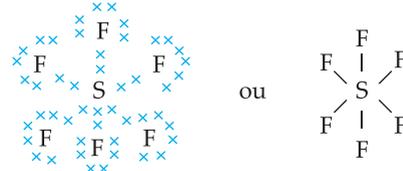
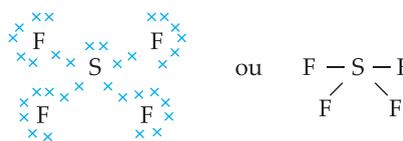
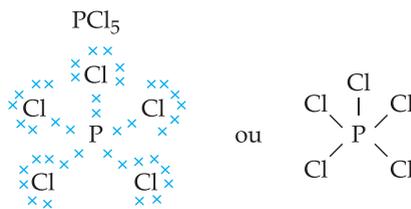
- b) BF₃



- c) NO



- d) Ocorrem casos em que se verificam camadas de valência expandidas, ou seja, apresentam mais de oito elétrons, por exemplo:



5. Ligação Metálica

É a força que mantém unidos os átomos e cátions dos metais.

Teoria do “mar de elétrons” ou teoria da “nuvem eletrônica”

A principal característica dos metais é a eletropositividade (tendência de doar elétrons), assim os elétrons da camada de



valência saem facilmente do átomo e ficam “passeando” pelo metal, o átomo que perde elétrons se transforma num cátion, que, em seguida, pode recapturar esses elétrons, voltando a ser átomo neutro. O metal seria um aglomerado de átomos neutros e cátions, imersos num “mar de elétrons livres” que estaria funcionando como ligação metálica, mantendo unidos os átomos e cátions de metais.

5.1. Propriedade dos Metais

- I) **Brilho metálico:** o brilho será tanto mais intenso quanto mais polida for a superfície metálica, assim os metais refletem muito bem a luz.
- II) **Densidade elevada:** os metais são geralmente muito densos, isto resulta das estruturas compactas devido à grande intensidade da força de união entre átomos e cátions (ligação metálica), o que faz com que,

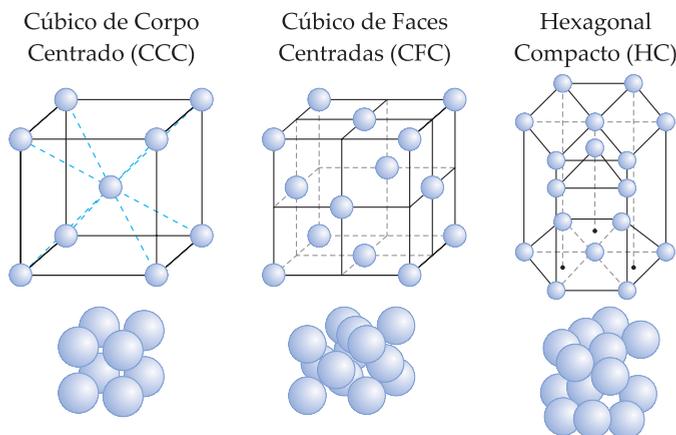
em igualdade de massa com qualquer outro material, os metais ocupem menor volume.

- III) **Pontos de fusão e ebulição elevados:** os metais apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição, isto acontece porque a ligação metálica é muito forte.
- IV) **Condutividades térmica e elétrica elevadas:** os metais são bons condutores de calor e eletricidade pelo fato de possuírem elétrons livres.
- V) **Resistência à tração:** os metais resistem às forças de alongamentos de suas superfícies, o que ocorre também como consequência da “força” da ligação metálica.
- VI) **Maleabilidade:** a propriedade que permite a obtenção de lâminas de metais.
- VII) **Ductibilidade:** a propriedade que permite a obtenção de fios de metais.

5.2. Estrutura dos Metais

O agrupamento dos átomos dos metais dá origem ao reticulado cristalino.

Existem três tipos de reticulados cristalinos mais comuns dentre os metais. São eles:



6. Geometria Molecular

Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (Sidgwick, Powell e Gillespie) permite prever a geometria de moléculas e íons poliatômicos. Nestas espécies, um átomo central está rodeado por dois, três, quatro ou mais pares de elétrons (no Ensino Médio somente estudaremos até 4 pares de e^-).

Estes pares eletrônicos existentes ao redor do átomo central “orientam” a geometria da molécula, prevendo ângulos entre as ligações e determinando a posição de outros átomos (representados por seus núcleos) em relação ao átomo central.

A teoria

Os pares eletrônicos que envolvem um átomo central, por repulsão, se afastam ao máximo uns dos outros.

Assim:

- os pares eletrônicos existentes ao redor do átomo central "orientam" a geometria da molécula;
- quem "determina" a geometria da molécula é a posição dos núcleos dos átomos que constituem a molécula.

Seqüência para Determinação da Geometria Molecular

- Montar a fórmula eletrônica da substância contando os pares de e⁻ ao redor do núcleo central.

Considere:

- ligações -, =, ≡ e →, como um único par de e⁻;
- o pares de e⁻ ao redor do átomo central que não participam das ligações.

Os pares eletrônicos se repelem ao máximo.

Nº de pares de e ⁻ ao redor do átomo central	Orientação dos pares	Número de núcleos	Geometria
2	×× A ×× (linear)	⊕××⊕××⊕ (3)	Linear
3	× A ×× ×× (triângulo equilateral)	⊕ ×× ⊕ (3) ⊕	Angular
		⊕ × ⊕ ×× ⊕ (4) ⊕	Triangular
4	× A ×× ×× ×× ×× (tetraedro)	⊕ ×× ⊕ (3) ⊕	Angular
		⊕ ×× ⊕ ×× ⊕ (4) ⊕	Piramidal
		⊕ ×× ⊕ ×× ⊕ ×× ⊕ (5) ⊕	Tetraedro

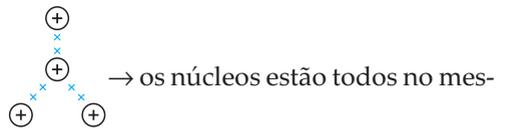
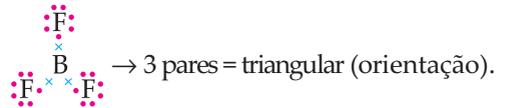
Exemplos

1º) A molécula BeH₂



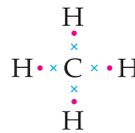
⊕ × • ⊕ × • ⊕ → os 3 núcleos ficam na mesma linha = geometria linear.

2º) A molécula BF₃

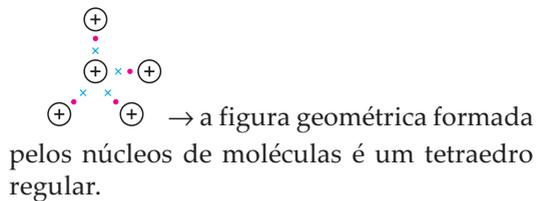


mo plano e são separados por ângulos de 120° = geometria triangular.

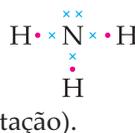
3º) A molécula CH₄



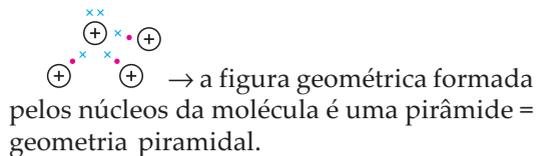
→ 4 pares = tetraédrica (orientação).



4º) A molécula NH₃



→ 4 pares = tetraédrica (orientação).



8. Polaridade de Moléculas

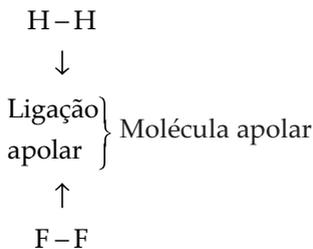
A polaridade de uma molécula depende do tipo de ligação (polar ou apolar) que ocorre entre os átomos e da geometria da molécula.

8.1. Molécula Apolar

Ocorrerá quando:

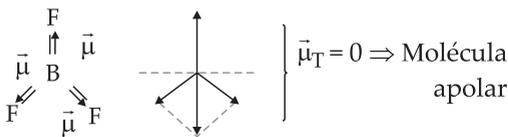
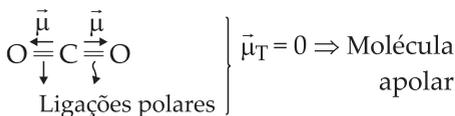
- a) todas as ligações entre os átomos formadores da molécula forem apolares.

Exemplo



- b) a soma total dos momentos dipolares for igual a zero ($\vec{\mu}_{\text{total}} = 0$).

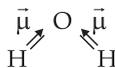
Exemplos



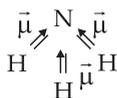
8.2. Molécula Polar

Ocorrerá quando tivermos ligações polares e a soma total dos momentos dipolares for diferente de zero ($\vec{\mu}_{\text{total}} \neq 0$).

Exemplos



$$\mu_T \neq 0$$



$$\mu_T \neq 0$$

Obs. – Todo hidrocarboneto é molécula apolar.

9. Forças Intermoleculares

As forças intermoleculares são forças de atração que ocorrem entre as moléculas (intermoleculares), mantendo-as unidas, e são bem mais fracas, quando comparadas às forças intramoleculares (ligação iônica e covalente), encontradas entre íons e átomos, que formam a substância. Essas forças atuam principalmente no estado sólido e líquido das substâncias e são denominadas de forças de Van der Waals, em homenagem ao físico holandês que, em 1873, fez a previsão da existência de tais forças.

São três os tipos de forças intermoleculares que ocorrem entre as moléculas.

9.1. Dipolo Instantâneo – Dipolo Induzido ou Forças de Dispersão de London

Esta força ocorre entre moléculas apolares e é basicamente de natureza elétrica. Numa molécula apolar como, por exemplo, H_2 , os elétrons estão equidistantes dos núcleos, mas



num determinado instante, a nuvem eletrônica pode se aproximar mais em relação a um dos núcleos, estabelecendo um dipolo instantâneo, o qual, por sua vez, induz as demais moléculas a formar dipolos, originando uma força de atração elétrica, de pequena intensidade, entre elas.

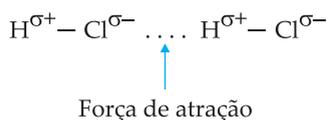
As moléculas, unidas por essas forças, formam, na fase sólida, os chamados cristais moleculares, como, por exemplo, cristais de gelo seco (CO_2), ou cristais de iodo (I_2), que por estarem unidos por estas forças de pequena intensidade passam facilmente da fase sólida para a fase gasosa, sofrendo o que chamamos de sublimação.

9.2. Forças de Dipolo Permanente ou Dipolo-Dipolo

São forças de atração de natureza elétrica que ocorrem entre as moléculas polares.

As moléculas, por apresentarem um dipolo permanente, ou seja, um pólo de carga positiva e outro de carga negativa, atraem-se mutuamente, de modo que o pólo positivo de uma molécula atrai o pólo negativo de outra molécula e assim sucessivamente.

Exemplo



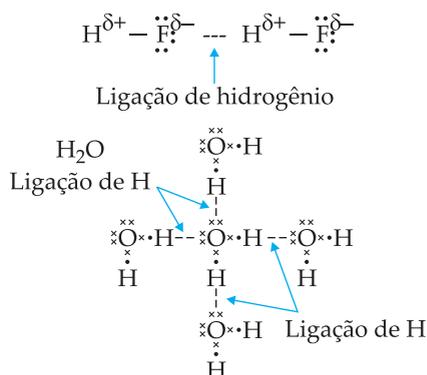
As forças de dipolo permanente são bem mais intensas do que as forças de dipolo induzido.

9.3. Ligações (Pontes) de Hidrogênio

São forças de atração de natureza elétrica que também ocorrem entre as moléculas polares (tipo dipolo permanente), sendo, porém, de maior intensidade.

Ocorrem quando um átomo de H ligado a um átomo muito eletronegativo (F, O e N) de uma molécula é atraído por um par de elétrons não compartilhados no átomo de F, O ou N de outra molécula.

Exemplos



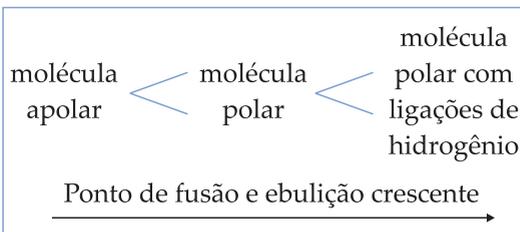
10. Pontos de Fusão e Ebulição das Substâncias Moleculares

10.1. Estado Físico das Substâncias Moleculares

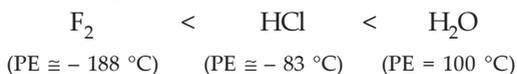
Quando uma substância molecular muda de estado físico, as moléculas tendem a se separar umas das outras, rompendo assim a força intermolecular. Quanto mais forte a força intermolecular, mais unidas estarão as moléculas, mais difícil será separá-las, mais calor será necessário e, portanto, maiores serão os pontos de fusão e ebulição da substância.

Basicamente dois fatores, massa molecular e forças intermoleculares, influenciam as propriedades físicas (PF e PE) das substâncias moleculares. Tanto o ponto de fusão como o ponto de ebulição tendem a crescer com o aumento da massa molecular e das forças intermoleculares.

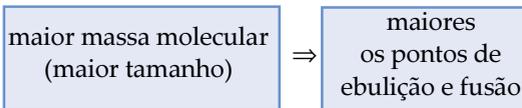
a) Considerando-se **moléculas de massa molecular aproximadamente iguais**, teremos:



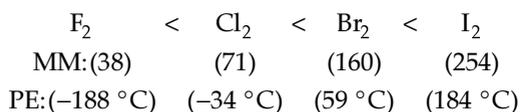
Exemplo



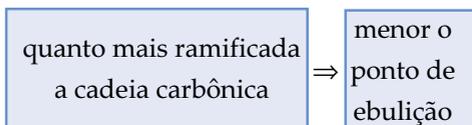
- b) Considerando-se **moléculas com mesmo tipo de força intermolecular**, teremos:



Exemplos

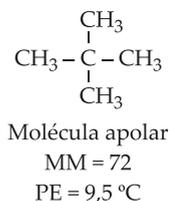
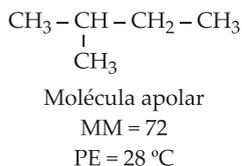
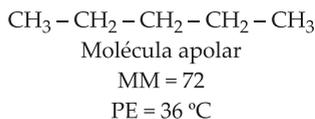


- c) Considerando-se **moléculas com mesmo tipo de força intermolecular e mesma massa molecular**, teremos:



Este caso é observado em cadeias carbônicas (todas as famílias de compostos orgânicos) nas quais o aumento de ramificações faz com que a molécula apresente menor área superficial, enfraquecendo as forças intermoleculares.

Exemplo:



10.2. Solubilidade

Para que uma substância (soluto) se dissolva em outra substância (solvente) é necessário que ocorra interação entre as moléculas soluto-solvente. Por exemplo, soluto formado por moléculas apolares é facilmente dissolvido em solvente apolar, pois as forças de interação entre as moléculas do soluto e do solvente apresentam intensidades próximas, o que facilita a interação entre elas. Soluto apolar não é dissolvido em solvente formado por moléculas que apresentam ligações de hidrogênio, pois entre as moléculas soluto-solvente não existe interação, e a tendência é as moléculas do solvente ficarem agrupadas formando uma fase de mistura.

Portanto, podemos concluir que “semelhante dissolve semelhante”, ou seja, substâncias moleculares ou iônicas tendem a se dissolver em um solvente também polar, e substância molecular apolar tende a se dissolver em um solvente apolar.

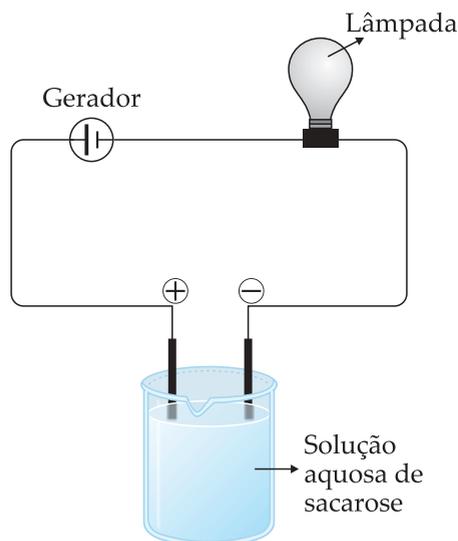


Capítulo 04. Funções Inorgânicas

1. Teoria de Arrhenius

Por volta de 1887, Svante Arrhenius verificou, por meio de experimentos, que algumas soluções aquosas conduziam corrente elétrica e outras não. Por exemplo, o que acontecerá se introduzirmos dois fios condutores ligados a um gerador numa solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) ou se os introduzirmos numa solução aquosa de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁)?

1º Exemplo

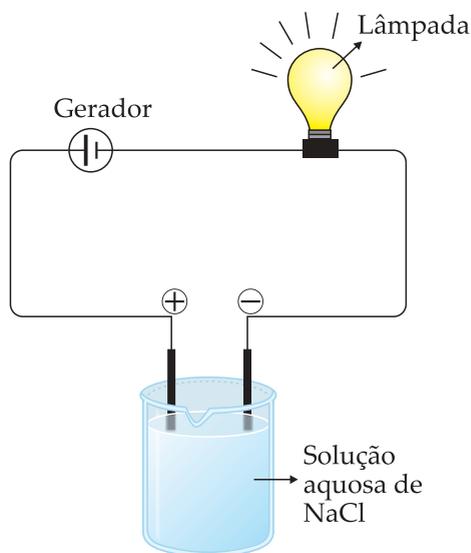


A lâmpada não acende, provando que a solução aquosa de sacarose não possibilita a passagem de corrente elétrica. Este tipo de solução é chamada de **solução não eletrolítica**.

As substâncias (no caso a sacarose) que não produzem íons quando em solução aquosa são chamadas de **não-eletrólitos**.

Os **não-eletrólitos** são sempre moleculares.

2º Exemplo



A lâmpada acende, provando que há passagem de corrente elétrica através da solução. Esse tipo de solução é chamado de **solução eletrolítica**.

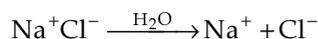
As substâncias (no caso o NaCl) que produzem íons quando em solução aquosa são chamadas **eletrólitos**.

Os eletrólitos podem ser iônicos (NaCl) ou moleculares (HCl).

1.1. Dissociação e Ionização

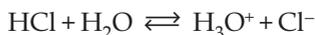
Quando um eletrólito é iônico, a sua dissolução em água possibilita a separação dos íons do retículo cristalino. Esse fenômeno é chamado **dissociação iônica**.

Exemplo



Quando um eletrólito é molecular, a sua dissolução em água possibilita a formação de íons, devido à reação das moléculas da substância dissolvida com as moléculas de água. Esse fenômeno é chamado de **ionização**.

Exemplo



Simplificadamente, podemos escrever segundo o modelo de Arrhenius:



1.2. Grau de Ionização (ou de Dissociação Iônica)

Verifica-se que a condutividade elétrica em soluções de NaCl e HCl é alta e que em soluções de HF a condutividade é muito baixa, embora mais alta do que a da água pura. Isso nos leva a concluir que nem todas as moléculas de HF estão ionizadas. Assim, temos dois tipos de eletrólitos:

– **Eletrólitos fortes:** existem somente (ou praticamente) como íons em solução.

Exemplo: NaCl, HCl

– **Eletrólitos fracos:** existem como uma mistura de íons e moléculas não-ionizadas em solução.

Exemplo: HF

A grandeza que mede a quantidade em porcentagem das moléculas que sofrem ionização é chamada **grau de ionização (α)**.

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas}}$$

Observação

α varia entre 0 e 100%

α próximo de zero → eletrólito fraco

α próximo de um (ou 100%) → eletrólito forte

Exemplo

HCl (α = 92%); HF (α = 8%).

2. Ácidos

2.1. Introdução

As substâncias HCl, HBr e HI apresentam propriedades químicas semelhantes, chamadas propriedades funcionais, e são caracterizadas por um grupo funcional (H). Assim, definimos:

Função química é o conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes.

Grupo funcional é um átomo ou agrupamento de átomos, com ou sem carga elétrica, responsável pelo comportamento químico semelhante de diferentes substâncias.

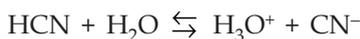
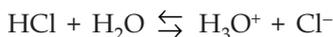
Estudaremos as principais funções inorgânicas, que são: ácidos, bases, sais e óxidos.

2.2. Definição Segundo Arrhenius

Ácido é todo composto que, em solução aquosa, se ioniza, produzindo exclusivamente como cátion o H⁺.



Atualmente, sabemos que o H⁺ se une à molécula de água formando o cátion H₃O⁺ (hidrônio ou hidroxônio).



2.3. Classificação dos Ácidos

I. Quanto à presença de oxigênio na molécula:

Hidrácidos – não possuem oxigênio.

Exemplos: HCl, HCN, ...

Oxiácidos – possuem oxigênio.

Exemplos: HNO₃, HClO₃, H₂SO₄ ...

II. Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis:

Monoácidos (ou monopróticos) – apresentam um hidrogênio ionizável.

Exemplos: HCl, HBr, HNO₃, H₃PO₂ (exceção).

Diácidos (ou dipróticos) – apresentam dois hidrogênios ionizáveis.

Exemplos: H₂S, H₂SO₄, H₃PO₃ (exceção).



Triácidos – apresentam três hidrogênios ionizáveis.

Exemplos: H_3PO_4 , H_3BO_3 .

Tetrácidos – apresentam quatro hidrogênios ionizáveis.

Exemplos: H_4SiO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

III. Quanto ao número de elementos químicos:

Binário – dois elementos químicos diferentes.

Exemplos: HCl , H_2S , HBr .

Ternário – três elementos químicos diferentes.

Exemplos: HCN , HNO_3 , H_2SO_4 .

Quaternário – quatro elementos químicos diferentes.

Exemplos: HCNO , HSCN .

IV. Quanto à volatilidade (ponto de ebulição):

Voláteis – possuem baixo ponto de ebulição.

Exemplos: HCl (-85°C), H_2S ($-59,6^\circ\text{C}$), HCN (26°C), HNO_3 (86°C).

Fixos – possuem alto ponto de ebulição.

Exemplos: H_2SO_4 (338°C), H_3PO_4 (213°C), H_3BO_3 (185°C).

V. Quanto ao grau de ionização (força de um ácido):

Ácidos fortes: possuem $\alpha > 50\%$

Ácidos moderados: $5\% \leq \alpha \leq 50\%$

Ácidos fracos: $\alpha < 5\%$

2.4. Regra Prática para Determinação da Força de um Ácido

I. Hidrácidos (H_xE)

Ácidos fortes: $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$.

Ácido moderado: HF .

Ácidos fracos: demais.

II. Oxiácidos

Sendo $\text{H}_x\text{E}_z\text{O}_y$ a fórmula de um ácido de um elemento E qualquer, temos:

$$m = y - x$$

em que:

$$\begin{cases} y = n^\circ \text{ de átomos de oxigênio} \\ x = n^\circ \text{ de átomos de hidrogênios ionizáveis} \end{cases}$$

se:

$m = 3 \Rightarrow$ ácido muito forte

Exemplos: HClO_4 , HMnO_4 ...

$m = 2 \Rightarrow$ ácido forte

Exemplos: HNO_3 , H_2SO_4 ...

$m = 1 \Rightarrow$ ácido moderado

Exemplos: H_3PO_4 , H_2SO_3 , $\text{H}_3\text{PO}_3(2\text{H}^+)$, $\text{H}_3\text{PO}_2(1\text{H}^+)$

$m = 0 \Rightarrow$ ácido fraco

Exemplos: HClO , H_3BO_3 ...

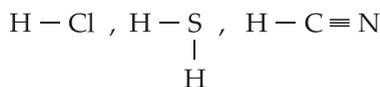
Observação – O ácido carbônico (H_2CO_3) é uma exceção, pois é um ácido fraco ($2 = 0,18\%$), embora o valor de $m = 1$.

2.5. Fórmula Estrutural

I. Hidrácidos (H_xE)

Cada hidrogênio está ligado ao elemento por um traço (–) que representa a ligação covalente.

Exemplos



II. Oxiácidos ($\text{H}_x\text{E}_z\text{O}_y$)

Para escrever a fórmula estrutural dos oxiácidos, devemos proceder da seguinte maneira:

- 1) escrever o elemento central;
- 2) ligar o elemento central a tantos grupos – OH quantos forem os hidrogênios ionizáveis;
- 3) ligar o elemento central aos oxigênios restantes através de uma dupla ligação ou por ligação dativa.

Exemplos

	HNO ₃	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄	HClO ₃
1	N	S	P	Cl
2	HO—N	$\begin{array}{c} \text{HO} \\ \diagdown \\ \text{S} \\ \diagup \\ \text{HO} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{HO} \\ \diagdown \\ \text{P} \\ \diagup \\ \text{HO} \\ \text{HO} \end{array}$	HO—Cl
3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H—O—N} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H—O} \\ \diagdown \\ \text{S} \\ \diagup \\ \text{H—O} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H—O} \\ \diagdown \\ \text{P} \\ \diagup \\ \text{H—O} \\ \diagdown \\ \text{H—O} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H—O—Cl} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$

Observação

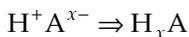
Duas exceções importantes, por apresentarem hidrogênios não-ionizáveis, são:



2.6. Formulação e Nomenclatura

I. Formulação

O ácido é formado pelo cátion H⁺ e ânion qualquer (A^{x-}). Portanto, podemos representar sua fórmula da seguinte maneira:



II. Nomenclatura

O nome de um ácido é feito basicamente da seguinte forma:

- 1º) a palavra ácido;
- 2º) nome do elemento;
- 3º) terminação ídrico, ico ou oso.

Hidrácidos (H_xE)

ácido nome de E ídrico

Exemplos

- HCl → ácido clorídrico
 HBr → ácido bromídrico
 HCN → ácido cianídrico
 H₂S → ácido sulfídrico
 HI → ácido iodídrico

Oxiácidos (H_xE_zO_y)

Neste caso, como o mesmo elemento pode formar vários oxiácidos, estabelecemos um oxiácido padrão a partir do qual daremos nomes aos demais.

- Oxiácido padrão

ácido nome de E ico



Tabela dos Principais Ácidos-Padrão

Elementos	Exemplo	Nome
Cl, Br, I	HClO ₃	Ácido clórico
S, Se, Te	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
P, As, Sb	H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico
Si, Ge	H ₄ SiO ₄	Ácido silícico
B	H ₃ BO ₃	Ácido bórico
C	H ₂ CO ₃	Ácido carbônico
N	HNO ₃	Ácido nítrico

- Regra geral para elementos que formam 2 ou mais oxiácidos

Padrão			
Per ... ico	← ^{+O} ... ico	→ ^{-O} ... oso	→ ^{-O} Hipo ... oso
HClO ₄ Ác. perclórico	HClO ₃ Ác. clórico	HClO ₂ Ác. cloroso	HClO Ác. hipocloroso
	H ₂ SO ₄ Ác. sulfúrico	H ₂ SO ₃ Ác. sulfuroso	
	H ₃ PO ₄ Ác. fosfórico	H ₃ PO ₃ Ác. fosforoso	H ₃ PO ₂ Ác. hipofosforoso

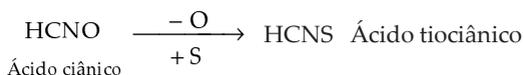
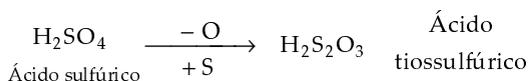
Como vemos na tabela acima, todo oxiácido padrão tem terminação **ico**. Se tivermos um ácido com:

- um oxigênio a mais que o padrão, acrescentamos o prefixo **per**;
 - um oxigênio a menos que o padrão, a terminação muda para **oso**;
 - dois oxigênios a menos que o padrão, a terminação continua **oso** e acrescentamos o prefixo **hipo**.
- Regra quando varia o grau de hidratação

meta ... ico	← ^{-H₂O} orto ... ico	→ ^{× 2} piro ... ico
HPO ₃ Ác. metafosfórico	H ₃ PO ₄ Ác. ortofosfórico	H ₄ P ₂ O ₇ Ác. pirofosfórico
Menor grau de hidratação	Maior grau de hidratação	Grau intermediário de hidratação

Observação – Quando um ácido resulta de um oxiácido pela substituição de um átomo de oxigênio por um átomo de enxofre, seu nome é formado acrescentando-se o prefixo **tio** ao nome do ácido de origem.

Exemplos

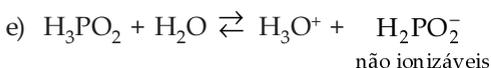
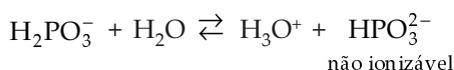
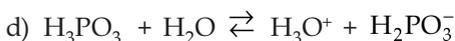
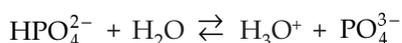
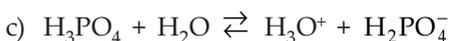
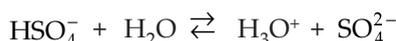
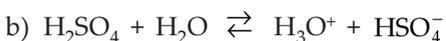
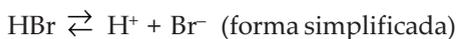
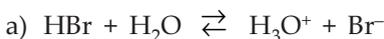


2.7. Ionização dos Ácidos

A ionização de um ácido, como já vimos anteriormente, na própria definição de ácido de Arrhenius, é a reação do ácido com a molécula de água, produzindo o cátion H_3O^+ .

Se um ácido possui dois ou mais hidrogênios ionizáveis (poliácido), a ionização ocorre em etapas.

Exemplos



2.8. Nomenclatura dos Ânions

Podemos considerar que os ânions são provenientes dos ácidos.

Assim, temos:

Ácido	Ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

Exemplos

Ácido clorídrico (HCl) \Rightarrow ânion cloreto (Cl^-)

Ácido cloroso (HClO_2) \Rightarrow ânion clorito (ClO_2^-)

Ácido clórico (HClO_3) \Rightarrow ânion clorato (ClO_3^-)

Quando o ânion apresentar hidrogênio ionizável em razão de a ionização ter sido parcial, encontramos ânion ácido ou hidrogeno-ânion.

$\text{HCO}_3^- \Rightarrow$ hidrogeno-carbonato ou carbonato ácido ou bicarbonato

Todo ânion ácido derivado de um diácido recebe o prefixo bi, na nomenclatura.

Ex.: HSO_4^- : bissulfato

$\text{H}_2\text{PO}_4^- \Rightarrow$ di-hidrogeno-fosfato ou fosfato diácido

Observação

$\text{HPO}_3^{2-} \rightarrow$ fosfito

$\text{H}_2\text{PO}_2^- \rightarrow$ hipofosfito

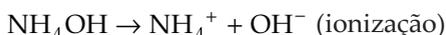
Apesar de esses ânions apresentarem hidrogênios, estes não são ionizáveis.



3. Bases

3.1. Definição segundo Arrhenius

Base é todo composto que em solução aquosa produz exclusivamente como ânion OH^- (hidroxila ou oxidrila).



3.2. Classificação

I. Quanto ao número de hidroxilas (OH^-)

- **Monobases:** possuem uma hidroxila (OH^-).

Exemplo: NaOH , NH_4OH , AgOH

- **Dibases:** possuem duas hidroxilas.

Exemplo: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$

- **Tribases:** possuem três hidroxilas.

Exemplo: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$

- **Tetrabases:** possuem quatro hidroxilas.

Exemplo: $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$

II. Quanto ao grau de ionização

- **Bases fortes:** o grau de ionização é praticamente 100% ($\alpha \approx 100\%$).

Os hidróxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos, por serem de natureza iônica, são bases fortes.

Exemplo: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

- **Bases fracas:** o grau de ionização é menor que 5% ($\alpha < 5\%$).

Os hidróxidos dos metais em geral (exceto metais alcalinos e alcalino-terrosos) e hidróxido de amônio (NH_4OH), por serem de natureza molecular, são bases fracas.

Exemplo: NH_4OH , $\text{Al}(\text{OH})_3$

III. Quanto à solubilidade em água

- **Solúveis:** hidróxidos de metais alcalinos e amônio.
- **Pouco solúveis:** hidróxidos de metais alcalino-terrosos.
- **Insolúveis:** os demais hidróxidos.

Observação

O hidróxido de amônio (NH_4OH) é a única base fraca que é solúvel.

3.3. Indicadores Ácido-Base

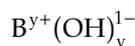
São substâncias que possuem a propriedade de adquirir colorações diferentes quando em solução ácida e em solução básica. São utilizadas para determinar se uma solução é ácida ou básica ou, ainda, no processo de titulação para determinar o término da reação entre um ácido e uma base.

Os principais indicadores ácido-base são:

Indicador	Ácido	Base
Alaranjado de metila	Vermelho	Amarela
Fenolftaleína	Incolor	Vermelha
Tornassol	Róseo	Azul

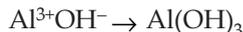
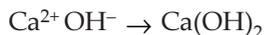
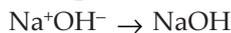
3.4. Formulação

As bases de Arrhenius apresentam o grupo funcional (radical) OH^- , e sua fórmula geral será:



onde, B é um metal ou NH_4^+ e y é a carga do cátion, sendo $y \leq 4$.

Exemplos



3.5. Principais cátions

No estudo da nomenclatura das bases é necessário conhecermos os principais cátions, apresentados na tabela:

	Mono-valentes	Bi-valentes	Tri-valentes	Tetra-valentes	
↑ Possuem uma só valência ↓	H ⁺	Be ²⁺	B ³⁺		
	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		
	Li ⁺	Ca ²⁺	Bi ³⁺		
	Na ⁺	Sr ²⁺	Cr ³⁺		
	K ⁺	Ba ²⁺			
	Rb ⁺	Ra ²⁺			
	Cs ⁺	Zn ²⁺			
	Ag ⁺	Cd ²⁺			
	H ₃ O ⁺				
	Fr ⁺				
	↑ Têm duas valências principais ↓	Cu ⁺	• Cu ²⁺		
		Hg ₂ ²⁺	• Hg ²⁺		
		Au ⁺		• Au ³⁺	
		Fe ²⁺	• Fe ³⁺		
		• Co ²⁺	• Co ³⁺		
		• Ni ²⁺	• Ni ³⁺		
		Sn ²⁺		Sn ⁴⁺	
		• Pb ²⁺		Pb ⁴⁺	
		• Mn ²⁺		Mn ⁴⁺	
		Pt ²⁺		Pt ⁴⁺	
		As ³⁺			
		Sb ³⁺			

Estado mais comum de oxidação

3.6. Nomenclatura das bases

a) Quando o elemento (b) forma uma só base

hidróxido de nome do elemento

Exemplo

NaOH → hidróxido de sódio

Ca(OH)₂ → hidróxido de cálcio

Al(OH)₃ → hidróxido de alumínio

b) Quando o elemento (B) forma duas bases

hidróxido de $\frac{\text{Nome do nox em}}{\text{elemento algarismo romano}}$

ou

hidróxido $\frac{\text{Nome do elemento}}{\text{elemento}} \left\{ \begin{array}{l} \text{ICO - Maior nox} \\ \text{OSO - Menor nox} \end{array} \right.$

Exemplo

Fe(OH)₂ → $\left\{ \begin{array}{l} \text{hidróxido de ferro II} \\ \text{ou} \\ \text{hidróxido ferroso} \end{array} \right.$

Fe(OH)₃ → $\left\{ \begin{array}{l} \text{hidróxido de ferro III} \\ \text{ou} \\ \text{hidróxido férrico} \end{array} \right.$

CuOH → $\left\{ \begin{array}{l} \text{hidróxido de cobre I} \\ \text{ou} \\ \text{hidróxido cuproso} \end{array} \right.$

Cu(OH)₂ → $\left\{ \begin{array}{l} \text{hidróxido de cobre II} \\ \text{ou} \\ \text{hidróxido cúprico} \end{array} \right.$

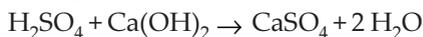
4. Sais

4.1. Definição segundo Arrhenius

Os sais são compostos iônicos que possuem, pelo menos, um cátion diferente do H⁺ e um ânion diferente do OH⁻, ou ainda:

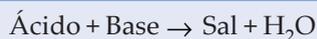
São compostos que podem ser formados a partir da reação de um ácido com uma base de Arrhenius.

Exemplo



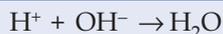
4.2. Reação de neutralização

Os ácidos e as bases reagem entre si, neutralizando-se, e produzindo um sal.





O sal é formado pelo ânion do ácido e pelo cátion da base e a água é formada pelo cátion H^+ do ácido e pelo ânion OH^- da base.



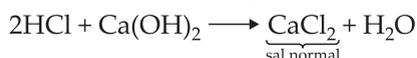
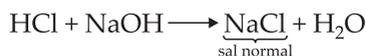
A reação do ácido com base é também chamada de reação de salificação.

A reação de salificação pode ser total do ácido e da base ou então parcial de um deles.

4.3. Classificação e Nomenclatura dos sais

I. Sal neutro ou normal

Sal formado a partir da reação de neutralização total do ácido e da base.



Observação: para que a reação seja total do ácido e da base é necessário que a quantidade de H^+ e do OH^- sejam iguais.

Nomenclatura do sal normal

Nome do ânion de nome do cátion

Lembrando que o nome do ânion deriva do ácido que lhe dá origem, temos:

ácido	ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

Exemplos

$NaCl \rightarrow$ cloreto de sódio

$CaCl_2 \rightarrow$ cloreto de cálcio

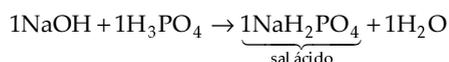
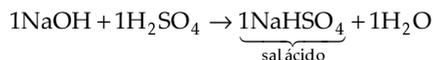
$K_2SO_4 \rightarrow$ sulfato de potássio

$CaSO_3 \rightarrow$ sulfito de cálcio

III. Sal ácido ou hidrogeno-sal

Sal formado a partir da reação de neutralização parcial do ácido e total da base.

Exemplos



A nomenclatura dos sais ácidos é semelhante à dos sais normais, apenas acrescentando as expressões (mono) ácido, diácido..., que indicam o número de H^+ , após o nome do ânion ou as expressões (mono) hidrogeno, di-hidrogeno..., antes do nome ânion.

Exemplos

a) $NaHSO_4 \rightarrow$

$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{sulfato ácido de sódio} \\ \text{hidrogeno sulfato de sódio} \end{array} \right.$

Observação

Os sais ácidos mono-hidrogenados são também chamados bissais.

$NaHSO_4 \rightarrow$ bissulfato de sódio.

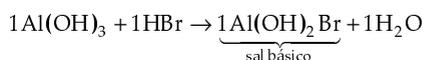
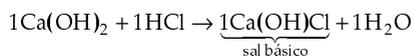
b) NaH_2PO_4

$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{fosfato diácido de sódio} \\ \text{di - hidrogeno fosfato de sódio} \end{array} \right.$

III. Sal básico ou hidroxí-sal

Sal formado a partir da reação de neutralização parcial da base e total do ácido.

Exemplos

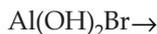


A nomenclatura dos sais básicos é semelhante à dos sais ácidos, apenas substituindo a palavra hidrogeno por hidroxí ou a palavra ácido por básico, as quais indicam o número de OH^- .

Exemplo

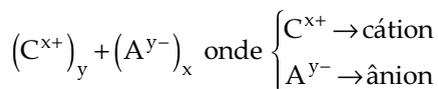
$Ca(OH)Cl \rightarrow$

$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{hidroxí cloreto de cálcio} \\ \text{cloreto básico de cálcio} \end{array} \right.$



→ { di – hidroxí brometo de alumínio
brometo dibásico de alumínio

4.4. Fórmula geral



Observação: quando x e y (como índices) forem múltiplos, devem ser simplificados.

4.5. Tabela de ânions

Na formulação dos sais é necessário o conhecimento tanto da tabela de cátions (apresentada na nomenclatura das bases) quanto da tabela de ânions. Apresentamos, a seguir, a tabela com os principais ânions:

Ânions Monovalentes	
Acetato	CH_3COO^-
Aluminato	AlO_2^-
Bismutato	BiO_3^-
Bromato	BrO_3^-
Brometo	Br^-
Cianato	OCN^-
Cianeto	CN^-
Clorato	ClO_3^-
Cloreto	Cl^-
Clorito	ClO_2^-
Fluoreto	F^-
Hipobromito	BrO^-
Hipoclorito	ClO^-
Hipofosfito	H_2PO_2^-
Hipiodito	IO^-
Iodato	IO_3^-
Iodeto	I^-
Metafosfato	PO_3^-
Nitrato	NO_3^-
Nitrito	NO_2^-
Perclorato	ClO_4^-
Periodato	IO_4^-
Permanganato	MnO_4^-
Tiocianato	SCN^-

Ânions Bivalentes	
Carbonato	CO_3^{2-}
Cromato	CrO_4^{2-}
Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Estanato	SnO_3^{2-}
Estanito	SnO_2^{2-}
Fosfito	HPO_3^{2-}
Manganato	MnO_4^{2-}
Metassilicato	SiO_3^{2-}
Oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Sulfeto	S^{2-}
Sulfato	SO_4^{2-}
Sulfito	SO_3^{2-}
Tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Zincato	ZnO_2^{2-}

Ânions Trivalentes	
Antimoniato	SbO_4^{3-}
Antimonito	SbO_3^{3-}
Arseniato	AsO_4^{3-}
Arsenito	AsO_3^{3-}
Borato	BO_3^{3-}
Ferricianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
Ortofosfato	PO_4^{3-}

Ânions Tetravalentes	
Ferrocianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
Ortossilicato	SiO_4^{4-}
Piroantimoniato	$\text{Sb}_2\text{O}_7^{4-}$
Piroarseniato	$\text{As}_2\text{O}_7^{4-}$
Pirofosfato	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$



4.6. Fórmula e nome dos sais

Cátion	Ânion	Formulação	Fórmula	Nome
C^{x+}	A^{y-}	$(C^{x+})_y (A^{y-})_x$	$C_y A_x$	
Na^{1+}	SO_4^{2-}	$(Na^{1+})_2 (SO_4^{2-})_1$	Na_2SO_4	Sulfato de sódio
Fe^{2+}	SO_4^{2-}	$(Fe^{2+})_2 (SO_4^{2-})_2$	$FeSO_4$	Sulfato de ferro II (ferroso)
Fe^{3+}	SO_4^{2-}	$(Fe^{3+})_2 (SO_4^{2-})_3$	$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato de ferro III (férico)
Ca^{2+}	PO_4^{3-}	$(Ca^{2+})_3 (PO_4^{3-})_2$	$Ca_3(PO_4)_2$	Fosfato de cálcio

Observação

Sal hidratado

Sal que cristaliza com uma ou mais moléculas de água.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightarrow$ sulfato cúprico pentahidratado

$CaCl_2 \cdot 2H_2O \rightarrow$ cloreto de cálcio dihidratado

4.7. Regras de solubilidade dos sais em água

A solubilidade de um composto depende da temperatura e da pressão. Estabelecemos uma regra geral de solubilidade dos sais a 25 °C e 1 atm, a qual permite prever teoricamente quando temos um sal solúvel ou insolúvel em água.

Regra:

- 1) Os sais de metais alcalinos e de amônio (NH_4^+) são solúveis.
- 2) Os nitratos (NO_3^-) e os acetatos (CH_3COO^-) são solúveis.
- 3) Os cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e os iodetos I^- são solúveis.
Exceções: Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}

4) Os sulfatos (SO_4^{2-}) são solúveis.

Exceções: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}

5) Os sulfetos (S^{2-}) e (OH^-) são insolúveis.

Exceções: os sulfetos de metais alcalinos, de amônio e de metais alcalino-terrosos.

6) Os carbonatos (CO_3^{2-}) e fosfatos (PO_4^{3-}) são insolúveis.

Exceções: metais alcalinos e amônio.

Exemplos

$Na_2S \rightarrow$ solúvel (regra 1 ou exceção da regra 5)

$BaS \rightarrow$ solúvel (regra 5)

$Ca_2S \rightarrow$ solúvel (regra 5)

$CaCl_2 \rightarrow$ solúvel (regra 3)

$AgCl \rightarrow$ insolúvel (regra 3, exceção)

$PbCl_2 \rightarrow$ insolúvel (regra 3, exceção)

$CaCO_3 \rightarrow$ insolúvel (regra 6)

5. Cotidiano de Ácidos, Bases e Sais

5.1. Principais ácidos e seus usos

- HF (fluoreto de hidrogênio) \rightarrow gás HF_(aq.) ácido fluorídrico: ácido fraco, possui propriedades que o tornam extremamente perigoso; causa queimaduras que são muito dolorosas e de difícil cicatrização.

- Ataca o vidro e, por isso, no cotidiano é utilizado para gravação em vidros.
- HCl (cloreto de hidrogênio): gás incolor ou levemente amarelado, tóxico. $\text{HCl}_{(\text{aq.})}$ (ácido clorídrico): ácido forte, corrosivo. Nome comercial: ácido muriático, usado em processamento de alimentos, limpezas em geral (pisos, metais). Compõe o suco gástrico.
 - HCN (cianeto de hidrogênio): gás de ação venenosa mais rápida que se conhece. 0,3 mg por litro de ar é imediatamente mortal. Usado na câmara de gás para condenados à morte nos EUA. $\text{HCN}_{(\text{aq.})}$ (ácido cianídrico): ácido fraco. Nome comercial: ácido prússico. Usado na fabricação de plásticos, acrilonitrila, corantes, fumigantes para urquídeas.
 - H_2S (sulfeto de hidrogênio): gás incolor, odor semelhante ao de ovos podres, tóxico e inflamável. $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq.})}$ (ácido sulfídrico): ácido fraco, usado como redutor, na purificação de ácidos sulfúrico e clorídrico.
 - $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{aq.})}$ (ácido sulfúrico): ácido forte, fixo (alto ponto de ebulição), em contato com a pele causa destruição dos tecidos (carbonização), a inalação de vapores pode causar perda de consciência e sérios prejuízos pulmonares. A dissolução em água, por ser altamente exotérmica, deve ser feita adicionando-se o ácido lentamente e sob agitação na água. Usado na fabricação de fertilizantes como os superfosfatos, corantes, tintas, explosivos, baterias de automóveis, refinação do petróleo, decapante de ferro e aço.
 - HNO_3 (nitrato de hidrogênio): líquido incolor, sufocante, tóxico
 HNO_3 (aq.) (ácido nítrico): ácido forte, oxidante, corrosivo. Usado na fabricação de nitrato para fertilizantes ou explosivos, corantes, drogas e sínteses orgânicas. Conhecido como **aqua fortis** pelos alquimistas.
 - H_2CO_3 (carbonato de hidrogênio) H_2CO_3 (aq.) (ácido carbônico): ácido fraco e instável.

Em solução aquosa estabelece o equilíbrio:



É o que acontece nos refrigerantes com a introdução de CO_2 (gás carbônico).

5.2. Principais bases e seus usos

- NaOH – hidróxido de sódio (soda cáustica), sólido branco, cristalino, higroscópico, absorve água e gás carbônico (CO_2) do ar, tóxico. Usado na fabricação de produtos químicos, celofane, rayon, sabões duros e detergentes, no refino do petróleo, no desentupimento de tubulações de esgoto, na extração da celulose e obtenção do papel, no processamento de indústrias têxteis.
- KOH – hidróxido de potássio (potassa cáustica), sólido branco, cristalino, absorve água e CO_2 do ar, tóxico. Usado na fabricação de sabões moles como o creme de barbear, alvejamento, no processamento de alimentos, como reagente em laboratório.
- NH_4OH – hidróxido de amônio (hidrato de amônio). É uma base fraca, e só existe em solução pela dissolução de até 30% de amônia (NH_3) em água; odor forte e sufocante, tóxico e irritante dos olhos. Usado na produção de sais de amônio, na limpeza doméstica, em sínteses orgânicas, na indústria têxtil, fabricação de fertilizantes, no tratamento de madeira à prova de incêndios.
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – hidróxido de cálcio (cal apagada, cal extinta, cal hidratada). Sólido branco, pouco solúvel em água. Usado na preparação de argamassa (areia + cal), na construção civil, na purificação do açúcar comum.
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – hidróxido de magnésio. Sua suspensão aquosa é chamada leite de magnésia. Usado em medicina como anti-ácido estomacal e laxante intestinal suave.
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ – hidróxido de alumínio. Base fraca, forma na água uma solução coloidal (gelatinosa). Usada na limpeza de pisci-



nas, como antiácido estomacal, é subproduto de extintores de incêndio com espuma à base de CO_2 .

5.3. Principais sais e seus usos

- NaCl – cloreto de sódio. Sólido cristalino, principal constituinte do sal de cozinha. Conhecido como sal marinho ou sal-gema. Usado na alimentação e conservação de carnes.
- NaNO_3 – nitrato de sódio (salitre-do-Chile). Sólido cristalino e inodoro e de sabor amargo moderadamente tóxico. Usado em propelentes de foguetes, em fertilizantes, na fabricação de vidro, em pólvora negra, na dinamite, como preservativo de alimentos, como afrodisíaco.
- Na_2CO_3 – carbonato de sódio (soda, barrilha). Pó branco ou levemente acinzentado. Usado na fabricação de vidro, sabões e detergentes, celulose e papel, como desengraxante, na refinação do petróleo, em limpeza geral.
- NaHCO_3 – bicarbonato de sódio ou carbonato ácido de sódio. Sal ácido, reage com a água liberando CO_2 e produzindo NaOH . É princípio ativo dos efervescentes usados no combate à acidez estomacal. Usado também como fermento em pães. É componente de extintores de incêndio a pó seco ou úmido.
- Na_2SO_3 – Sulfito de sódio. Sólido cristalino. Usado na conservação de alimentos, refinação de açúcar, na clarificação do papel (papel sulfite).
- CaCO_3 – Carbonato de cálcio. Sólido branco, insolúvel em água, encontrado no mármore, no calcário, na calcita etc. É utilizado na fabricação da cal virgem ou cal viva, do cimento, vidro etc., na agricultura para correção da acidez do solo, nas siderúrgicas como **fundente**.

6. Óxidos

6.1. Definição

São compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

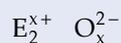
Exemplos



Observação

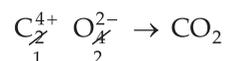
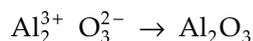
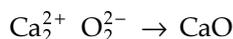
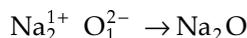
Os compostos OF_2 e O_2F_2 não são considerados óxidos, pois o elemento flúor é mais eletronegativo que o oxigênio.

6.2. Fórmula Geral



Se x for múltiplo de 2, devemos simplificá-lo em geral.

Exemplos

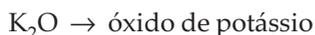
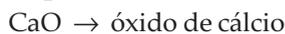


6.3. Nomenclatura dos Óxidos

I. Quando o elemento forma apenas um óxido

óxido de nome do elemento

Exemplos



II. Quando o elemento forma dois óxidos

óxido de nome do elemento $\left\{ \begin{array}{l} \text{Nox em} \\ \text{algarismo} \\ \text{romano} \end{array} \right.$

ou

óxido nome do elemento $\left\{ \begin{array}{l} \text{ico} \rightarrow \text{Nox maior} \\ \text{oso} \rightarrow \text{Nox menor} \end{array} \right.$

Exemplos

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ óxido de ferro III, ou óxido férrico
 $\text{FeO} \rightarrow$ óxido de ferro II, ou óxido ferroso
 $\text{CuO} \rightarrow$ óxido de cobre II, ou óxido cúprico
 $\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow$ óxido de cobre I, ou óxido cuproso

III. Quando o elemento forma dois ou mais óxidos

$\left(\begin{array}{c} \text{mono} \\ \text{di} \\ \text{tri} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \right)$ óxido de $\left(\begin{array}{c} \text{mono} \\ \text{di} \\ \text{tri} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \right)$ nome do elemento

Exemplos

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ trióxido de diferro
 $\text{FeO} \rightarrow$ monóxido de (mono) ferro
 $\text{CO}_2 \rightarrow$ dióxido de carbono
 $\text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$ heptóxido de dicloro
 $\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow$ tetróxido de trimanganês

6.4. Óxidos ácidos ou anidridos

São óxidos que reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água.

Os óxidos ácidos, como são obtidos a partir dos ácidos, pela retirada de água, são denominados de anidridos de ácidos.

Exemplos

H_2SO_4 Ácido sulfúrico
 $\frac{-\text{H}_2\text{O}}{\text{SO}_3}$ Anidrido sulfúrico
 ou trióxido de enxofre

2HNO_3 Ácidonítrico
 $\frac{-\text{H}_2\text{O}}{\text{N}_2\text{O}_5}$ Anidridonítrico ou
 pentóxido de dinitrogênio

Os óxidos ácidos são óxidos moleculares formados em geral pelos elementos não-metálicos e alguns metais com número de oxidação elevado.

Exemplo

$\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}^{6+}$
 $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$
 Trióxido de cromo Ácido crômico

Reações

óxido ácido + água \rightarrow ácido

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
 $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

óxido ácido + base \rightarrow sal + H_2O

$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

6.5. Óxidos Básicos

São óxidos que reagem com água, produzindo uma base, ou reagem com um ácido, produzindo sal e água.

óxido básico + água \rightarrow base
 óxido básico + ácido \rightarrow sal + água

Exemplos

$\left\{ \begin{array}{l} \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} \\ \text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$
 $\left\{ \begin{array}{l} \text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \\ \text{BaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$



Os óxidos básicos de metais alcalinos e alcalinos terrosos reagem com a água, os demais óxidos básicos são poucos solúveis em água.

6.6. Óxidos Neutros

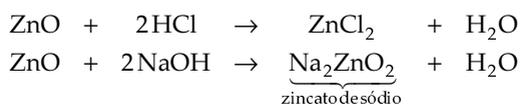
São óxidos que não reagem com água, base ou ácido.

São basicamente três óxidos: CO, NO, N₂O.

6.7. Óxidos Anfóteros

São óxidos que podem se comportar ora como óxido básico, ora como óxido ácido.

Exemplos: ZnO, Al₂O₃, SnO, SnO₂, PbO e PbO₂.



6.8. Óxidos Duplos, Mistos ou Salinos

Óxidos que se comportam como se fossem formados por dois outros óxidos, do mesmo elemento químico.

Exemplos



6.9. Peróxidos

São óxidos que reagem com:

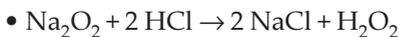
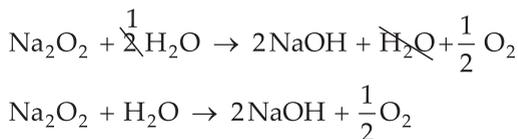
– água, produzindo base e peróxido de hidrogênio;

– ácido, produzindo sal e peróxido de hidrogênio.

Exemplos



Como o peróxido de hidrogênio se decompõe em meio básico, a equação fica:



Os peróxidos são formados pelos elementos hidrogênio, metais alcalinos e alcalino-terrosos, sendo apenas o H₂O₂ molecular e os demais iônicos.

Observação: os metais alcalinos e alcalino-terrosos formam com o ânion O²⁻ óxidos básicos e com o ânion (O₂)²⁻ peróxidos.

Exemplos

Na₂O → óxido básico

Na₂O₂ → peróxido

CaO → óxido básico

CaO₂ → peróxido

A nomenclatura de um peróxido é semelhante à dos óxidos, bastando substituir a palavra óxido por peróxido.

Exemplos

H₂O₂ → peróxido de hidrogênio

Na₂O₂ → peróxido de sódio

7. Cotidiano dos Óxidos

CO – monóxido de carbono

Gás incolor, inodoro, combustível, altamente tóxico, formado na combustão incompleta de materiais orgânicos, como a queima de gasolina ou álcool nos motores de explosão. Usado na obtenção de produtos químicos, combustíveis, metalurgia do aço.

CO₂ – dióxido de carbono (gás carbônico)

Gás incolor, mais pesado que o ar, pouco solúvel em água, formado na combustão com-

pleta de materiais orgânicos. Usado na preparação do gelo-seco, em extintores de incêndio, em refrigerantes, na refinação do açúcar, em efeitos especiais para cinema e televisão. A grande quantidade de CO_2 lançada diariamente na atmosfera está provocando uma elevação de temperatura na Terra, é o chamado efeito estufa.

SO_2 – dióxido de enxofre (anidrido sulfuroso)

Gás incolor, de odor irritante e sufocante, altamente tóxico; tolerância máxima de 5 ppm (partes por milhão) no ar.

Liberado na queima de combustíveis fósseis (petróleo, carvão), pode originar a chuva ácida, agrava as doenças do aparelho respiratório.

Usado na obtenção do ácido sulfúrico, na preparação de polpa de papel sulfite, refinação de minérios e metais, agente de branqueamento de óleos alimentícios, preservativos para vinhos e cervejas, desinfetantes, refrigeração.

SiO_2 – óxido de silício (sílica)

Forma o quartzo, a areia. Usado na fabricação do vidro e de louças, em cosméticos como abrasivo suave.

CaO – óxido de cálcio

Sólido branco conhecido como cal viva ou cal virgem. É obtido pela decomposição térmica do carbonato de cálcio ($\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$), pois não é encontrado naturalmente. É usado na obtenção do hidróxido de cálcio (cal hidratada, cal extinta ou cal apagada); em reações de neutralização de ácidos, lançado no meio ambiente através de acidentes; na agricultura, para reduzir a acidez de solos; no alvejamento de tecidos

N_2O – monóxido de dinitrogênio (óxido nitroso)

Gás incolor, conhecido como gás hilariante, pois quando inalado em pequenas doses

produz euforia; em doses maiores, é utilizado como anestésico na medicina.

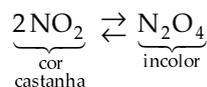
NO – monóxido de nitrogênio (óxido nítrico)

É um gás incolor produzido pela reação do nitrogênio com o oxigênio do ar, nos motores de avião e automóveis aquecidos. É um dos responsáveis pela chuva ácida e formação de neblinas. É encontrado em pequenas quantidades em humanos, nos quais age como neurotransmissor e ajuda a dilatar vasos sanguíneos.

NO_2 – dióxido de nitrogênio

É um gás escuro, sufocante e tóxico, que contribui para a cor e o odor da neblina. É formado pela oxidação do NO quando exposto ao ar: $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$. É utilizado na preparação do ácido nítrico e sulfúrico.

No estado gasoso, encontra-se em equilíbrio com seu **dímero** N_2O_4 .



No estado sólido, encontramos somente a forma N_2O_4 , portanto incolor.



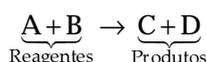
Capítulo 05. Reações Químicas

1. Introdução

Reações químicas são fenômenos nos quais duas ou mais substâncias reagem entre si, dando origem a outras substâncias diferentes.

A representação gráfica de uma reação química chama-se “**equação química**”, onde aparecem no primeiro membro os reagentes e, no segundo, os produtos.

Exemplo genérico:

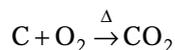
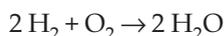


2. Classificação

2.1. Reações de Síntese ou Adição

Quando duas ou mais substâncias reagem, produzindo uma única substância.

Exemplos



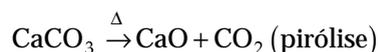
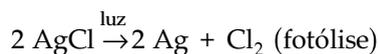
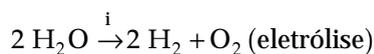
A reação de síntese pode ser chamada de **síntese total** quando os reagentes são todas substâncias simples (1º e 2º exemplos).

Síntese parcial: quando pelo menos um dos reagentes for substância composta (3º exemplo).

2.2. Reações de Análise ou Decomposição

Quando, a partir de uma substância reagente, produz-se duas ou mais substâncias.

Exemplos

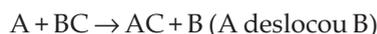


A reação de decomposição realizada pela ação do calor chama-se pirólise, a realizada pela ação da luz chama-se fotólise e a realizada pela ação da corrente elétrica chama-se eletrólise.

2.3. Reações de Deslocamento ou Simples Troca

Quando uma substância simples reage com uma substância composta, produzindo uma nova substância simples e uma nova composta.

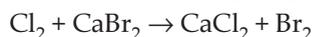
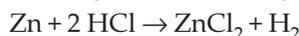
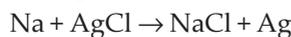
Genericamente:



ou



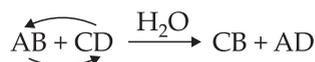
Exemplos



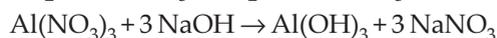
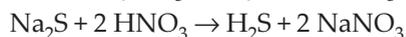
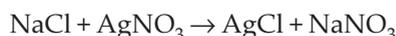
2.4. Reações de Dupla Troca

Quando duas substâncias compostas reagem, produzindo duas novas substâncias compostas.

Genericamente:



Exemplos



3. Ocorrência das Reações

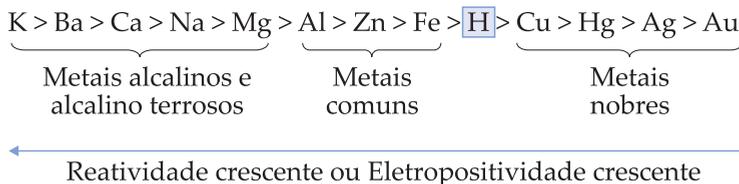
O simples contato entre as substâncias reagentes num sistema não é a condição exclusiva para que uma reação química ocorra. Sem dúvida, é necessário que haja contato entre os reagentes, mas deve existir também afinidade química entre eles.

3.1 Reações de Deslocamento ou Simples Troca

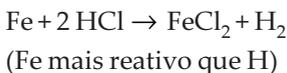
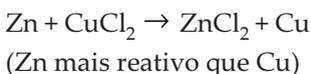
As condições de ocorrências das reações de deslocamento ou simples troca são:

I. Deslocamento por Metais

Os átomos dos metais possuem raios grandes e elétrons livres na camada de valência;



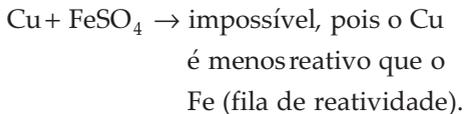
Exemplos



Podemos observar, então, que um metal pode doar elétrons para outro metal, desde que seja mais eletropositivo que ele.

Com base na fila de reatividade, podemos prever a ocorrência, ou não, das reações de deslocamento envolvendo metais. Assim, o metal mais eletropositivo (esquerda) deslocará (cederá elétrons) qualquer outro metal menos eletropositivo (direita), caso contrário, a reação será impossível.

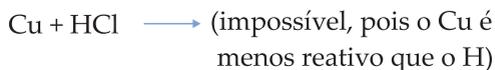
Exemplo



Nos casos de reações de metais com ácidos, devemos observar a posição do metal na fila de reatividade, pois os localizados à esquerda do hidrogênio reagem com ácidos, liberando H₂ (gás hidrogênio).

isso faz com que eles tenham grande capacidade de doar elétrons (eletropositividade).

Essa capacidade varia de metal para metal. Por meio de observações experimentais, podemos colocar os principais metais em ordem decrescente de eletropositividade. Esta ordem é chamada fila das tensões eletrolíticas ou fila de reatividade:



Obs.— entendemos por nobreza a característica de o metal não apresentar tendência a tomar parte em reações de deslocamento, ou seja, a nobreza é o oposto de reatividade.

O HNO₃ e H₂SO₄ concentrados, que são muito oxidantes, reagem com metais nobres, mas não liberam o gás hidrogênio (H₂) pois, estando após o H na fila de reatividade, não poderão deslocá-lo do ácido. Estas reações são mais complexas.



Ocorre também reações de metais com água, nas quais encontramos:

- Os metais alcalinos e alcalino terrosos reagem violentamente com a água à temperatura ambiente, formando os hidróxidos correspondentes e liberando gás hidrogênio.

**Exemplos**

- Os metais comuns reagem com a água por aquecimento, formando os óxidos correspondentes e liberando gás hidrogênio.

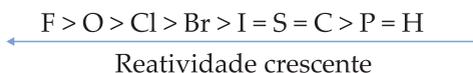


- Os metais nobres não reagem com a água.

II. Deslocamento por Não-Metals

Nos casos de reações de deslocamento com não-metais, verificamos que todos tendem a receber elétrons. Porém, esta capacidade varia de não-metal para não-metal, ou seja, uns têm maior e outros menor tendência em receber elétrons (eletronegatividade).

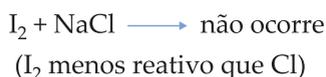
Por meio de observações experimentais, podemos colocar os não-metais em uma fila de reatividade.



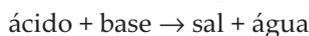
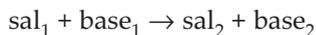
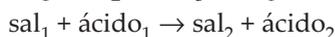
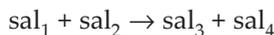
Com base na fila de reatividade, podemos prever a ocorrência ou não das reações de deslocamentos envolvendo não-metais. Assim, o não-metal mais reativo (esquerda) deslocará (receberá elétrons) qualquer outro não-metal menos reativo (direita), caso contrário, a reação será impossível.

Exemplos

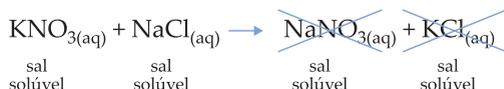
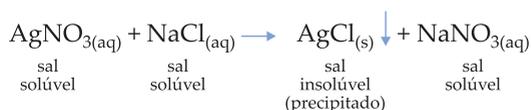
(F₂ mais reativo que Br)

**3.2. Dupla Troca**

Existem 4 tipos de reações de dupla-troca:



Para verificarmos a ocorrência de uma das reações de dupla-troca citadas, a reação deve-se comportar de modo a atender a uma das seguintes condições:

I. Quando Ocorre a Formação de um Precipitado (produto menos solúvel que os reagentes)**Exemplo**

Pelo fato de não formar nenhum produto menos solúvel que os reagentes, esta reação não ocorre.

Vale lembrar que, em geral, as reações químicas ocorrem em solução aquosa.

Obs. – Dentre as funções inorgânicas, temos as seguintes regras de solubilidade em água a 25 °C:

ácidos: são, em geral, solúveis;

bases: são solúveis as bases formadas por metais alcalinos e pelo íon amônio (NH₄⁺); são pouco solúveis as bases formadas por metais alcalino-terrosos e insolúveis todas as demais.

Sais – a solubilidade dos sais pode ser verificada de acordo com as regras abaixo:

- Os sais de metais alcalinos e de amônio (NH₄⁺) são solúveis.

- 2) Os nitratos (NO_3^-) e os acetatos (CH_3COO^-) são solúveis.
- 3) Os cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-) são solúveis.

Exceções: Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}

- 4) Os sulfatos (SO_4^{2-}) são solúveis.

Exceções: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} e Pb^{2+} .

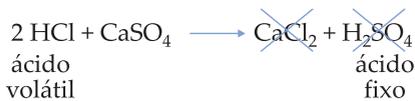
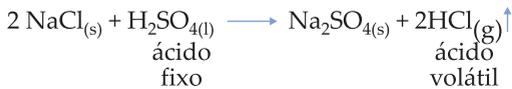
- 5) Os sulfetos (S^{2-}) são insolúveis.

Exceções: alcalinos, NH_4^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} .

- 6) Outros sais: são insolúveis.

Exceções: alcalinos e NH_4^+

II. Quando Ocorre a Formação de uma Substância Volátil



Portanto, essa reação é impossível

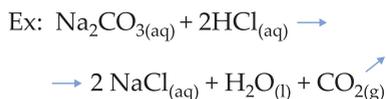
Obs.– Dentre as funções inorgânicas, devemos rever a classificação quanto à volatilidade:

Ácidos:

– são fixos: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ etc.

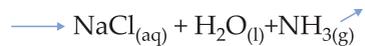
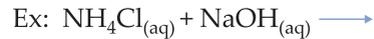
– são voláteis: HF, HCl, HBr, HI, H_2S , HCN, HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 etc.

Ácidos que sofrem decomposição espontânea, por serem instáveis, também são voláteis, de modo que numa equação devemos representar os produtos das decomposições. São eles: H_2CO_3 e H_2SO_3 .



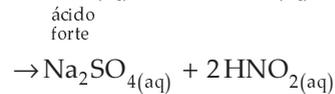
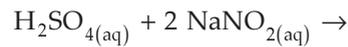
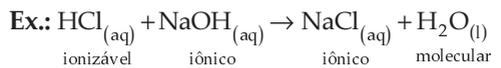
Bases:

A única base volátil é o hidróxido de amônio (NH_4OH), que sofre decomposição espontânea. Assim,



Sais: são todos fixos.

III. Quando Ocorre a Formação de uma Substância Menos Ionizada



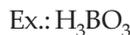
Obs.– Dentre as funções químicas, quanto ao grau de ionização ou de dissociação iônica (α), temos:

Ácidos:

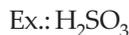
- hidrácidos** $\left\{ \begin{array}{l} - \text{são fortes: } \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI} \\ - \text{é moderado: } \text{HF} \\ - \text{são fracos todos os demais} \end{array} \right.$

Oxiácidos: serão tanto mais fortes quanto maior for a diferença: n° de O – n° de H ionizáveis.

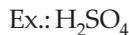
Se a diferença for zero \rightarrow ácido fraco.



Se a diferença for 1 \rightarrow ácido moderado.



Se a diferença for 2 \rightarrow ácido forte.



Se a diferença for 3 \rightarrow ácido muito forte.



Exceção: H_2CO_3 é fraco, apesar de a diferença ser igual a 1.

Bases:

- são fortes todas as bases formadas por metais alcalinos e alcalino-terrosos.
- são fracas todas as demais bases.