



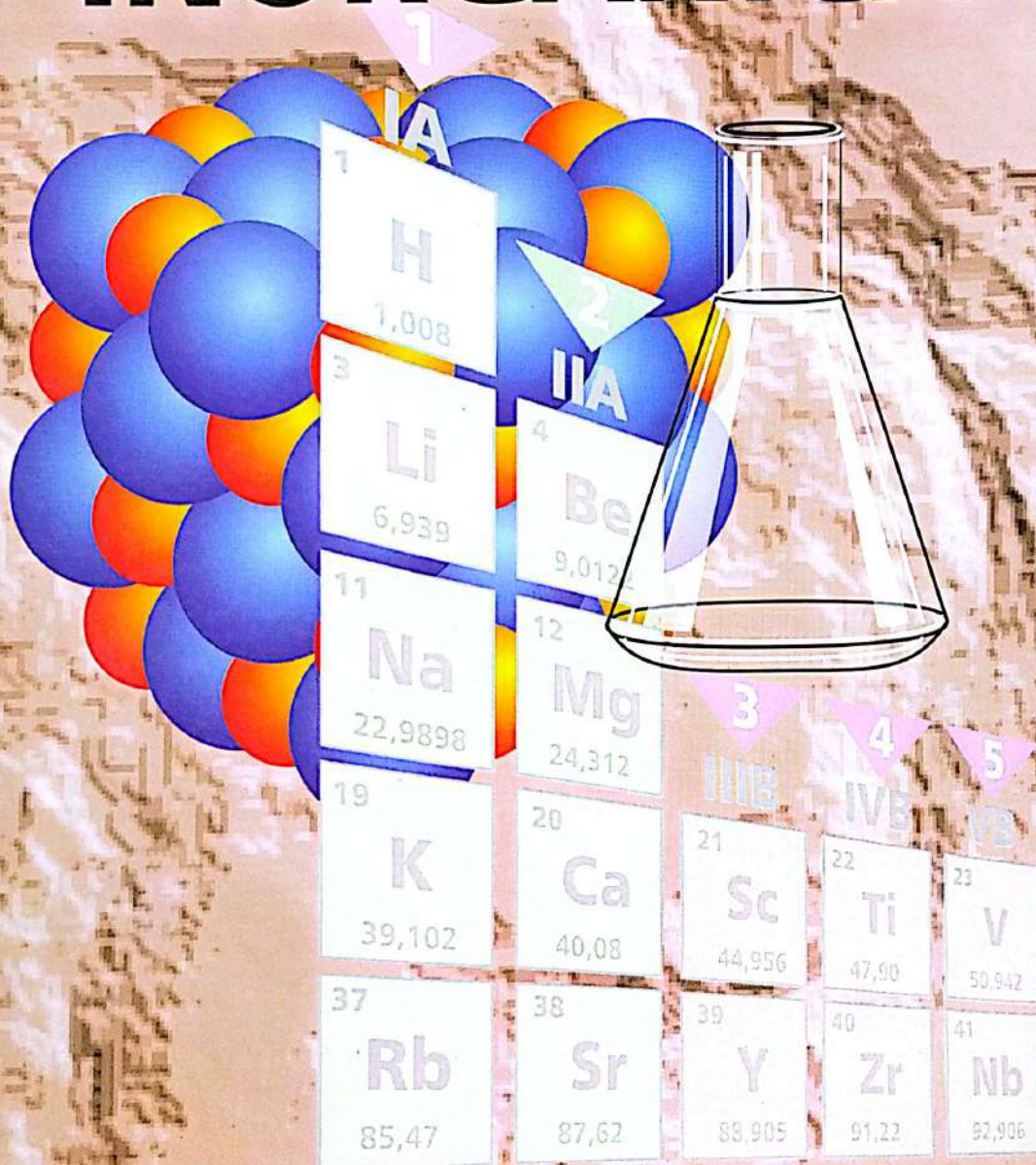
CEETEPS

Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

COORDENADORIA DE ENSINO TÉCNICO - CETEC

QUÍMICA INORGÂNICA



Gislaine Aparecida Barana Delbianco
Maria Luisa Voigt Donadelli
Sérgio Delbianco Filho

Presidente do Conselho Deliberativo

Antonio Rubens Costa de Lara

Diretor Superintendente

Marcos Antonio Monteiro

Vice-Diretor Superintendente

Remo Alberto Fevorini

Chefe de Gabinete

Laura M. J. Laganá

Coordenador de Ensino Técnico

Almério Melquíades de Araújo

ESCOLA _____

CURSO _____

NOME _____

Doação da Família da
Professora Doutora
Doroti Quiomi Kanashiro Toyohara
Centro Paula Souza

QUÍMICA INORGÂNICA



Elaboração

*Gislaine Aparecida Barana Delbianco
Maria Luisa Voigt Donadelli
Sérgio Delbianco Filho*

Coordenação

Cristina C. Rubega

1999

DQKT 007

O livro caindo n'alma
É germe - que faz a palma.
É chuva - que faz o mar.

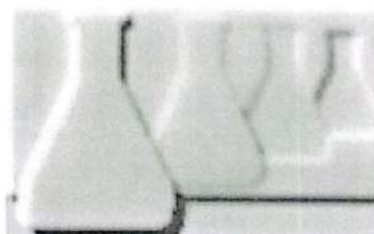
Castro Alves

O desenvolvimento de material didático adequado às diretrizes pedagógicas do CEETEPS, bem como a sua divulgação e uso pelos professores e pelos alunos, é uma das metas da Coordenadoria do Ensino Técnico.

Esse objetivo se apoia no princípio de que o processo ensino-aprendizagem tem como um dos suportes didáticos e elemento de continuidade e aprofundamento os textos para consulta e as sugestões de atividades complementares.

A formação da biblioteca de qualquer profissional é parte integrante de seu aperfeiçoamento técnico e é ferramenta valiosa para a sua promoção no mundo do trabalho e para a melhoria de suas relações sociais.

Almério Melquiades de Araújo
Coordenador de Ensino Técnico



Índice

Tabela Periódica	7
– Propriedades periódicas e suas características	7
– Eletronegatividade	7
– Eletropositividade	8
– Eletropositividade versus eletronegatividade	9
– Densidade	9
– Ponto de fusão e ponto de ebulição	10
– Raio atômico e volume atômico	10
– Exercícios	10
– Aula Experimental - 1 (Reatividade dos metais, deslocamento entre metais)	12
– Aula Experimental - 2 (Reatividade de ametais, deslocamento entre ametais e propriedades dos halógenos)	15
– Aula Experimental - 3 (Comportamento dos halogêneos)	19
 Funções Inorgânicas	 21
– Função Ácido	21
– Nomenclatura dos ácidos	21
– Tabela de ânions	24
– Principais ácidos	26
– Curiosidades sobre ácidos	27
– Função Base ou hidróxido	27
– Nomenclatura das bases	27
– Principais bases	29
– Curiosidades sobre bases	29
– Funções Sais	30
– Tipos e nomenclatura de sais	30
– Tabela de solubilidade de sais em água	32
– Principais sais	33
– Curiosidades sobre sais	34
– Função óxido	35
– Nomenclatura dos óxidos	35
– Peróxidos	36
– Superóxidos	36
– Classificação dos óxidos	36
– Curiosidades sobre óxidos	37

- Hidretos	37
- Nomenclatura dos hidretos	37
- Exercícios	38
- Aula Experimental - 1 (Chuva ácida)	41
- Aula Experimental - 2 (Propriedades funcionais de ácidos e bases)	42
- Aula Experimental - 3 (Gás carbônico - Obtenção e propriedades, reação de um carbonato com um ácido)	45
Reações Químicas	47
- Exercícios	48
- Aula Experimental - 1 (Chuva de ouro)	50
- Aula Experimental - 2 (Esponja de Estanho)	51
Balanceamento de Equações	52
- Método de Tentativas	52
- Balanceamento por oxi-redução	53
- Tabela de nox para os elementos	53
- Exercícios - Vamos praticar	56
Cálculo Estequiométrico	57
- Massa atômica, massa molecular	57
- Átomo grama, molécula grama	58
- Volume molar	58
- Exercícios - Vamos Treinar	58
- Fórmula Percentual	59
- Rendimento Real	61
- Exercícios - Vamos Treinar	62
O dia-a-dia e a Química	63
- Ácido sulfúrico (Produção de H_2SO_4)	63
- Ácido clorídrico ou muriático (Produção de HCl)	65
- Ácido nítrico (Produção de HNO_3)	67
- Amônia (Produção de NH_3)	68
Referências Bibliográficas	70

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

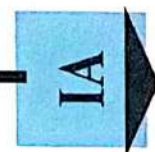
GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERÍODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H Hidrogênio 1,01																	
2	Li Lítio 6,94	Be Berílio 9,01																
3	Na Sódio 23,0	Mg Magnésio 24,3																
4	K Potássio 39,1	Ca Cálcio 40,1	Sc Escândio 45,0	Ti Titânio 47,9	V Vanádio 50,9	Cr Cromo 52,0	Mn Manganês 54,9	Fe Ferro 55,8	Co Cobalto 58,9	Ni Níquel 58,7	Cu Cobre 63,5	Zn Zinco 65,4	Ga Gálio 69,7	Ge Germano 72,6	As Arsênio 74,9	Se Selênio 79,0	Br Bromo 79,9	Kr Criptônio 83,8
5	Rb Rubídio 85,5	Sr Estrôncio 87,6	Y Ítrio 88,9	Zr Zircônio 91,2	Nb Níbio 92,9	Mo Molibdênio 95,9	Tc Técnetio 99	Ru Rútenio 101	Rh Ródio 103	Pd Paládio 106	Ag Prata 108	Cd Cádmio 112	In Índio 115	Sn Estanho 119	Sb Antimônio 122	Te Telúrio 128	I Iodo 127	Xe Xenônio 131
6	Cs Césio 133	Ba Bário 137	Série dos Lantanídeos	Hf Háfênio 178	Ta Tântalo 181	W Tungstênio 184	Re Rênio 186	Os Ósmio 190	Ir Írídio 192	Pt Platina 195	Au Ouro 197	Hg Mercúrio 201	Tl Tálio 204	Pb Chumbo 207	Bi Bismuto 209	Po Polônio (210)	At Ástato (210)	Rn Radônio (222)
7	Fr Frâncio (223)	Ra Rádio (226)	Série dos Actínidos	Db Dúbnio (261)	Jl Jolítio (262)	Rf Rúterfórdio (263)	Bh Bóhrnio (264)	Hn Hóbnio (265)	Mt Meitnério (266)									

<

■ METAIS REPRESENTATIVOS ALCAUINOS	■ HIDROGÊNIO
■ METAIS REPRESENTATIVOS ALCAUINO-TERRAS	■ NÃO METAIS, HALOGENÍOS
■ OUTROS METAIS REPRESENTATIVOS	■ OUTROS NÃO-METAIS
■ METAIS DE TRANSIÇÃO EXTERNA	■ SEM-METAIS
■ METAIS DE TRANSIÇÃO INTERNA	■ GASES NOBRES

NÚMERO DOS GRUPOS

A numeração dos grupos de 1 a 18 é a recomendada atualmente pela IUPAC.



SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

57	La Lantânio 139	58	Ce Cério 140	59	Pr Praseodímio 141	60	Nd Neodímio 144	61	Pm Promécio (147)	62	Sm Samarítio 150	63	Eu Európio 152	64	Gd Gadolínio 157	65	Tb Térbio 159	66	Dy Dissprócio 163	67	Ho Hólmio 165	68	Er Érbio 167	69	Tm Túlio 169	70	Yb Ítróbio 173	71	Lu Lutécio 175
----	------------------------------	----	---------------------------	----	---------------------------------	----	------------------------------	----	--------------------------------	----	-------------------------------	----	-----------------------------	----	-------------------------------	----	----------------------------	----	--------------------------------	----	----------------------------	----	---------------------------	----	---------------------------	----	-----------------------------	----	-----------------------------

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

89	Ac Actínio (227)	90	Th Tório 232	91	Pa Protactínio (231)	92	U Urânio 238	93	Np Neptúncio (237)	94	Pu Plutónio (242)	95	Am Americó (243)	96	Cm Cúrio (247)	97	Bk Berquílio (247)	98	Cf Califórnia (251)	99	Es Einsteinio (254)	100	Fm Férmio (253)	101	Md Mendelevio (256)	102	No Nobelio (253)	103	Lr Lawrêncio (257)
----	-------------------------------	----	---------------------------	----	-----------------------------------	----	---------------------------	----	---------------------------------	----	--------------------------------	----	-------------------------------	----	-----------------------------	----	---------------------------------	----	----------------------------------	----	----------------------------------	-----	------------------------------	-----	----------------------------------	-----	-------------------------------	-----	---------------------------------

5 **Rb** Rubídio 85,5

NÚMERO ATÓMICO: 37

NÚMERO DO PERÍODO: 5

GRUPO: IA

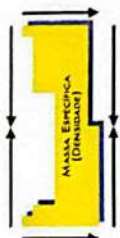
MASSA ATÔMICA: 85,5

Com 3 algarismos significativos, referido ao isótopo ¹²⁷Cs.

() = isótopo mais estável

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA: 2, 8, 18, 8, 1

SÍMBOLO: Rb



(OS VALORES DAS PROPRIEDADES CRESCEM NO SENTIDO DAS SETAS.)

PRINCIPAIS ANIÔNS

F ⁻	Fluoreto	I ⁻	Iodeto	CN ⁻	Cianeto
Cl ⁻	Cloreto	IO ⁻	Hipoclorito	CNO ⁻	Cianato
ClO ⁻	Hipoclorito	IO ₂ ⁻	Iodeto		Tiocianato
ClO ₂ ⁻	Clorito	IO ₃ ⁻	Periodato	CNS ⁻	Sulfocianato
ClO ₃ ⁻	Clorato	NO ₂ ⁻	Nitrito		Rodaneto
ClO ₄ ⁻	Perclorato	NO ₃ ⁻	Nitrato	MnO ₄ ⁻	Permanganato
Br ⁻	Brometo	PO ₃ ⁻	Metofosfato	AlO ₂ ⁻	Alumínio
BrO ⁻	Hipobromito	H ₂ PO ₂ ⁻	Hipofosfito	OH ⁻	Hidróxido
BrO ₂ ⁻	Bromato	H ₂ C-COO ⁻	Acetato	H ⁻	Hidreto
O ²⁻	Óxido	S ₂ O ₈ ²⁻	Tetraoxato	MnO ₄ ²⁻	Manganato
O ₂ ²⁻	Peroxido	HPO ₃ ²⁻	Fosfito	MnO ₃ ²⁻	Manganito
S ²⁻	Sulfeto	CO ₃ ²⁻	Carbonato	SnO ₃ ²⁻	Estanato
SO ₃ ²⁻	Sulfito	C ₂ O ₄ ²⁻	Oxalato	SnO ₂ ²⁻	Estanito
SO ₄ ²⁻	Sulfato	CO ₃ ²⁻	Carbonato	PbO ₃ ²⁻	Plumbato
S ₂ O ₃ ²⁻	Tiosulfato	C ₂ O ₄ ²⁻	Oxalato	PbO ₂ ²⁻	Plumbato
S ₂ O ₈ ²⁻	Persulfato	SiO ₃ ²⁻	Metassilicato	ZnO ₂ ²⁻	Zincato
N ³⁻	Nitreto	AsO ₃ ³⁻	Arsenito	SbO ₃ ³⁻	Antimonito
P ³⁻	Fosfeto	AsO ₄ ³⁻	Arsenato	BO ₃ ³⁻	Borato
PO ₃ ³⁻	[Orto] Fosfito	SbO ₃ ³⁻	Antimonio	Fe(CN) ₆ ³⁻	Ferricianeto
SiO ₄ ⁴⁻	Ortosilicato	P ₂ O ₇ ⁴⁻	Pirofosfato	Fe(CN) ₆ ⁴⁻	Ferrocianeto

PRINCIPAIS CÂTIÔNS

COM N _{ox} FIXO			
H ⁺	NH ₄ ⁺	U ⁺	Nu ⁺
K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺	Ag ⁺
Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sn ²⁺	Ba ²⁺
Na ⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Ba ²⁺
Al ³⁺	Bi ³⁺	Ga ³⁺	In ³⁺

COM N _{ox} VARIÁVEL			
Cu ⁺	*Cu ²⁺	Hg ₂ ²⁺	*Hg ²⁺
Au ⁺	*Au ³⁺	Fe ²⁺	*Fe ³⁺
*Co ²⁺	*Co ³⁺	*Ni ²⁺	Ni ³⁺
*Cr ²⁺	*Cr ³⁺	*Mn ²⁺	Mn ⁴⁺
*Pb ²⁺	Pb ⁴⁺	*Sn ²⁺	Sn ⁴⁺
*Pd ²⁺	Pd ⁴⁺	*Pt ²⁺	Pt ⁴⁺

(*) indica o N_{ox} mais comum

NOMES			
Fe ²⁺	CÂTION DE FERRO II OU CÂTION FERROSO		
Fe ³⁺	CÂTION DE FERRO III OU CÂTION FÉRICO		
Hg ₂ ²⁺	CÂTION DE MERCÚRIO II OU CÂTION MERCÚRICO		
(Hg ₂) ²⁺	CÂTION DE MERCÚRIO I OU CÂTION MERCURIOSO		

LIGAÇÕES ENTRE ÁTOMOS

M + H	ÔNICA	Exceções:	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺
NM + H	COVALENTE		H ⁺	H ⁺	H ⁺	H ⁺	H ⁺	H ⁺
NM + NM	COVALENTE		H ₂	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂
M + M	METÁLICA		Na ₂	K ₂	Ca ₂	Fe ₂	(todos os metais) - LIGAS METÁLICAS	
M + NM	Δe > 1,7		Al ³⁺	Fe ³⁺				
M + NM	Δe < 1,7		AlCl ₃	ou	AlCl ₃			

TABELA DE POTENCIAIS DE REDUÇÃO EM SOLUÇÃO AQUOSA A 25°C

Oxidante + e ⁻	Redutor	E ^o _{red} (V)	Oxidante + e ⁻	Redutor	E ^o _{red} (V)
Li ⁺ (aq) + e ⁻	Li(s)	-3,04	SO ₄ ²⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻	SO ₂ (g) + 2H ₂ O	0,15
K ⁺ (aq) + e ⁻	K(s)	-2,94	Cu ²⁺ (aq) + e ⁻	Cu ⁺ (aq)	0,16
Na ⁺ (aq) + e ⁻	Na(s)	-2,71	Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Cu(s)	0,34
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mg(s)	-2,36	Cu ⁺ (aq) + e ⁻	Cu(s)	0,52
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Al(s)	-1,68	I ₂ (s) + 2e ⁻	2I ⁻ (aq)	0,53
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ca(s)	-2,87	Fe ³⁺ (aq) + e ⁻	Fe ²⁺ (aq)	0,77
Na ⁺ (aq) + e ⁻	Na(s)	-2,71	Hg ₂ ²⁺ (aq) + 2e ⁻	2Hg(l)	0,80
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mg(s)	-2,36	Ag ⁺ (aq) + e ⁻	Ag(s)	0,80
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Al(s)	-1,68	2Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Hg ₂ ²⁺ (aq)	0,90
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ca(s)	-2,87	NO ₃ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 3e ⁻	NO(g) + 2H ₂ O	0,97
Na ⁺ (aq) + e ⁻	Na(s)	-2,71	AuCl ₄ ⁻ (aq) + 3e ⁻	Au(s) + 4Cl ⁻ (aq)	1,00
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mg(s)	-2,36	Br ₂ (l) + 2e ⁻	2Br ⁻ (aq)	1,10
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Al(s)	-1,68	O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e ⁻	2H ₂ O	1,23
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ca(s)	-2,87	MnO ₄ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻	Mn ²⁺ (aq) + 2H ₂ O	1,23
Na ⁺ (aq) + e ⁻	Na(s)	-2,71	C ₂ O ₄ ²⁻ (aq) + 14H ⁺ (aq) + 6e ⁻	2CO ₂ (g) + 7H ₂ O	1,33
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mg(s)	-2,36	Cl ₂ (g) + 2e ⁻	2Cl ⁻ (aq)	1,36
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Al(s)	-1,68	CO ₂ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 5e ⁻	$\frac{1}{2}$ Cl ₂ (g) + 3H ₂ O	1,46
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ca(s)	-2,87	Au ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Au(s)	1,50
Na ⁺ (aq) + e ⁻	Na(s)	-2,71	MnO ₄ ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq) + 5e ⁻	Mn ²⁺ (aq) + 4H ₂ O	1,51
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mg(s)	-2,36	PbO ₂ (s) + SO ₄ ²⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻	PbSO ₄ (s) + 2H ₂ O	1,69
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Al(s)	-1,68	H ₂ O ₂ (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻	2H ₂ O	1,77
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ca(s)	-2,87	Co ³⁺ (aq) + e ⁻	Co ²⁺ (aq)	1,95
Na ⁺ (aq) + e ⁻	Na(s)	-2,71	F ₂ (g) + 2e ⁻	2F ⁻ (aq)	2,89

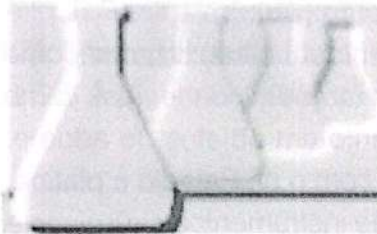


Tabela Periódica

A tabela periódica atual é composta de 7 períodos e 18 famílias, dispostos os elementos em ordem crescente de números atômicos.

As linhas verticais são os grupos ou famílias. As linhas horizontais, os períodos.

É um instrumento de uso diário para o químico, uma vez que saiba interpretar as informações nela contida.

Normalmente apresenta no rodapé a esquerda, um quadro com um elemento e todas as informações possíveis a título de orientação para a interpretação e para a extração de dados.

O nome tabela periódica é dado em função da repetição de propriedades (periodicidade) que ocorrem nas linhas horizontais.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS E SUAS CARACTERÍSTICAS

ELETRONEGATIVIDADE: É a tendência do elemento em atrair para si elétrons em uma ligação química.

Os elementos mais eletronegativos são encontrados a medida que caminhamos da esquerda para a direita e de baixo para cima na tabela. Quanto mais eletronegativo menos metálico é o elemento.

Encontramos neste sentido as famílias 17 (halogênios), 16 (calcogênios), 15 (nitrogênio) que são **formadores de ácidos**. A família 17, além de formadora de ácidos é também formadora dos chamados **saís halogenados** (cloretos, cloratos, iodetos, iodatos, brometos, bromatos etc.)

Encontramos nessa região a família 14 onde localiza-se o famoso elemento carbono, responsável por toda química orgânica (também conhecida como química do carbono).

Temos também os metais de baixa eletropositividade (característica inversa a eletronegatividade), que são os chamados metais nobres. Essa nobreza é a característica de serem pouco reativos, ou seja, praticamente não doam elétrons, não se corroem, não se oxidam. Um metal de grande importância encontrado no grupo 13 é o alumínio, utilizado para a fabricação de utensílios domésticos, fuselagem de aviões e devido a seu baixo preço e abundância vem substituindo o cobre na fiação urbana do sistema de transmissão de energia elétrica.

Das famílias 11 e 12 encontramos cobre (Cu), prata (Ag), ouro (Au), paládio (Pd), platina (Pt), e níquel (Ni). Na indústria de eletrodeposição, cobre e níquel são utilizados como metais base para recepção de outros metais. Ouro, prata e cobre também conhecidos como metais de cunhagem e joalheria, são excelentes para acabamento em objetos de adorno, exceção feita ao cobre que sofre pequena oxidação em contato com o ar. Paládio e platina, bons adsorvedores de hidrogênio, são utilizados na fabricação de instrumentos cirúrgicos e peças odonto dentárias. São também utilizados na indústria de joalheria. Não podemos esquecer que a prata, tem grande utilização diária em filmes fotográficos e espelhos.

De maneira geral, os metais descritos acima são bastante úteis na formação de ligas, lógico que cada composição obedecendo as suas necessidades.

ELETROPOSITIVIDADE: É a tendência do elemento em doar elétrons (oxidar) em uma ligação química.

Os elementos mais eletropositivos são encontrados a medida que caminhamos da direita para a esquerda e de cima para baixo na tabela. Quanto mais eletropositivo, mais metálico é o elemento.

Os metais em maior evidência quanto a eletropositividade da classificação são os alcalinos e alcalinos terrosos. É nesta posição da tabela que encontramos os **formadores de bases**.

O hidrogênio embora encontra-se no grupo dos alcalinos, é um gás. Encontra-se nessa posição, pois é o elemento de menor massa atômica, 1 u.m.a., nesta condição faz a abertura da tabela. Embora não seja somente os alcalinos que formem bases, são as bases dos alcalinos as solúveis. A medida que caminhamos da esquerda para a direita, a eletropositividade vai decaindo e, aumentando a insolubilidade das bases. Os alcalinos de maior utilização no dia a dia são: Lítio (bateria de relógios, marcapasso e corantes para vidro e cerâmica), Sódio (sal de cozinha, iluminação de estradas, soda cáustica, sabão etc.), Potássio (fertilizantes, sabão mole, impulso nervoso, etc) e Césio (célula fotoelétrica, lâmpada infravermelho para tratamento de contusões e tratamento contra câncer).

Os alcalinos terrosos de maior utilização diária são: Magnésio (flash fotográfico, ligas leves e medicamentos), Cálcio (mármore, calcário, giz, vidro), Estrôncio (fogos de artifício, medicamentos) e Bário (velas de ignição e raticidas).

Os eletropositivos são também formadores de sais, participando como cátion. Isso ocorre também com os de média e baixa eletropositividade.

Na tabela periódica, abaixo do sétimo período estão colocados a série dos lantanídeos e actinídeos. Na verdade pertencem ao grupo 3, sexto e sétimo períodos respectivamente. Estão colocados nesta posição para facilitar o uso da tabela, uma vez que a mesma é tridimensional.

Os lantanídeos, conhecidos como terras raras, não são terras, são metais brancos e maleáveis e nada tem de escassos. O cério, o mais abundante dos lantanídeos existem em maior abundância que o estanho e o chumbo. O túlio, mais escasso ocorre em quantidades pouco menor que o iodo.

São conhecidos como actínídeos os elementos de números atômicos variando de 89 a 103. São todos radioativos, encontrando-se nesta série o urânio elemento de número atômico 92. A partir do urânio são todos sintéticos, produzidos em laboratório.

ELETROPOSITIVIDADE VERSUS ELETRONEGATIVIDADE

Veremos a seguir, de maneira geral uma tabela com as características entre eletropositividade e eletronegatividade. Devemos entender que são características gerais. Observemos os contrastes.

ELETROPOSITIVIDADE	ELETRONEGATIVIDADE
- metais	- não metais
- possuem brilho	- não possuem brilho
- são dúcteis	- não são dúcteis
- são maleáveis	- não são maleáveis
- bons condutores de calor	- maus condutores de calor
- bons condutores de eletricidade	- maus condutores de eletricidade

Ductibilidade: É a propriedade de ser transformado em fios. Quanto mais dúctil, melhor condutor de eletricidade.

Maleabilidade: É a propriedade de ser transformado em lâminas.

DENSIDADE

É outra propriedade periódica. Densidade ou peso específico é a quantidade máxima de massa em um determinado volume. Normalmente, trabalha-se com a densidade com a unidade g/cm³.

Matematicamente

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

d = densidade

m = massa da substância ou elemento

v = volume da substância ou elemento

Na tabela periódica, os elementos mais pesados (mais densos) são encontrados no centro da tabela na parte de baixo. São eles; Os (Ósmio) grupo 8, Ir (Írídio) grupo 9 e Pt (Platina) grupo 10. A variação de densidade ocorre das extremidades para o centro e de cima para baixo.

PONTO DE FUSÃO E PONTO DE EBULIÇÃO

Ponto de fusão é a temperatura onde ocorre a passagem do estado sólido para o líquido.

Ponto de ebulição é a temperatura onde ocorre a passagem de estado líquido para o gasoso.

De maneira geral, ponto de fusão e ponto de ebulição aumentam das extremidades para o centro e de cima para baixo. Exceção é feita aos grupos 1 e 2 metais alcalinos e alcalinos terrosos que aumentam de baixo para cima.

RAIO ATÔMICO E VOLUME ATÔMICO

Raio atômico e volume atômico, são as propriedades que determinam o tamanho de um átomo.

Nos períodos, com o aumento do número de prótons e elétrons da esquerda para a direita, encontramos também neste sentido a diminuição do tamanho do elemento devido a maior atração núcleo eletrosfera.

Nas famílias, o tamanho do átomo aumenta de cima para baixo devido o aumento do número de camadas.

EXERCÍCIOS

- 1) O que vem a ser propriedades periódicas?
- 2) Consulte a tabela periódica e, descreva os elementos da família mais eletropositivo.
- 3) Quais as duas funções inorgânicas principais que os não metais da família 17 podem formar?
- 4) Qual a relação eletropositividade e corrosão?
- 5) Explique como varia o tamanho dos elementos em um período.
- 6) Ductibilidade é a propriedade de transformar metais em lâminas. Confirme ou refute a afirmação.
- 7) Cite 3 propriedades dos elementos eletropositivos.
- 8) Dê a localização dos lantanídeos e actinídeos na tabela.

- 9) Qual a principal característica dos actínídeos?
- 10) Descreva a propriedade densidade.
- 11) Descreva os elementos pertencentes a série das terras raras.
- 12) Consulte a tabela e localize o elemento mais eletropositivo.
- 13) Como varia a densidade na tabela periódica?
- 14) Quantos períodos e quantas famílias há na tabela atual?
- 15) Quais as duas funções inorgânicas principais e os elementos eletropositivos podem formar?

AULA EXPERIMENTAL - 1

REATIVIDADE DOS METAIS, DESLOCAMENTO ENTRE METAIS.

Objetivo: Comprovar, experimentalmente, a ocorrência de reações de deslocamento entre metais através da fila de reatividade química.

Materiais e Reagentes:

- Tubos de ensaio
- Estantes para tubos de ensaio
- Pipetas de 5 ou 10 ml
- Ácido clorídrico a 10% (HCl)
- Sulfato de cobre a 10% ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$)
- Nitrato de prata a 2% (AgNO_3)
- Sulfato de zinco a 5% (ZnSO_4)
- Cloreto de sódio a 5% (NaCl)
- Sódio metálico (Na)
- Magnésio metálico em aparas ou fita (Mg)
- Alumínio em aparas (Al)
- Zinco metálico em aparas (Zn)
- Ferro metálico em fragmentos ou pregos (Fe)
- Cobre metálico em fragmentos (Cu)
- Solução de fenolftaleína
- Sulfato de magnésio a 5% (MgSO_4)
- Ácido nítrico a 50% (HNO_3)

Procedimento Experimental

- 1) Reação de sódio metálico com água
 - Colocar água em uma cuba até sua metade e adicionar de 5 a 10 gotas de fenolftaleína.
 - Cuidadosamente, cortar com uma espátula um pequeno fragmento de sódio metálico e colocá-lo na cuba de vidro.
 - Observar e responder:
 - a) O que se observa?
 - b) Por que apareceu uma coloração?
 - c) Escrever a reação entre sódio e água.
 - d) Por que o sódio reagiu com água?

OBS: O sódio é um metal muito eletropositivo e, por isso, muito reativo. Deve ser conservado imerso em querosene para não reagir com o oxigênio do ar. Em contato com a pele, produz queimaduras gravíssimas. Pode reagir com a água ou com o oxigênio com forte explosão se for colocado em grande quantidade.

2) Reações de metais com ácidos

- Pegar 5 tubos de ensaio e adicionar HCl a 10% até 1/3 do volume de cada um.
- Adicionar a um dos tubos aparas de magnésio.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Adicionar ao outro tubo aparas de alumínio.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Ao terceiro tubo contendo HCl, adicionar aparas de zinco. Esperar alguns minutos.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Ao quarto tubo contendo HCl, adicionar um prego ou um fragmento de ferro. Esperar alguns minutos.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Ao último dos cinco tubos, adicionar alguns fragmentos de cobre.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
Qual dos metais reagiu mais rapidamente com HCl?

OBS: Os ácidos sulfúrico (H_2SO_4), concentrado e quente, e o nítrico (HNO_3), concentrado ou diluído, reagem de modo diferente com os metais, sem liberação de hidrogênio. Por esta razão, os metais se comportam de forma diferente com estes ácidos e suas reações fogem à fila de reatividade.

3) Reação de ácido nítrico com o cobre

- Colocar HNO_3 a 50% em um tubo de ensaio até 1/4 do seu volume.
- Adicionar algumas gotas de cobre. (Cuidado, o ácido nítrico é muito corrosivo).



OBS: Não inalar o gás que se forma (TÓXICO).

4) Reações entre metais

- Colocar solução de sulfato de cobre em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar algumas aparas de zinco. Esperar 1 ou 2 minutos. Agitar e observar.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
Por que a solução descorou?
- Colocar solução de sulfato de zinco em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.

- Adicionar algumas aparas de cobre. Agitar e observar.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Colocar solução de sulfato de cobre em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar algumas aparas de magnésio. Esperar 1 ou 2 minutos. Agitar e observar.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Colocar solução de sulfato de magnésio em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar algumas aparas de cobre. Agitar e observar.
O que se observa?
Houve reação? Por quê?
- Colocar solução de cloreto de sódio em 3 tubos de ensaio até 1/3 do seu volume.
- A um dos tubos adicionar aparas de cobre, ao segundo adicionar aparas de zinco e ao terceiro aparas de alumínio.
Observar cada um deles e responder as questões que seguem.
O cobre reage com o NaCl? Por quê?
O zinco reage com o NaCl? Por quê?
O alumínio reage com o NaCl? Por quê?
- Colocar solução de nitrato de prata em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar algumas aparas de magnésio. Agitar e observar.
Que alteração se observa na solução?
Houve reação? Por quê?
- Adicionar algumas aparas de zinco ou alumínio a um tubo de ensaio contendo 1/3 do seu volume solução de nitrato de prata. Agitar e observar.
Que alteração se observa na solução?
Houve reação? Por quê?

AULA EXPERIMENTAL - 2

REATIVIDADE DE AMETAIS, DESLOCAMENTO ENTRE AMETAIS E PROPRIEDADES DOS HALÓGENOS

Objetivo: Comprovar experimentalmente, através da fila de reatividade dos ametais, a ocorrência de deslocamento entre este tipo de elemento.

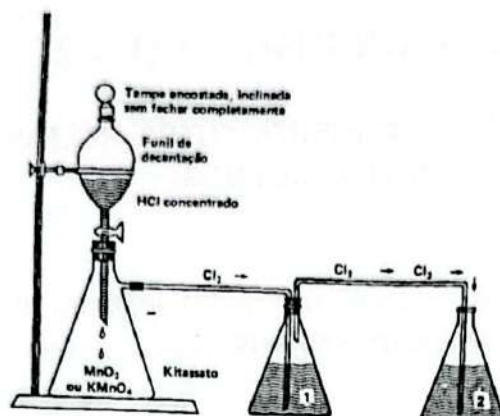
Materiais e Reagentes:

- Tubos de ensaio
- Funil analítico
- Lima triangular
- Suporte universal
- Erlenmeyers de 250 ou 500 ml
- Kitassato de 250 ml
- Pipetas de 5 ou 10 ml
- Ácido clorídrico concentrado (HCl)
- Dióxido de manganês (sólido) - MnO_2 - ou permanganato de potássio (KMnO_4).
- Iodo (sólido) - I_2
- Solução de iodeto de sódio a 5% (NaI) ou solução de iodeto de potássio a 5% (KI)
- Solução de brometo de sódio a 5% (NaBr) ou solução de brometo de potássio a 5% (KBr)
- Clorofórmio (CHCl_3)
- Álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)
- Suspensão de goma de amido ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_n
- Estante para tubos de ensaio
- Varas de vidro
- Funil de decantação
- Argola
- Bico de Bunsen

Procedimento Experimental

1) Obtenção do cloro

- Montar o aparelho conforme a figura abaixo (um só aparelho para a turma toda, ao ar livre ou em uma capela).



- Colocar no Kitassato pequena porção (aproximadamente 10g) de dióxido de manganês ou permanganato de potássio.

OBS: o permanganato de potássio reage mais rapidamente que o dióxido de manganês.

- Adicionar água aos erlenmeyers 1 e 2, até que os tubos de vidro mais longos fiquem mergulhados (ver fig.)
- No erlenmeyer 1, ao tubo de vidro que sai para o erlenmeyer 2 não deve estar mergulhado na água (ver fig).
- Colocar HCl concentrado no funil de decantação até a metade do seu volume (usar funil analítico).
- Com a tampa do funil de decantação aberta ou semi-aberta, abrir aos poucos a torneira e gotejar o HCl ao Kitassato. Controlar a adição de ácido de acordo com a produção de cloro.

Cuidado: o cloro (Cl_2) é um gás esverdeado, profundamente irritante para as vias respiratórias. Este experimento deve ser feito ao ar livre ou em capela.

- O cloro produzido no Kitassato irá borbulhar nos erlenmeyers 1 e 2 e dissolver-se-à na água dos mesmos, formando uma solução chamada "água de cloro". Esta água de cloro deve ser guardada em frascos fechados para evitar que o cloro gasoso escape da solução. Usá-la nos próximos itens experimentais.

Citar 3 propriedades organolépticas do cloro.

Em qual dos erlenmeyers há maior quantidade de cloro?

Por que colocamos dois erlenmeyers?

2) Obtenção do bromo

- Colocar solução de brometo de sódio ou brometo de potássio em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.

- Adicionar aproximadamente 2 ml de água de cloro.
- Agitar e observar.
O que se observa?
Houve reação?
- Adicionar, agora, aproximadamente 2 ml de clorofórmio.

OBS: O clorofórmio é inflamável e muito volátil. Não o utilize próximo a chamas nem deixe seu frasco aberto. O clorofórmio é insolúvel e mais denso do que a água. Extrai o bromo e o iodo da água, ficando com cores caracterísitcas e no fundo do tubo de ensaio. Não se trata de uma reação química, mas de um fenômeno de solubilização. Agitar e observar.

O que se observa?
Por que o cloro deslocou o bromo?

3) Obtenção do iodo

- Colocar solução de iodeto de sódio ou iodeto de potássio em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar aproximadamente 2 ml de água de cloro, Agitar e observar.
O que se observa?
Houve reação?
- Adicionar, agora, aproximadamente 2 ml de clorofórmio. Agitar e observar.
O que se observa?
Como poderíamos saber se o cloro iria deslocar o iodo?

4) Verificação de algumas propriedades do iodo

- Observar (estado físico, cor, cheiro) alguns cristais de iodo e anotar.
- Colocar álcool em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar 2 cristais de iodo. Agitar e observar.
O iodo é solúvel em álcool?
- Colocar água em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume .
- Adicionar 2 cristais de iodo. Agitar e observar
O iodo é pouco solúvel ou muito solúvel em água?
- Adicionar ao tubo de ensaio do item anterior uma ponta de espátula de iodeto de potássio sólido. Agitar e observar.
O que se observa?

OBS: O iodo se solubiliza em água em presença de KI.

- Transferir a terça parte do volume da solução do tubo de ensaio do item anterior para um tubo vazio.
- Adicionar água até quase encher o tubo.
- Colocar 5 gotas de suspensão de amido. Agitar e observar.
O que se observa?
- Colocar solução de iodeto de potássio em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
- Adicionar de 3 a 5 gotas de suspensão de amido.
O que se observa?

O amido pode indicar a presença de iodetos?
E quanto ao I_2 ?

Perguntas de verificação

- 1) Para que utilizamos clorofórmio nesta aula?
- 2) O iodo é solúvel em água?
- 3) Como se pode proceder para obter uma solução aquosa de iodo?
- 4) Para que pode ser utilizada uma suspensão de amido?
- 5) Iodo e iodeto são a mesma coisa? Explique.
- 6) Faça uma conclusão geral sobre o principal objetivo desta aula.

AULA EXPERIMENTAL - 3

A expressão ciência significa conhecimento organizado e sistematizado. Para estarmos em dia com a natureza e sua grande variedade devemos empregar as regularidades que ela apresenta. A classificação periódica é o melhor exemplo de como essas regularidades podem ser utilizadas para sistematizar o estudo dos elementos químicos. Neste experimento você estudará o comportamento dos halogêneos, procurando resposta para as indagações propostas a seguir.

Procedimento

- 1) As soluções aquosas de todos os halogêneos possuem a mesma cor - examine soluções aquosas de cloro, bromo e iodo; não há solução aquosa de flúor porque ele reage violentamente com a água.
- 2) Uma solução alcoólica de iodo tem a mesma cor que uma solução do mesmo halogênio em clorofórmio - pegue dois tubos de ensaio limpos e secos e coloque um cristalzinho de iodo em cada um deles; em seguida, ponha 2 ml de álcool etílico no primeiro e 2 ml de clorofórmio no segundo. Agite para tornar a dissolução mais rápida; compare as cores das soluções (repita o experimento com acetona e benzeno).
- 3) A adição de uma solução aquosa de nitrato de prata ou de nitrato de cálcio a uma solução que contenha íon haleto é um processo eficiente para identificar os íons fluoreto, cloreto, brometo e iodeto - pegue quatro tubos de ensaio limpos e coloque em cada um deles 3 ml de solução de um dos haleto; identifique o haleto em cada tubo, convenientemente. A seguir, coloque gotas de solução de nitrato de prata em cada tubo e agite para que as duas soluções se misturem completamente. Repita a determinação usando 1 ml da solução de nitrato de cálcio no lugar de nitrato de prata. Anote suas observações numa tabela como a que segue:

	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Ag ⁺				
Ca ²⁺				

- 4) É melhor fazer reagir iodeto de potássio com ácido fosfórico concentrado do que com ácido sulfúrico concentrado, para preparar gás iodídrico - coloque alguns cristais de iodeto de potássio num tubo de ensaio limpo e seco e junte a ele 4-5 gotas de ácido sulfúrico concentrado; se necessário, aqueça a mistura suavemente (cuidado). Ensaie qualquer gás que desprenda do tubo com papel tornassol azul umedecido. Deixe o tubo de ensaio esfriar e dilua seu conteúdo em 5 ml de água destilada (muito cuidado); agite, junte 1 ml de tetracloreto de carbono e agite novamente. Examine a camada de tetracloreto.

Repita toda a operação empregando 2 ml de ácido fosfórico concentrado no lugar do ácido sulfúrico.

- 5) O íon brometo é oxidado pelo ácido sulfúrico concentrado, mas o íon cloreto não - repita o procedimento usado no item 5, empregando cloreto de sódio e brometo de potássio (ou de sódio) sólidos no lugar de iodeto de potássio; ensaie, também, os gases que se desprendem com o papel indicador iodeto-amido. Não use ácido fosfórico.
- 6) Ordenando-se os halogêneos (X_2) segundo sua tendência para a conversão em íon haleto (X^-) tem-se $I_2 > Cl_2 > Br_2$ - pegue três tubos de ensaio limpos e coloque neles 3 ml de solução aquosa de cloreto de sódio, brometo de potássio (ou sódio) e iodeto de potássio; identifique o haleto de cada tubo. Junte a cada um deles 1 ml de tetracloreto de carbono e 1 ml de água de cloro; agite vigorosamente e examine a camada de tetracloreto. Repita o procedimento usando água de bromo no lugar da água de cloro; anote suas observações numa tabela semelhante à que segue:

	Água de cloro	Água de bromo
Cl^-		
Br^-		
I^-		

- 7) O íon brometo é um redutor mais enérgico do que o íon iodeto - pegue um tubo de ensaio limpo e coloque nele 1 ml de solução aquosa de brometo de potássio (ou sódio), 1 ml de ácido fosfórico diluído e 5 ml de solução aquosa de nitrato de ferro (III); agite vigorosamente, adicione 1 ml de tetracloreto de carbono e agite novamente. Examine a camada de tetracloreto. Repita a operação empregando a solução de iodeto de potássio no lugar da de brometo.
- 8) O bromo reage com o carbonato de sódio em solução aquosa - pegue um tubo de ensaio limpo e coloque nele 1 ml da solução de carbonato de sódio e 3 ml de água de bromo saturada. Agite vigorosamente até que a solução se torne incolor; a seguir, junte 1 ml da solução de nitrato de cálcio e remova o precipitado de carbonato de cálcio por filtração. Adicione algumas gotas de solução de nitrato de prata ao filtrado.

Interpretação dos dados obtidos

- 1) Responda a cada um dos quesitos propostos, aceitando-o ou reafirmando-o, baseado nos dados que você obteve.
- 2) Justifique, sempre que possível, sua resposta com o auxílio de equações químicas.

Funções Inorgânicas

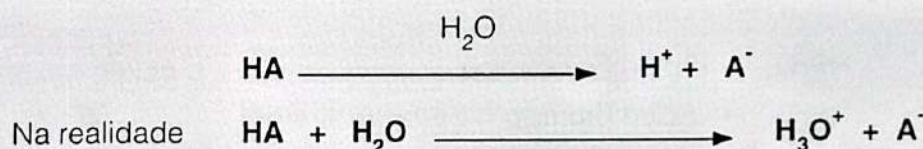
O mundo químico é dividido em dois grandes grupos; o orgânico e o inorgânico. Cabe ao orgânico o estudo dos compostos do carbono e ao inorgânico os demais. Na amplitude deste mundo, as substâncias foram classificadas de acordo com propriedades semelhantes. A partir deste momento entraremos no estudo das funções inorgânicas.

No dia a dia deparamos com funções inorgânicas e não as reconhecemos, procure na sua memória e faça a relação: o azedume da laranja ou do vinagre na sua refeição (ácido), aquela boquinha no meio da tarde, mas o caqui estava verde e "amarrou" a boca (base), o controle da hipertensão pela diminuição de sal na comida, sem falar daquele portão cuja pintura está desgastada com pontos de ferrugem (óxidos). Entremos então no estudo detalhado.

FUNÇÃO ÁCIDO

São substâncias que em meio aquoso só liberam como único cátion o próton **hidrogênio**.

Reação de ionização (formação de íons):



Outra característica dos ácidos é apresentar o hidrogênio a esquerda da sua fórmula, exemplo: H_2SO_4 , HCl , H_3PO_4 etc.

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

HIDRÁCIDOS – São aqueles que não contém oxigênio na sua molécula. Sua nomenclatura segue a regra:

Ácido	ídrico
Nome do ânion formador	Terminação

Exemplos: HCl – Ácido Clorídrico
 HBr – Ácido Bromídrico
 HCN – Ácido Cianídrico

OXIÁCIDOS – São ácidos que contêm oxigênio na sua molécula. Sua nomenclatura depende do número de oxigênio do elemento central (elemento formador). Vejamos este item família por família.

FAMÍLIA VII A (HALOGÊNEOS) – Nestes ácidos, o elemento central pode apresentar número de oxidação +1, +3, +5 e +7. Neste caso segue a regra abaixo:

Ácido	Prefixo em função do seu nox	Nome do elemento formador	Sufixo
Ácido	+7 PER		ICO
Ácido	+5		ICO
Ácido	+3		OSO
Ácido	+1 HIPO		OSO

Exemplos: HBrO₄ – Ácido Perbromico
 HBrO₃ – Ácido Bromico
 HBrO₂ – Ácido Bromoso
 HBrO – Ácido Hipobromoso

FAMÍLIA VI A (CALCOGÊNEOS) – Nestes ácidos o elemento central apresenta número de oxidação +6 e +4. Sua nomenclatura segue o esquema:

Ácido
 Nome do elemento formador

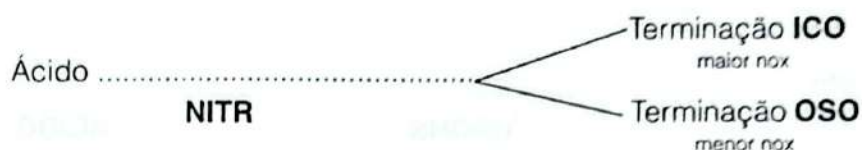
Terminação **ICO**
 maior nox

Terminação **OSO**
 menor nox

Exemplos: H_2SO_4 – Ácido Sulfúrico
 H_2SeO_3 – Ácido Selênoso
 H_2TeO_4 – Ácido Telúrico

FAMÍLIA V A – Nitrogênio, fósforo, arsênio e antimônio. Podemos dividir essa família em dois grupos, sendo o primeiro somente o nitrogênio com números de oxidação +5 e +3 e o segundo, com fósforo, arsênio e antimônio com +5, +3 e +1, seus respectivos números de oxidação.

Os ácidos formado pelo nitrogênio, fazem sua nomenclatura seguindo o esquema abaixo:



Para os ácidos derivados do fósforo, arsênio e antimônio segue as regras aplicadas a nomenclatura da família 7A.

Ácido ICO nox +5
Ácido OSO nox +3
Ácido OSO nox +1

FAMÍLIA IV A – Os formadores de ácidos são carbono e silício com um único nox, +4. Sua nomenclatura segue a regra:

Ácido ICO

Nome do elemento formador Terminação

Exemplos: H_2CO_3 – Ácido Carbônico
 H_4SiO_4 – Ácido Silícico

FAMÍLIA III A – O elemento formador de ácido é o boro, com valência +3. Sua nomenclatura segue a regra aplicada a família IVA.

Os ácidos podem ser classificados quanto a sua força (ácido forte ou fraco), essa força está relacionada com o grau de ionização, quanto mais forte um ácido, maior é o seu grau de ionização. Para determinarmos a força de um ácido, usaremos uma regra bastante simples:

Oxiácidos → n° de oxigênios – n° de hidrogênios. O resultando sendo maior ou igual a dois = ácido forte; se for igual a 1 = ácido moderado; se for igual a zero = ácido fraco.

Hidrácidos → ácidos fortes: HCl, HBr, HI
 ácido moderado: HF
 ácidos fracos: todos os demais

Ácidos são substâncias moleculares e portanto formados por elementos não metálicos. Existem casos onde metais formam ácidos, por exemplo ácido permangânico (H_2MnO_4), ácido crômico (H_2CrO_4).

No caso dos metais formadores de ácido, os mesmos nas ligações, comportam-se como não metais fazendo covalência. Até este momento, dividimos os elementos formadores em famílias e demonstramos regras de nomenclatura. De maneira prática, podemos deixar em segundo plano as regras e de forma prática e direta utilizarmos uma tabela de ânions para executar este trabalho.

Monovalentes

ÂNIONS	ÁCIDO
CH_3COO^-	Acético
AlO_2^-	Alumínico
BiO_3^-	Bismutico
BrO_3^-	Brômico
Br^-	Bromídrico
OCN^-	Ciânico
CN^-	Cianídrico
ClO_3^-	Clórico
Cl^-	Clorídrico
ClO_2^-	Cloroso
F^-	Fluorídrico
BrO^-	Hipobromoso
ClO^-	Hipocloroso
H_2PO_2^-	Hipofosforoso
IO^-	Hipoiódoso
IO_3^-	Iódico
I^-	Iodídrico
PO_3^-	Metafosfórico
NO_3^-	Nítrico
NO_2^-	Nitroso
ClO_4^-	Perclórico
IO_4^-	Periódico (meta)
MnO_4^-	Permangânico
SCN^-	Tiocianico

Bivalentes

ÂNIONS	ÁCIDO
CO_3^{2-}	Carbônico
CrO_4^{2-}	Crômico
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicrômico
SnO_3^{2-}	Estânico
SnO_2^{2-}	Estanoso
HPO_3^{2-}	Fosforoso
MnO_4^{2-}	Mangânico
SiO_3^{2-}	Metassilícico
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oxálico
S^{2-}	Sulfídrico
SO_4^{2-}	Sulfúrico
SO_3^{2-}	Sulfuroso
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Tiossulfúrico
ZnO_2^{2-}	Zíncico

Trivalentes

ÂNIONS	ÁCIDO
SbO_4^{3-}	Antimônico
SbO_3^{3-}	Antimonioso
AsO_4^{3-}	Arsênico
AsO_3^{3-}	Arsenioso
BO_3^{3-}	Bórico
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	Ferrocianídrico
PO_4^{3-}	Ortofosfórico

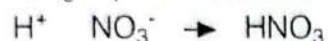
Tetravalentes

ÂNIONS	ÁCIDO
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Ferrocianídrico
SiO_4^{4-}	Ortossilícico
$\text{Sb}_2\text{O}_7^{4-}$	Piroantimônico
$\text{As}_2\text{O}_7^{4-}$	Piroarsênico
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Pirofosfórico

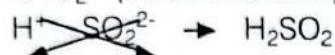
O único cátion formado de ácidos é H^+ .

Analisando então a tabela, pegamos como exemplo:

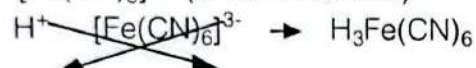
$Ex_1 = NO_3^{1-}$ (ânion monovalente)



$Ex_2 = SO_4^{2-}$ (ânion bivalente)



$Ex_3 = [Fe(CN)_6]^{3-}$ (ânion trivalente)



PRINCIPAIS ÁCIDOS

COMPOSTO	CARACTERÍSTICAS E USOS
HCl (ácido clorídrico)	Nome comercial: ácido muriático. Gás incolor ou levemente Amarelado, forte e corrosivo. <u>Aplicação:</u> Usado na limpeza em geral, decapagem de metais e acidificação de poços de petróleo.
F (ácido fluorídrico)	A temperatura ambiente, encontra-se na forma H_2F_2 , somente em temperaturas maiores se dissociam em HF. É um ácido fraco, devido a alta eletronegatividade do F. <u>Aplicação:</u> Na marcação de vidros.
HCN (ácido cianídrico)	Nome comercial: ácido prússico, líquido branco e transparente, forma um ácido fraco e extremamente venenoso. <u>Aplicação:</u> Fabricação de plásticos, sais, corantes, é utilizado nas câmaras de gás.
HNO_3 (ácido nítrico)	Líquido transparente, incolor, sufocante, tóxico. <u>Aplicação:</u> Sais deste ácido são utilizados na fabricação de fertilizantes, explosivos, corantes e drogas.
H_2S (ácido sulfídrico)	Gás incolor, possui odor semelhante ao de ovos podres. <u>Aplicação:</u> Purificação de H_2SO_4 e HCl e precipitação de sulfetos insolúveis de metais.
H_2SO_4 (ácido sulfúrico)	Líquido incolor, ácido forte e muito corrosivo, em contato com a pele provoca forte queimaduras. <u>Aplicação:</u> Fabricação de fertilizantes, medicamentos, decapantes de metais, explosivo, acumuladores de baterias etc.
H_3PO_4 (ácido fosfórico)	Ácido fraco, com 85% de dissolução em meio aquoso. <u>Aplicação:</u> Fabricação de refrigerantes e fertilizantes.

CURIOSIDADES

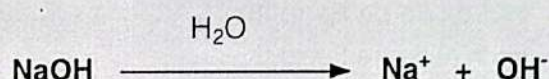
Em nosso estômago há uma substância altamente corrosiva – o ácido clorídrico -, utilizada por nosso organismo para digerir os alimentos. Esse ácido não causa dano ao estômago, pois neste órgão age uma substância protetora, chamada mucina gástrica.

O ácido clorídrico quimicamente puro é uma solução incolor. É encontrado no comércio com o nome de ácido muriático, que apresenta coloração amarelada por causa das impurezas que contém.

FUNÇÃO BASE OU HIDRÓXIDO

São compostos que em meio aquoso, liberam como íon negativo, apenas o ânion hidróxido, também chamado de oxidrila ou hidroxila.

Reação de dissociação.



Geralmente as bases são formadas por um metal, que constitui o íon positivo (cátion), ligado ao íon negativo (ânion) OH^- . A única base não - metálica importante é o hidróxido de amônio, NH_4OH .

NOMENCLATURA DAS BASES

A) Quando o elemento forma apenas uma base

Hidróxido de
(nome do elemento)

Exemplos: NaOH – Hidróxido de Sódio
 Ca(OH)_2 – Hidróxido de Cálcio
 NH_4OH – Hidróxido de Amônio

B) Quando o elemento forma duas bases

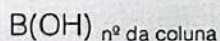
Hidróxido de	Quando o elemento tem	
	ico	→ nox maior
	oso	→ nox menor

Exemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - Hidróxido Férrico
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - Hidróxido Ferroso
 $\text{Pt}(\text{OH})_4$ - Hidróxido Platínico
 $\text{Pt}(\text{OH})_2$ - Hidróxido Platinoso

Para facilitar a nomenclatura dessas bases poderemos usar no lugar das terminações **ico** e **oso**, algarismos romanos. Esses algarismos representam o número de oxidação do elemento.

Exemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - Hidróxido de Ferro III
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - Hidróxido de Ferro II
 $\text{Pt}(\text{OH})_4$ - Hidróxido de Platina IV
 $\text{Pt}(\text{OH})_2$ - Hidróxido de Platina II

Os elementos das colunas 1 A (exceto o hidrogênio), 2 A, 3 A (exceto o boro) e 4 A (exceto o carbono e o silício) formam apenas uma base segundo a fórmula geral:



Muitos elementos, especialmente das colunas B da Classificação Periódica, formam duas bases, com números diferentes de ânions OH^- .

Uma forma de não errar e ter certeza se o elemento formará uma ou mais bases, é consultando a tabela de cátions. A tabela, mostra como o elemento se apresenta.

Os hidróxidos são considerados fortes ou fracos de acordo com seu poder de ionização (dissociar formando íons). Quanto maior o poder de dissociação, mais forte será.

Hidróxidos fortes: formados pelos metais alcalinos.

Hidróxidos fracos: o restante

A medida que caminhamos da esquerda para a direita na tabela periódica, (os elementos formadores) a força do hidróxido vai diminuindo (pouco solúveis).

Uma forma de não errar e ter certeza se o elemento formará uma ou mais bases, é consultando uma tabela de cátions. A tabela, mostra como o elemento se apresenta.

PRINCIPAIS BASES

COMPOSTO	CARACTERÍSTICAS E USOS
NaOH (hidróxido de sódio)	Sólido branco, higroscópico, altamente tóxico e irritante, nome usual: lixívia. <u>Aplicação:</u> extração de celulose, produção de papéis, refino de petróleo e de alimentos, produção de medicamentos, usado na fabricação de sabão, processamento em indústrias têxteis, tem grande aplicação na indústria e no laboratório.
KOH (hidróxido de potássio)	Sólido branco, composto tóxico e irritante. <u>Aplicação:</u> Processamento de alimentos e medicamentos, produção de sabões moles, eletrólitos de baterias.
NH ₄ OH (hidróxido de amônio)	Líquido incolor, odor forte e penetrante (cheiro de urina forte), altamente tóxico e irritante dos olhos. <u>Aplicação:</u> Fabricação de fertilizantes, borracha, produtos farmacêuticos, revelação de filmes. Utilizado na produção de alimentos, na síntese doméstica e em síntese orgânica.
Ca(OH) ₂ (hidróxido de cálcio)	Sólido branco, pouco solúvel em H ₂ O, base forte. <u>Aplicação:</u> Preparação de argamassa, purificação do açúcar, na preparação de vários produtos químicos.
Mg(OH) ₂ (hidróxido de magnésio)	Base forte, solúvel em água. <u>Aplicação:</u> Como antiácido estomacal e laxante suave. Nome usual: leite de magnésia.
Al(OH) ₃ (hidróxido de alumínio)	Base fraca, pouco solúvel, não inflamável. <u>Aplicação:</u> Tratamento de água, subproduto de extintores de incêndio.

CURIOSIDADES

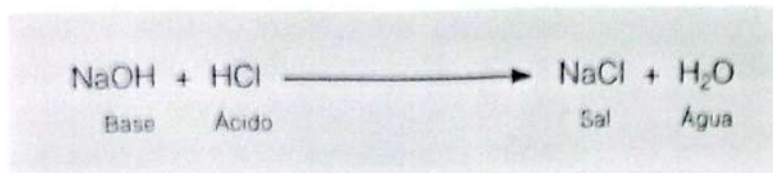
O hidróxido de magnésio é um sólido branco, pouco solúvel em água.

Quando disperso em água, o hidróxido de magnésio origina um líquido branco e espesso, que contém partículas sólidas misturadas à água. A esse tipo de sistema damos o nome de suspensão. Também conhecido como leite de magnésia, sua principal aplicação é com antiácido e laxante.

FUNÇÃO SAIS

São compostos iônicos que possuem pelo menos um cátion diferente de H^+ e pelo menos um ânion diferente de OH^- .

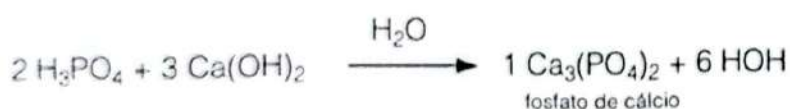
Da reação entre um ácido e uma base originam-se sal e água.



TIPOS E NOMENCLATURA DE SAIS

- a) Neutralização total do ácido e da base (sal neutro).

O nº de hidrogênios do ácido que participam da reação são iguais ao nº de hidroxilas da base. Teremos então, a formação de um sal neutro, segundo o exemplo:



Sal neutro = É o sal resultante da neutralização total de um ácido e uma base.

Nomenclatura: Utilizando a tabela de ânions, fazemos a mudança:

ídrico → eto
ico → ato
oso → ito



Assim: SO_4^{2-} (sulfúrico) → sulfato

- b) Neutralização parcial do ácido (sal ácido).

Neste caso teremos como resultado um sal ácido, pois o número de hidrogênios do ácido e o número de hidroxilas da base não são os mesmos, ou seja, teremos um maior número de hidrogênios do que de hidroxilas. Segundo o exemplo:



Nomenclatura: _____ hidrogeno _____ de _____
 Prefixo (mono, di, tri) ou nome do ânion nome do cátion
 ácido

Ex: NH_4HCO_3 monohidrogeno carbonato de amônio
 da tabela de ânions (CO_3^-) carbônico → carbonato

- c) Neutralização parcial da base (sal básico).

O resultado será um sal básico, pois o número de hidroxilas da base é maior que o número de hidrogênios do ácido. Exemplo:



Nomenclatura: _____ hidroxi _____ de _____
 Prefixo (mono, di, tri) ou nome do ânion nome do cátion
 Básico

Exemplo: $\text{Na}(\text{OH})_2\text{PO}_4$ dihidroxi fosfato de sódio

- d) Neutralização total do ácido pela base (sais duplos ou mistos).

Para esta reação teremos dois ácidos reagindo com apenas uma base ou duas bases reagindo com apenas um ácido. Exemplo:



Nomenclatura para dois ânions: MgClNO_3 nitrato cloreto de magnésio

Nomenclatura para dois cátions: NaKSO_4 sulfato de sódio e potássio

- e) **Sal hidratado:** É o sal que possui moléculas de água integradas ao seu arranjo cristalino. As moléculas de água encontram-se em uma proporção determinada em relação a uma fórmula do sal, a essa proporção dá-se o nome de grau de hidratação. O grau de hidratação é indicado na fórmula do sal por um ponto de multiplicação.

A nomenclatura terá **primeiramente o nome do sal** (nomenclatura já estudada neste capítulo) seguido dos **prefixos mono, di, tri, tetra, penta**, usados para indicar o grau de hidratação, e por último **a palavra hidratado**. Observemos os exemplos.

Exemplos: $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ cloreto de cálcio dihidratado

$\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ sulfato cúprico pentahidratado

- f) **Alúmen:** Neste sal encontraremos como ânion o sulfato e dois cátions, sendo um monovalente e um trivalente, cristalizados com 24 moléculas de água.

Ex: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Bi}(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$

Para darmos a nomenclatura deste sal utilizaremos dois critérios a seguir:

- Quando o cátion trivalente não for o alumínio, usaremos a palavra **alúmen**, seguida da **preposição de**, vindo em seguida o **nome do cátion trivalente** (nome encontrado na tabela de cátions), a **conjunção e**, e por último o **nome do cátion monovalente** (também encontrado na tabela de cátions).

Ex: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Bi}(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ à ânion SO_4^{2-} , cátion trivalente Bi^{3+} , cátion monovalente Na^+ . Teremos então a seguinte nomenclatura: **ALÚMEN DE BISMUTO E SÓDIO**.

- Quando o cátion trivalente for o alumínio a nomenclatura será mais simples, usaremos apenas a **palavra alúmen**, seguida da **preposição de**, e por último o **cátion monovalente** (nome encontrado na tabela de cátions).

Ex: $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ à ânion SO_4^{2-} , cátion trivalente Al^{3+} , cátion monovalente K^+ . A nomenclatura será **ALÚMEN DE POTÁSSIO**.

SOLUBILIDADE DOS SAIS EM ÁGUA

Solúveis (como regra)	Insolúveis (principais exceções à regra)
Nitratos (NO_3^-) Acetatos ($\text{CH}_3 \text{COO}^-$)	
Cloretos (Cl^-) Brometos (Br^-)	AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2 AgBr , PbBr_2 , Hg_2Br_2
Iodetos (I^-)	AgI , PbI_2 , Hg_2I_2 , HgI_2 , BiI_3
Sulfatos (SO_4^{2-})	CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4
Sais de metais alcalinos e de amônio	
Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais exceções à regra)
Sulfetos (S^{2-})	Os dos metais alcalinos, alcalinos terrosos e de amônio. Ex: Na_2S , K_2S , CaS , BaS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
Hidróxidos (OH^-)	Os dos metais alcalinos, alcalinos terrosos e de amônio. Ex: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_4OH .
Carbonatos (CO_3^{2-})	Os dos metais alcalinos e de amônio. Ex: Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
Fosfatos (PO_4^{3-})	Os dos metais alcalinos e de amônio. Ex: Na_3PO_4 , K_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.
Sais não citados	Os dos metais alcalinos e de amônio.

PRINCIPAIS SAIS

COMPOSTO	CARACTERÍSTICAS E USOS
NaCl (cloreto de sódio)	Cristal incolor ou levemente esbranquiçado, nome usual: sal marinho ou sal-gema. <u>Aplicação:</u> Alimentação, conservante e espessante de produtos químicos.
NaNO ₃ (nitrato de sódio) e KNO ₃ (nitrato de potássio)	Cristais incolores, inodoro e sabor amargo, em contato com compostos orgânicos pode explodir. Nome usual: sal do Chile ou salitre (KNO ₃). <u>Aplicação:</u> Propelente de foguetes, produtos farmacêuticos, na pirotecnia, na produção de fósforos, dinamites, em pólvora, conservantes de alimentos.
NaCO ₃ (carbonato de sódio)	Pó branco ou levemente acinzentado. <u>Aplicação:</u> Fabricação vidros, sabões, detergentes, celulose e papel, amolecimento de águas duras (rica em sais que entopem as tubulações industriais), desengraxante e limpeza em geral.
NaHCO ₃ (carbonato ácido de sódio)	Sal ácido reage com água liberando CO ₂ e NaOH. <u>Aplicação:</u> Sais estomacais, produz a efervescência, fermento de pães e bolos e componentes dos extintores de incêndio (pó seco).
Na ₂ SO ₃ (sulfito de sódio)	Sólido cristalino. <u>Aplicação:</u> Conservante de alimentos, refinação e agente descorante. O papel sulfite, tem este nome pois tem o tratamento final com este sal.
NaCN (cianeto de sódio)	Sólido cristalino e branco altamente tóxico, tolerância máxima 5 mg por m ³ . <u>Aplicação:</u> Extração de metais (Au e Ag) dos seus minérios, fabricação de tintas, produção de nylon.
KMnO ₄ (permanganato de potássio)	Cristais de cor vinho escuro, usado como antioxidante. <u>Aplicação:</u> Usado como desinfetante, desodorizante, na medicina como cicatrizante, decontaminação radioativa da pele como corante.
K ₂ Cr ₂ O ₇ (dicromato de potássio)	Cristais entre amarelo e vermelho, solúveis em H ₂ O e tóxico. Em contato com produtos orgânicos pode inflamar, usado como agente oxidante. <u>Aplicação:</u> Explosivos, fósforos de segurança, pirotecnia, corante, impressão de tecidos, tratamento de madeira, preparações farmacêuticas e produtos sintéticos.

AgNO_3 (nitrato de prata)	Cristais incolores e transparentes, sensíveis à luz e à matéria orgânica, tornando-se cinza escuros a presença de ambos (soluções devem ser conservadas em frascos âmbar, altamente tóxico, tolerância 0,01 mg por m^3 . <u>Aplicação:</u> Na fotografia, eletrodeposição, tinta que não se apaga, fabricação de espelhos, germicidas, na cauterização de feridas, em soluções fracas e usado para tingir os cabelos.
MgCO_3 (carbonato de magnésio)	Sólido cristalino, sua aplicação se dá na fabricação de cosméticos e pastas dentífricas.
MgCl_2 (cloreto de magnésio)	Cristais brancos ou incolores, moderadamente tóxicos. <u>Aplicação:</u> Usado em extintores de incêndio, no tratamento de madeira à prova de incêndio, cimento sorel (oxicloreto de magnésio), salmoura de refrigeração, agente floculante.
MgSO_4 (sulfato de magnésio)	Cristais incolores ou esbranquiçados, encontra-se na água dos mares. Nome usual: sal amargo. <u>Aplicação:</u> Fabricação de sabões e curtimento e tintas.
CaSO_4 (sulfato de cálcio)	Minério gipsita, sua aplicação na fabricação de gesso, porcelana e giz escolar.
CaCO_3 (carbonato de cálcio)	Encontra-se na natureza na forma de calcário, mármore, giz. <u>Aplicação:</u> Produção de vidro, adubo, cimento e pasta dentífrica.
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Sólido branco, cristalino. <u>Aplicação:</u> Fertilizantes mais eficientes. Compõe 60% em peso dos ossos de um ser humano.

CURIOSIDADES

- Saleiro Entupiu?? Vem Chuva!!

Esse "saber popular" possui um certo fundo de verdade. O sal de cozinha contém algumas impurezas (MgCl_2 e MgSO_4) que são higroscópicas (capazes de absorverem água da atmosfera).

Em dias úmidos, quando há maior probabilidade de ocorrência de chuva, essas impurezas absorvem água da atmosfera e deixam o sal empelotado, entupindo o saleiro. Em dias secos, quando há poucas possibilidades de chover, a água do sal é perdida para a atmosfera, deixando o sal soltinho. Assim, essa previsão está, na verdade, relacionada à umidade do ar. Outros exemplos de substâncias higroscópicas são o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio.

FUNÇÃO ÓXIDOS

São compostos formados apenas por dois elementos químicos, sendo o oxigênio o elemento mais eletronegativo.

Os compostos formados por flúor e o oxigênio, não são considerados óxidos porque o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio. Ex: OF_2 e O_2F_2 .

NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

A) No caso mais simples:

Teremos a palavra **óxido** seguida da **preposição de**, e por último o nome do elemento que deverá ser encontrada na tabela periódica.

Exemplos: K_2O → óxido de potássio
 CaO → óxido de cálcio
 Al_2O_3 → óxido de alumínio

B) Caso o elemento possua duas valências:

Teremos a palavra **óxido** seguida do nome do elemento com terminação **oso** quando este elemento apresentar **nox menor**, e com terminação **ico** quando este elemento apresentar **nox maior**. Para saber os elementos que possuem nox variável poderemos consultar a tabela de cátions.

Exemplos: FeO → óxido ferroso
 Fe_2O_3 → óxido férrico
 Cu_2O → óxido cuproso
 CuO → óxido cúprico

C) Caso o elemento esteja situado à direita e na parte superior da Classificação Periódica:

Formam óxidos que recebem o nome particular de anidridos. Neste caso a **nomenclatura** trará a palavra **anidrido** em primeiro lugar, seguida pelo **nome do elemento** que terá a sua terminação de acordo com o nox, ou seja, **nox menor oso**, **nox maior ico**.

Exemplos: P_2O_3 → anidrido fosforoso
 P_2O_5 → anidrido fosfórico
 N_2O_3 → anidrido nitroso
 N_2O_5 → anidrido nítrico

D) Utilização de prefixos e algarismos romanos, na nomenclatura dos óxidos:

Uma maneira prática e rápida de fazer nomenclatura é utilizar os prefixos mono, di, tri, tetra para indicar a quantidade de oxigênios e sufixos em algarismo romano para indicar a valência do cátion acompanhante na formação do óxido.

Exemplos: FeO - monóxido de ferro II
 Fe_2O_3 - trióxido de ferro III

E) Peróxidos:

São óxidos, porém nestes casos, a valência do oxigênio é -1, ou seja, apresentam o ânion O_2^{2-} .

Os elementos formadores de peróxidos são das famílias 1 A, 2 A, 1 B, 2 B. Com exceção do peróxido de hidrogênio que é molecular o restante é iônico.

Exemplos: K_2O_2 , CaO_2 , Na_2O_2 , Ag_2O_2 , BaO_2

Sua nomenclatura é relativamente simples:

peróxido + de + nome do elemento.

Das substâncias acima exemplificadas: peróxido de potássio, peróxido de cálcio, peróxido de sódio, peróxido de prata, peróxido de bário.

F) Superóxidos:

São óxidos, porém nestes casos a valência do oxigênio é $-1/2$ ou seja, apresentam o ânion O_4^{2-} .

Os elementos formadores de superóxidos são geralmente das famílias 1 A e 2 A. São compostos iônicos, exemplos: K_2O_4 , BaO_4 , Na_2O_4 , CaO_4 , LiO_4 .

A nomenclatura também é relativamente simples;

superóxido + de + nome do elemento

Dos elementos acima exemplificados: superóxido de potássio, superóxido de bário, de sódio, de cálcio e de lítio.

CLASSIFICAÇÃO

- A) Óxidos básicos → são os óxidos de metais alcalinos e de alcalinos-terrosos. Óxidos básicos reagem com água formando base e reagem com ácido formando sal e água. Exemplos: K_2O , CaO , Na_2O .
- B) Óxidos ácidos → são óxidos que podem ser obtidos a partir da desidratação (retirada de água) de um ácido são chamados de óxidos ácidos ou anidridos. Óxidos ácidos reagem com água formando ácido e reagem com base produzindo sal e água. Exemplos: CO_2 , SO_3 , N_2O_5 .
- C) Óxidos anfóteros → são óxidos que podem se comportar como óxido básico, ora como óxido ácido. Reagem com ácidos ou bases formando sal e água. Óxidos anfóteros não reagem com água. Exemplos: ZnO , Al_2O_3 .
- D) Óxidos neutros → são óxidos que não reagem nem com água, nem com ácidos, nem com bases. São poucos os óxidos desta classe, os mais comuns são: CO , N_2O , NO .

CURIOSIDADES

A FULIGEM

O carvão pulverizado (C) é conhecido como fuligem, sendo o principal responsável pela cor escura da fumaça que sai do escapamento de alguns automóveis, caminhões e ônibus, e também das chaminés das fábricas. Um dos maiores inconvenientes da presença da fuligem e de outras partículas sólidas em suspensão no ar é o fato de elas causarem irritação na córnea e também problemas respiratórios, como, por exemplo, bronquite.

HIDRETOS

São compostos que possuem apenas dois elementos sendo um deles o hidrogênio. São classificados em dois grupos:

- Hidretos iônicos ou salinos → são formados pelos metais muito reativos (alcalinos e alcalinos terrosos, ou seja, colunas 1 A e 2 A da Classificação Periódica).

Ex: NaH , CsH , CaH_2 .

Nesses hidretos o hidrogênio aparece com valência negativa, portanto são muito reativos, pois o hidrogênio não acostumado com esse tipo de valência, procura voltar para sua costuma valência positiva.

- Hidretos moleculares → são formados pelos não-metais e pelos semi-metais (colunas 3A, 4 A, 5 A, 6 A, 7 A da Classificação Periódica) podemos incluir também nesta classificação os hidretos de berílio e de magnésio.

Ex: PH_3 ; BiH_3 ; CH_4 ; HI ; HF ; GeH_4 .

Nestes hidretos o hidrogênio possui valência positiva. No caso do carbono ele pode formar um enorme número de hidretos chamados de hidrocarbonetos, isto acontece porque o carbono, mais do que qualquer outro elemento químico, tem a propriedade de ligar seus átomos entre si, formando encadeiamentos longos (cadeias carbônicas).

Hidretos moleculares são ligados por covalência. Como os ligantes são mais eletronegativos que o hidrogênio, atraem para si o par eletrônico formando um composto polar. Para o hidrogênio fica o pólo positivo.

NOMENCLATURA DOS HIDRETOS

- No caso do hidrogênio ser o elemento mais eletronegativo: a nomenclatura terá em primeiro lugar a palavra **hidreto**, seguida da preposição **de** e por último o nome do elemento. Ex: NaH → hidreto de sódio.

- No caso do hidrogênio não ser o elemento mais eletronegativo, teremos o nome do elemento mais eletronegativo em primeiro lugar (nome este encontrado na nossa já familiarizada tabela de ânions), seguido da preposição **de** e por último **hidrogênio** que é o nome do elemento menos eletronegativo. Ex: $\text{HCl} \rightarrow$ cloreto de hidrogênio ou cloridreto.
- Alguns hidretos possuem nomes especiais, vejamos alguns exemplos: $\text{NH}_3 \rightarrow$ amônia, $\text{PH}_3 \rightarrow$ fosfina; $\text{AsH}_3 \rightarrow$ arsina.

OBS. Especificamente no caso da família 7 A, os hidretos na realidade, são ácidos não oxigenados (hidrácidos).

EXERCÍCIOS

1. Separe as funções inorgânicas em ácidos, bases, sais, óxidos, peróxidos, superóxidos, hidretos e dê a nomenclatura de cada função (não esquecendo de utilizar as tabelas de cátions e ânions):

NaOH , H_2CO_3 , CaO_2 , NaH , MgO_4 , HCl , H_2SO_4 , CdO_2 , KOH , Rb_2O_4 , Ba(OH)_2 , BaSO_4 , KI , HI , NO , NH_4OH , H_3PO_4 , CsH , BaO_4 .

2. Dê a nomenclatura dos seguintes ácidos e classifique-os quanto à presença ou não de oxigênio:

- a) HBr
- b) H_3BO_3
- c) H_2SO_4
- d) HF
- e) HCl
- f) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$
- g) H_3PO_2
- h) HI

3. Classifique as seguintes bases a seguir de acordo com sua força:

- a) NaOH
- b) Ca(OH)_2
- c) Al(OH)_3
- d) KOH
- e) Mg(OH)_2
- f) NH_4OH
- g) LiOH

4. Utilizando a tabela de cátions e ânions, monte a equação de ionização dos sais e qual sua nomenclatura:
- a) Na_2CO_3
 - b) $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$
 - c) BaSO_4
 - d) PbCrO_4
 - e) NaHSO_4
 - f) $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}_2$
 - g) AgCl
 - h) SrSO_4
 - i) NH_4SO_4
 - j) PbBr_2
5. Procure em casa alguns sais utilizados em nosso cotidiano, e indique qual a sua finalidade.
6. A coca-cola é um refrigerante conhecido mundialmente, procure nas tampas deste refrigerante qual (is) ácido(s) está (ão) presente (s) em sua composição e pesquise a finalidade da presença deste (s) ácido (s) em sua fórmula.
7. Faça em casa: Coloque um colher de chá de bicarbonato de sódio em meio copo de água, a seguir esprema o suco de meio limão nesta solução. O que você observou? Explique com suas palavras o que ocorreu quando o suco de limão foi adicionado.
8. Observe uma pastilha efervescente. Esta efervescência tem relação com a experiência anterior?
9. Classifique os óxidos abaixo e dê sua nomenclatura:
- a) Na_2O
 - b) CaO
 - c) NO
 - d) ZnO
 - e) SO_3
 - f) Fe_2O_3
 - g) As_2O_3
 - h) CO
10. Um elemento X cuja valência é +1 liga-se com o íon cromato cuja fórmula é CrO_4^{2-} . Qual a fórmula e a nomenclatura do composto formado? Indique a função a qual pertence.
11. Indique a alternativa correta:
- a) Hidretos iônicos ou salinos, são formados por metais das colunas 2 A e 3 A da tabela periódica;
 - b) Hidretos moleculares, são formados por não-metais e semi-metais;

- c) Nos hidretos moleculares o H possui valência negativa, sendo portanto muito reativos esses hidretos;
- d) Os hidretos PH_3 , BiH_3 , CH_4 , HI , HF , são hidretos iônicos.
12. Qual a nomenclatura dos compostos abaixo relacionados? Não esqueça de utilizar as tabelas de cátions e ânions.
- a) NaOH
 - b) CsH
 - c) Al(OH)_3
 - d) HF
 - e) GeH_4
 - f) Sn(OH)_2
 - g) Pt(OH)_4
13. O fluoreto de sódio é utilizado em cremes dentais como fonte de fúor. Qual a fórmula desse sal?
14. Qual a fórmula estrutural das seguinte funções inorgânicas?
- a) Hidróxido de cromo
 - b) Ácido cianídrico
 - c) Ácido perclórico
 - d) Óxido cúprico
 - e) Clorato de potássio
 - f) Hidróxido de estanho II
 - g) Hidreto de bismuto
 - h) Óxido de rádio
 - i) Nitrato de cálcio
- 15) Utiliza a tabela de ânions, escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos:
- a) ácido dicrômico
 - b) ácido mangânico
 - c) ácido sulfuroso
 - d) ácido arsênico
 - e) ácido sulfídrico
- 16) Dê agora a nomenclatura dos sais e das bases utilizando as tabelas de cátions e ânions para facilitar.
- a) KOH
 - b) H_3BO_3
 - c) H_3PO_4
 - d) Al(OH)_3
 - e) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
 - f) Ba(OH)_2

AULA EXPERIMENTAL - I

CHUVA ÁCIDA

Objetivo: Mostrar o efeito da chuva ácida nas plantas.

Materiais e Reagentes:

- Frasco de vidro com boca larga (tipo vidro de maionese)
- Lápis
- Fio de cobre
- Papel tornassol azul
- Papel indicador universal
- Enxofre sólido
- Flor de pétalas
- Vermelhas

Procedimento:

- Fazer um pequeno cone enrolando o fio de cobre na ponta do lápis (a ponta do lápis serve como molde para fazer uma concha funda). Em um outro pedaço de fio de cobre, prender o papel de tornassol e a pétala.
- Colocar água no fundo do frasco (2 ou 3 cm), encher o cone de cobre com enxofre.
- Aquecer o cone com enxofre, até que este comece a soltar fumaça
- Colocar o cone dentro do vidro, sem tocar a água. O fio com o papel de tornassol e a pétala já devem estar posicionados dentro do vidro, também sem tocar a água.
- Fechar o vidro, e observar.
- Ocorrerá o descolorimento da pétala e a mudança de cor do papel de tornassol.
- Retirar então os dois fios, e tampar o frasco rapidamente para que o gás não escape.
- Agitar vigorosamente, a fumaça irá se dissolver na água, medir o pH, usando o papel indicador universal.

Discussão: Com a queima do enxofre forma-se gás SO_2 (dióxido de enxofre), o SO_2 em contato com o oxigênio forma o sulfeto, caso a oxigenação fosse maior haveria a formação do sulfato.



O SO_3^{2-} em contato com a água, forma o ácido sulfúrico, que cai junto com a água da chuva, e por causa do seu forte poder de desidratação e corrosão é que causa a morte dos vegetais.



AULA EXPERIMENTAL - 2

PROPRIEDADES FUNCIONAIS DE ÁCIDOS E BASES

Objetivo: A finalidade deste exercício de laboratório é constatar experimentalmente as propriedades funcionais dos ácidos e das bases e utilizar corretamente os indicadores ácido-base mais comuns.

Materiais e Reagentes:

- Estante para tubos de ensaio
- Bagueta
- Tubos de ensaio
- Solução de Fenolftaleína
- Solução de metilorange
- Ácido clorídrico a 5% (HCl)
- Ácido sulfúrico a 5% (H₂SO₄)
- Hidróxido de amônio a 5% (NH₄OH)
- Azul de bromotimol
- Papel tornassol vermelho
- Papel tornassol azul
- Papel indicador universal
- Hidróxido de sódio a 5% (NaOH)
- Bicarbonato de sódio (NaHCO₃) sólido

Procedimento Experimental

- 1) Numerar 4 tubos de ensaio: 1,2,3,4
- 2) Colocar até aproximadamente $\frac{1}{3}$ do volume de cada um, respectivamente soluções de HCl, H₂SO₄, NaOH e NH₄OH.
- 3) Usando a bagueta, molhar um pedaço de papel de tornassol azul, um de papel de tornassol vermelho e um de papel indicador universal com a solução do tubo nº 1. Anotar as cores.
 - Tornassol azul em HCl.
 - Tornassol vermelho em HCl.
 - Indicador universal em HCl.
- 4) Repetir o item acima para o tubo nº 2. Anotar as cores.
 - Tornassol azul em H₂SO₄
 - Tornassol vermelho em H₂SO₄
 - Indicador universal em H₂SO₄
- 5) Repetir o item 3 para o tubo nº 3. Anotar as cores.
 - Tornassol azul em NaOH
 - Tornassol vermelho em NaOH
 - Indicador universal em NaOH

- 6) Repetir o item 3 para o tubo nº 4. Anotar as cores.
- Tornassol azul em NH_4OH
 - Tornassol vermelho em NH_4OH
 - Indicador universal em NH_4OH
- 7) Conclusões:
- Tornassol azul + ácidos
 - Tornassol azul + bases
 - Tornassol vermelho + ácidos
 - Tornassol vermelho + bases
 - Indicador universal + ácidos
 - Indicador universal + bases
- 8) Adicionar de 3 a 5 gotas de indicador fenolftaleína a cada tubo dos itens 1 e 2. Anotar as cores.
- Fenolftaleína + HCl
 - Fenolftaleína + H_2SO_4
 - Fenolftaleína + NaOH
 - Fenolftaleína + NH_4OH
- 9) Jogar fora o conteúdo dos tubos, lavá-los e repetir a operação do item 2.
- 10) Adicionar a cada tubo, 3 a 5 gotas de indicador metilorange. Anotar as cores.
- Metilorange + HCl
 - Metilorange + H_2SO_4
 - Metilorange + NaOH
 - Metilorange + NH_4OH
- 11) Repetir o item 9.
- 12) Adicionar a cada tubo, de 3 a 5 gotas de indicador azul de bromotimol. Anotar as cores.
- Azul de bromotimol + HCl
 - Azul de bromotimol + H_2SO_4
 - Azul de bromotimol + NaOH
 - Azul de bromotimol + NH_4OH
- 13) Conclusões
- Fenolftaleína + ácidos
 - Fenolftaleína + bases
 - Metilorange + ácidos
 - Metilorange + bases
 - Azul de bromotimol + ácidos
 - Azul de bromotimol + bases
- 14) Jogar fora o conteúdo dos 4 tubos.
- 15) Ao tubo nº 3 adicionar +- 1 ml de NaOH e 3 gotas de fenolftaleína. Agitar.
- 16) Adicionar a solução de HCl até descorar o conteúdo do tubo. Por que a solução descorou?
- 17) Ao tubo nº 2 adicionar HCl até $\frac{1}{3}$ do seu volume.
- 18) Colocar agora, neste tubo, pequena porção de bicarbonato de sódio. O que ocorre?

Perguntas de verificação

- 1) Suponha que você tenha um líquido incolor e inodoro. Cite seis processos para provar, experimentalmente, que este líquido é ácido. Um destes processos não deve ser com indicador.
- 2) Descrever cinco processos pelos quais se pode demonstrar, experimentalmente, a natureza alcalina (básica) de uma substância.
- 3) Quais os indicadores ácido-base que você conhece?
- 4) Como se pode conhecer um ácido pela sua fórmula?
- 5) Por que a sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, tendo 22 átomos de H por molécula, não apresenta o caráter ácido?

AULA EXPERIMENTAL - 3

GÁS CARBÔNICO - OBTENÇÃO E PROPRIEDADES

Objetivo : Nesta prática, iremos produzir gás carbônico pela decomposição térmica de um carbonato e pela reação de outro carbonato com um ácido.

Materiais e Reagentes:

- Tubos de ensaio
- Funil de decantação
- Becker de 500 ml ou cuba de vidro
- Vela
- Estante para tubos de ensaio
- Kitassato
- Bico de Bunsen
- Varas de vidro
- Pinça de madeira
- Carbonato de magnésio sólido (MgCO_3)
- Carbonato de cálcio sólido (CaCO_3)
- Água de cal [solução aquosa filtrada de Ca(OH)_2] ou água de barita [solução aquosa filtrada de Ba(OH)_2]
- Ácido clorídrico

Procedimento Experimental

Pirólise (decomposição térmica) de um carbonato.

- 1) Furar uma rolha; dobrar uma vara de vidro.
- 2) No tubo 1 (para ser aquecido) coloque duas pontas de espátula de carbonato de magnésio e feche-o com a rolha montada com a vara de vidro. (Usa-se MgCO_3 porque este se decompõe mais facilmente que o CaCO_3).
- 3) Ao tubo 2 adicionar água de cal ou água de barita até a metade.
- 4) Juntar os dois tubos, ou seja, colocar uma ponta da vara de vidro que sai do tubo 1 dentro do tubo 2, de forma que a vara fique imersa na água de cal.
- 5) Aquecer o tubo 1 até que haja borbulhamento de CO_2 no tubo 2 e a água de cal ou água de barita fique turva.
- 6) Parar o aquecimento e separar logo os dois tubos a fim de evitar refluxo de líquido para o tubo quente.

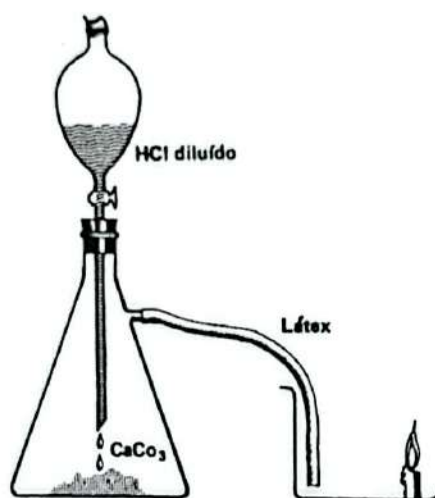
Por que houve turvação no tubo 2?

Qual substância restou no tubo de ensaio após o aquecimento?

REAÇÃO DE UM CARBONATO COM UM ÁCIDO

Procedimento Experimental

- 1) Montar o aparelho como a figura abaixo, colocando o carbonato de cálcio sólido no Kitassato (aproximadamente 5 pontas de espátula) e solução a 10% de HCl no funil de decantação.



- 2) Colocar um toco de vela num becker de 50 ml ou numa cuba de vidro e acendê-lo.
- 3) Gotejar a solução de HCl no Kitassato até que o CO_2 produzido apague a vela, mostrando suas propriedades anti-combustíveis. Quanto mais ácido for adicionado ao Kitassato, tanto mais CO_2 será formado.
- 4) Em seguida retirar o recipiente que contém a vela e fazer o CO_2 borbulhar num tubo de ensaio ou num becker pequeno contendo água de cal ou água de barita. Observar a turvação ocorrida.

Perguntas de verificação

- 1) Citar algumas propriedades do gás carbônico.
- 2) O que é gelo seco?
- 3) Como se pode saber se um gás é o CO_2 ?
- 4) O que é água de cal?
- 5) O que aconteceria se você soprasse com um canudinho dentro da água de cal?

Reações Químicas

Uma questão sempre levantada pelos alunos, é saber quem reage com quem, pois há dificuldade na hora de montar a reação, desta forma elaboramos um quadro esquemático:

REAÇÃO QUÍMICA	CONDIÇÕES PARA A OCORRÊNCIA DESSA REAÇÃO
<u>Reação de simples troca ou deslocamento</u> $\boxed{A} + XB \rightarrow X + AB$ A é mais reativo que X	<u>Reatividade dos metais</u> = para saber se um metal desloca o outro, seguimos a fila de reatividade: K>Na>Li>Ca>Mg>Al>Zn>Fe>Ni>Pb>H>Cu>Hg>Ag>Pt>Au Metais nobres pouco reativos Metais alcalinos e Metais alcalinos terrosos > outros metais > H > Metais nobres <u>Reatividade dos ametais:</u> para sabermos quando um não metal desloca outro não metal, seguimos a fila de reatividade. F>O>Cl>Br>I>S>C>H>
<u>Reação de dupla troca</u> $AB + XY \rightarrow AY + XB$	<u>A- Produto é menos solúvel que o reagente</u> Ex: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Ácidos = em geral solúveis em H_2O Bases = são solúveis as bases de metais alcalinos e NH_4OH Sais = consulte a tabela de solubilidade dos sais <u>B- Formação de um produto mais volátil</u> Ex: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ São voláteis $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Além dos produtos gasosos que tendem a escapar do sistema em reação, são os ácidos: HF, HCl, HBr, HI, H_2S e HCN <u>C-Produto menos ionizado que os reagentes</u> Neste caso temos: a <u>salificação</u>, na qual se forma um sal (composto iônico) e a H_2O (composto molecular) e a reação de um ácido (ou base) forte tomando o lugar de um ácido (ou base) fraco. <u>D-Formação de um produto menos solúvel ou insolúvel</u> Ex: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{NaNO}_3$ solúvel solúvel insolúvel A ocorrência dessa reação é perceptível a olho nú, pois forma-se um precipitado, outra dica é consultar a tabela de solubilidade dos sais.

Temos ainda as reações de :

Síntese ou adição: $A + B \rightarrow C$

Duas ou mais substâncias formam um único produto.

Ex: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

Análise ou decomposição: $A \rightarrow B + C$

Quando uma única substância origina dois ou mais produtos.

Ex: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\Delta} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

EXERCÍCIOS

1) Indique quais as reações que ocorrem e justifique.

- a) $\text{Al} + \text{BiCl}_3 \longrightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Bi}$
b) $\text{Cu} + \text{NiSO}_4 \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Ni}$
c) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
d) $\text{Mg} + \text{SnCl}_2 \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Sn}$
e) $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow 2 \text{NaI} + \text{S}$

f) Complete as equações abaixo das reações que realmente ocorrem e classifique quanto ao tipo de reação:

- g) $\text{Cu} + \text{HCl} \longrightarrow$
h) $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
i) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow$
j) $\text{Br}_2 + \text{NaCl} \longrightarrow$
k) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$

2) Um laboratorista resolveu colocar uma lâmina de Pb em uma solução de H_2SO_4 , o que você acha que ele observou? Se a reação ocorre na prática, escreva a equação que a representa.

3) Faça a associação:

- | | |
|----------------------------|--|
| a) reação de dupla troca | 1) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ |
| b) reação de decomposição | 2) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ |
| c) reação de deslocamento | 3) $2 \text{AgBr} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Br}_2$ |
| d) reação de síntese | 4) $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$ |
| e) reação de neutralização | 5) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ |

4) Pesquise sobre a fabricação do HCl, da amônia e do cal extinta ou hidratada e escreva a equação de obtenção desses produtos.

5) Existem 3 tubos de ensaio com as seguintes substâncias:

tubo 1 - solução de AgNO_3

tubo 2 - Zn metálico

tubo 3 - HCl concentrado

a) Se misturarmos a solução do tubo 1 com o metal do tubo 2 o que ocorrerá?

b) Se misturarmos a solução do tubo 1 com a solução do tubo 3, o que poderá acontecer?

c) Por último se misturarmos o metal do tubo 2 com a solução do tubo 3 o que poderemos observar?

Justifique cada uma de suas respostas, para isso utilize as tabelas de força, reatividade e solubilidade.

AULA EXPERIMENTAL - 1

CHUVA DE OURO

Materiais e Reagentes

- 2 bequeres de 250 ml ou 2 tubos de ensaio grandes.
- Solução de nitrato de chumbo
- Solução de iodeto de potássio

Procedimento Experimental

- Em um bequer colocar 50 ml de solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e no outro 50 ml da solução de KI.
- Misturar as duas soluções em um dos béqueres e observar.
- Aquecer a solução formada. Observar.
- Esfriar a solução. Observar.

Discussão:

A reação é a seguinte:



Este é um clássico exemplo de reação de precipitação. O nitrato de chumbo (solúvel em água) combina-se com o iodeto de potássio (solúvel em água), formando o o iodeto de chumbo (insolúvel em água) que tem uma cor muito semelhante ao ouro. O precipitado PbI_2 é menos solúvel em menores temperaturas, por isso precipita quando esfriamos a solução.

AULA EXPERIMENTAL - 2

ESPONJA DE ESTANHO

Materiais e Reagentes

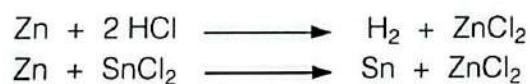
- 2 béqueres de 600 ml.
- Bastão agitador.
- Solução de cloreto de estanho.
- Solução de ácido clorídrico 6 M.
- Zinco em pó.

Procedimento Experimental

- Colocar 200 ml de SnCl_2 em um béquer e adicione 40 ml de HCl .
- Misturar a solução.
- Cubrir o fundo do outro béquer com 2 ou 3 gramas de zinco em pó.
- Jogar a solução preparada sobre o zinco. Observar.

Discussão

A reação forma hidrogênio e estanho:



Balanceamento de Equações

O balanceamento de equações é baseado na Lei de Lavoisier, enunciada por volta de 1775, que é descrita popularmente com os seguintes dizeres; "Na natureza nada se cria, nada se perde, nada se destrói, tudo se transforma".

A química, elo integrante da natureza demonstra tal lei. Em uma reação química, ocorrendo 100% a massa total de reagentes será igual a massa total de produtos.

Quando iniciamos este estudo, devemos ter bem definidos os conceitos abaixo:

Equação química: É a representação gráfica de uma reação.

Exemplo: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Gás metano, reagindo com gás oxigênio produz gás carbônico mais água.

Reação química: Também conhecido como fenômeno químico, é o processo pelo qual ocorre os novos rearranjos atômicos (reagentes transformam-se em produtos).

Reagentes: Compostos ou substâncias que colocadas em contato dão início a reação.

Produtos: Compostos ou substâncias resultantes a partir dos reagentes.

Coefficientes: São os números que indicam a quantidade de moléculas, ou retículos cristalinos participantes da reação.

Assim temos:

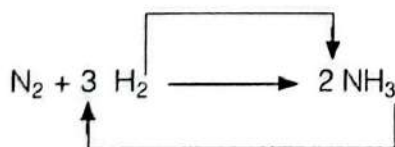


Balanceamento então, significa achar os coeficientes que tornem correto a Lei de Lavoisier.

Os métodos mais utilizados são:

Método das tentativas: Como o próprio nome diz, escolhemos um dos compostos, e através de tentativas, acertamos os coeficientes dos demais.

Uma alternativa seria escolher a substância que possui o maior número de átomos na molécula como ponto de partida e outra alternativa, seria trocar os coeficientes primos entre si. Exemplo:



BALANCEAMENTO POR OXI-REDUÇÃO

No primeiro caso estudamos o balanceamento para reações simples. No entanto, há reações maiores e mais complexas, onde ocorre perda e ganho de elétrons. Usamos então o balanceamento por redox.

Chama-se **oxidação-redução** o fenômeno em que ocorre transferência de elétrons entre as substâncias participantes na reação.

Para melhor entender o que é oxi-redução, precisamos entender o que é número de oxidação.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO

São as cargas, reais ou aparentes formadas durante as ligações químicas.

Muitos compostos possuem Nox (número de oxidação) constantes que servem como ponto de partida para o cálculo dos demais elementos.

Tabela de nox para os elementos

ELEMENTOS	NOX	CONDIÇÕES
Metais alcalinos	+1	Em qualquer condições
Metais alcalinos terrosos	+2	Em qualquer condições
H	+1	Nas ligações covalentes
H	-1	Nos hidretos metálicos
O	-2	Nos compostos em geral
O	-1	Nos peróxidos
Halogêneos (exceto flúor)	-1	Nos compostos em ausência de oxigênio
F	-1	Sempre
Ag	+1	Nos compostos em geral
Zn	+2	Nos compostos em geral
Al	+3	Nos compostos em geral

Além da tabela não se esqueça das observações:

- 1) Substâncias simples $\rightarrow$ nox = 0
- 2) Os íons terão como soma algébrica o valor da carga do íon.
- 3) Em moléculas a soma algébrica será igual a zero.

Ex₁:

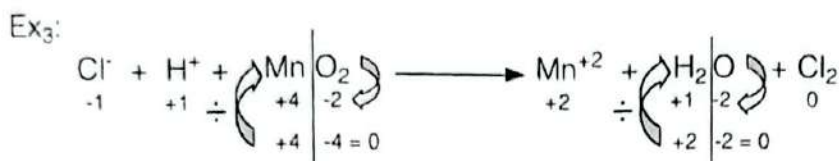
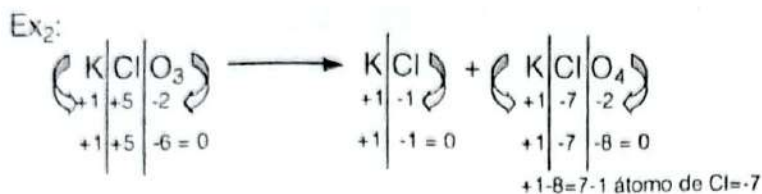


$\text{NaI} = \text{Na} (+1), \text{I} (-1)$

$\text{Cl}_2 =$ substância simples (0)

$\text{NaCl} = \text{Na} (+1), \text{Cl} (-1)$

$\text{I}_2 =$ substância simples (0)



Estabelecido o número de oxidação, chegou a hora de determinarmos o agente oxidante e o agente redutor.

Definimos então:

Oxidação-Redução, Oxi-redução, Redox: Fenômeno que ocorre durante uma reação, onde uma substância perde e a outra recebe elétrons.

Redução: Parte do fenômeno em que a substância recebe elétrons.

Oxidação: Parte do fenômeno em que a substância perde elétrons.

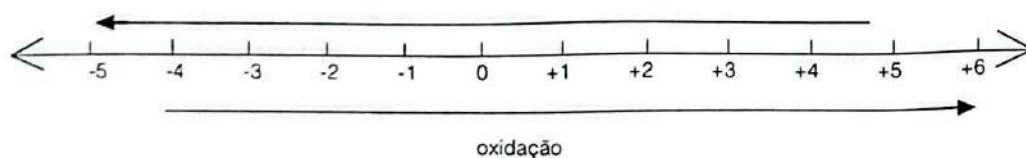
Agente Oxidante: Substância que provoca o fenômeno da redução.

Agente Redutor: Substância que provoca o fenômeno da oxidação

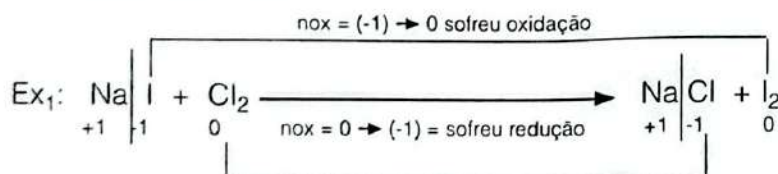
Auto oxi-redução: Substância que sofre ao mesmo tempo oxidação e redução.

Para facilitar a memorização: elétron (-)

r/ ecebe (redução)

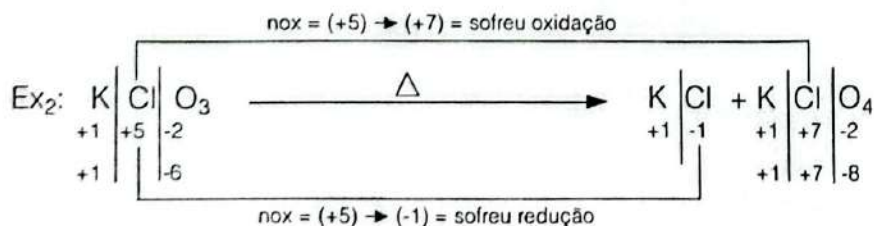


Completando os exemplos:

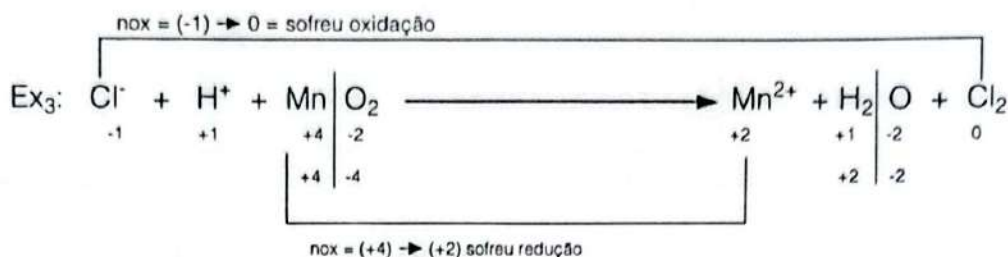


NaI = Agente redutor

Cl₂ = Agente oxidante



KClO_3 = Agente oxidante e redutor (auto oxi-redução).



MnO_2 = agente oxidante.

Neste caso é impossível dizer quem é o agente redutor, pois não temos a substância, mas sim o íon Cl^- , e agente oxidante ou redutor é o composto.

Vamos treinar determinando o Agente oxidante e redutor dos compostos abaixo:

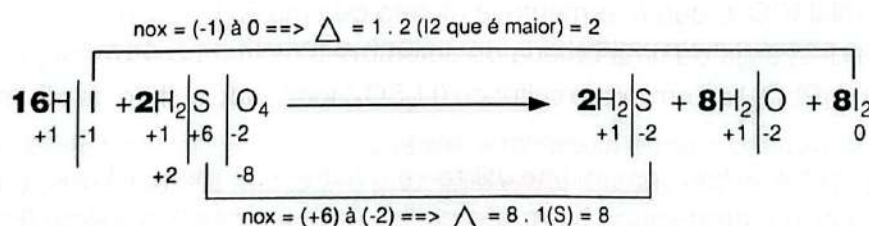
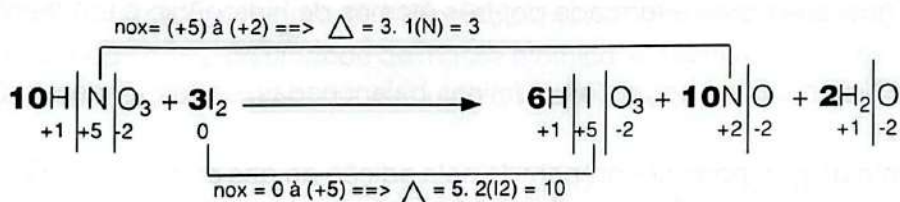


De posse destes conhecimentos podemos finalmente balancear a equação:

Procedimento:

- 1) Determinar o nox de cada espécie química participantes da reação;
- 2) Encontrar o elemento que sofreu oxidação e o elemento que sofreu redução;
- 3) Calcular a variação total de cada fenômeno (Δ);
- 4) Multiplicar o valor da variação pelo número de átomos participantes da reação; escolha o maior número de átomos, independente de ser reagente ou produto;
- 5) O valor achado na oxidação passará para coeficiente da substância que sofreu redução;
- 6) O valor achado na redução passará para coeficiente a substância que sofreu oxidação;
- 7) Das demais substâncias calculamos o valor dos coeficientes pelo método de tentativas.

Na prática temos:



Não se esqueça que neste caso os coeficientes calculados, deverão ser colocados do lado dos produtos, pois a atomicidade utilizada era das reações.

Vamos Praticar:

1) Balanceie as seguintes equações de oxi-redução:



2) (UNICAMP - SP) Dentro de um bulbo usado em certos "flashes" de máquinas fotográficas, há uma certa quantidade de magnésio metálico, Mg, e de oxigênio, O_2 . Por um dispositivo elétrico, provoca-se a reação deste metal com o oxigênio, formando óxido de magnésio. Balanceie a reação de oxi-redução e indique os agentes oxidantes e redutores.



3) (FUVEST - SP) Extintores de incêndio à base de gás carbônico não podem ser usados para apagar o fogo provocado por sódio metálico porque o gás carbônico reage com o metal aquecido, formando carbonato de sódio e carbono elementar. Verifique se a reação que ocorre é de oxi-redução e balanceie a equação.



4) (UNICAMP - SP) Leia a frase seguinte e transforme-a em uma equação química (balanceada), utilizando símbolos e fórmulas:

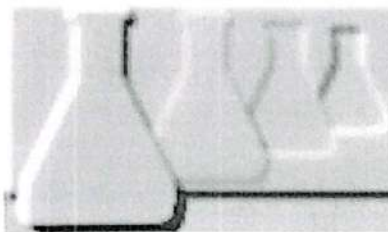
"Uma molécula de nitrogênio gasoso, contendo dois átomos de nitrogênio por molécula, reage com três moléculas de hidrogênio diatômico, gasoso, produzindo duas moléculas de amônia gasosa, a qual é formada por três átomos de hidrogênio e um de nitrogênio"

5) (CEFET - MG) Escreva as equações químicas balanceadas, correspondentes às seguintes reações:

a) O fermento de pão pode ser preparado pela adição de gás carbônico (CO_2) ao cloreto de sódio (NaCl), à amônia (NH_3) e a água (H_2O). Nessa reação, forma-se bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que é fermento, e cloreto de amônio (NH_4Cl).

b) Durante a descarga de uma bateria de automóveis o chumbo (Pb) reage com o óxido de chumbo (PbO_2) e com ácido sulfúrico (H_2SO_4) formando sulfato de chumbo (PbSO_4) e água.

c) Nos botes salva vidas, comumente utiliza-se o hidreto de lítio (LiH) que reage em contato com a água, produzindo hidróxido de lítio (LiOH) e gás hidrogênio (H_2).



Cálculo Estequiométrico

Estudamos até agora as condições para que uma reação ocorra. Na prática de laboratório ou industrial, as condições não são ideais e desta forma não temos 100% de eficiência. Portanto há necessidade de calcularmos as quantidades que efetivamente participarão das reações.

A esta parte da química dá-se o nome de Estequiometria do latim temos: estequio (elemento ou substância fundamental), metria (medida), ampliando os termos temos:

Estequiometria é a parte da Química que estuda os cálculos numéricos aplicado as reações químicas

Para que possamos entender com facilidade este assunto, os conceitos de massa a seguir deverão estar bem assimilados. A princípio foi criado como padrão a u.m.a. (unidade de massa atômica). Essa unidade de massa atômica, corresponde a $\frac{1}{12}$ do carbono 12.

$$\frac{1}{12} \text{ do } ^{12}\text{C} = 1 \text{ u.m.a.}$$

A partir da criação do padrão, os elementos foram comparados e valorados em quantas vezes era maior que o $\frac{1}{12}$, da unidade de massa atômica. O número de vezes que o elemento for mais pesado que à u.m.a., foi lhe atribuído como massa atômica e tabelado (vide tabela periódica).

Massa atômica: Indica o número de vezes que o átomo é mais pesado que a unidade de massa atômica.

Exemplo: Enxofre (S) = 32 u.m.a. Indica que é 32 vezes mais pesado que a unidade de massa atômica.

Massa Molecular: Indica quantas vezes a molécula é mais pesada que a unidade de massa atômica. Seu valor é calculado pela somatória das massas atômicas dos elementos que formam a molécula.

Exemplo: Ácido sulfúrico (H_2SO_4) = 98 u.m.a.

$$\sum = \text{H} = 1 \times 2 = 2 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{S} = 32 \times 1 = 32 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{O} = 16 \times 4 = \underline{64 \text{ u.m.a.}}$$

$$98 \text{ u.m.a.}$$

Indica que a molécula é 98 vezes mais pesada que a unidade de massa atômica.

Átomo grama: É a massa atômica, isto é, o número de vezes que indica quanto o elemento é mais pesado que a u.m.a., porém, a unidade trocada para gramas. Por exemplo, dizer que um átomo de enxofre pesa 32 gramas é no mínimo incoerente. É uma partícula tão pequena e invisível mesmo ao tentar observá-la por qualquer instrumento de visualização por mais sofisticada sua tecnologia..

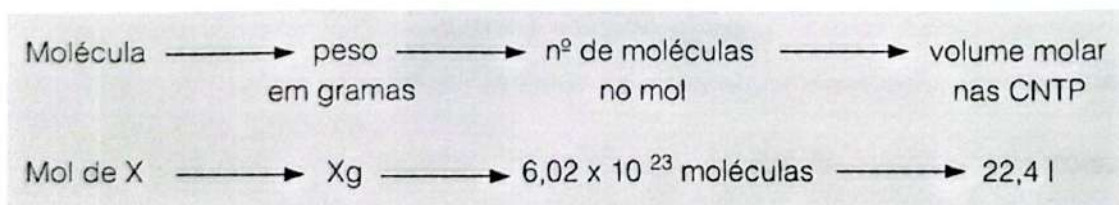
Neste momento o conceito de mol entra em ação. Um átomo-grama tem um mol de átomos e um mol de átomos possui $6,02 \times 10^{23}$ átomos. Agora sim, um átomo-grama possui $6,02 \times 10^{23}$ átomos (seiscentos e dois sextilhões de átomos). Essa quantidade de partículas pesa 32 gramas, no caso do exemplo do enxofre.

Conceito de mol: Um mol de partículas possui $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

Molécula grama: É o número de vezes que a molécula é mais pesada que a u.m.a., porém, unidade trocada para gramas. Neste caso, também aplica-se o conceito de mol.

Volume molar: É o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura. Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) um mol de qualquer gás ocupa 22,4 litros.

Para facilitar podemos construir o padrão:



OBS: Esta reação vale para átomos (1atg = átomo grama), para elétrons e etc.

Para facilitar o esquema podemos exemplificar:

Num copo de 54 g de H_2O , contêm:

- quantos mols?
- quantas moléculas de H_2O ?

a) Usando o esquema elaboramos:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de H}_2\text{O} & 18\text{g} \\ x & 54\text{g} \end{array}$$

$$x = \frac{54 \cdot 1}{18} \rightarrow x = 3 \text{ mols}$$

Lembre-se:

$$\text{H} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{O}^2 = 16 \times 1 = 16$$

18g

Resposta: Em 54g de H₂O, existem 3 mols.

$$\text{b) } 1 \text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow \begin{array}{rcl} 18\text{g} & \text{---} & 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 54\text{g} & \text{---} & x \end{array}$$

Resposta: Em 54g de H₂O, há _____ moléculas.

Vamos treinar:

- 1) (UNICAMP-SP) Um medicamento contém 90 g de ácido acetil-salicílico (C₉H₈O₄) por comprimido. Quantas moléculas dessa substância há em cada comprimido? (Considere o número de Avogadro = 6,02 x 10²³ mol⁻¹, massa atômicas relativas: C=12, O=16, H=1)
- 2) (UNICAMP-SP) Num refrigerante do tipo "cola" a análise química determino uma concentração de íons fosfato (PO₄²⁻) igual a 0,15g/l. Qual a concentração de fosfato, em mols por litro, neste refrigerante? (massa atômicas relativas: P=31, O= 16).
- 3) (FATEC-SP) Uma das formas de medir o grau de intoxicação por mercúrio em seres humanos é a determinação da sua presença nos cabelos. A OMS estabeleceu que o nível máximo permissível, sem risco para a saúde, é de 50 ppm, ou seja, 50.10⁻⁶g de mercúrio, por grama de cabelo.

Nesse sentido, pode-se afirmar que essa quantidade de mercúrio corresponde a: (massa atômica: Hg = 200)

- a) 1,5 . 10¹⁷ átomos de Hg.
 - b) 1,5 . 10²³ átomos de Hg.
 - c) 2,5 . 10⁶ átomos de Hg.
 - d) 150 bilhões de átomos de Hg.
 - e) 200 milhões de átomos de Hg.
- 4) (UNICAMP-SP) Em uma pessoa adulta com massa de 70,0 Kg, há 1,6 g de cálcio. Qual seria a massa desta pessoa, em Kg, se a natureza houvesse, ao longo do processo evolutivo, escolhido o bário em lugar do cálcio? (dados: massas atômicas relativas: Ca = 40; Ba = 137).

Caracterizado os conceitos de mols e n° de moléculas, devemos agora assimilar:

Fórmula percentual: Porcentagem em massa, de cada elemento que constitui a substância.

Ex: Qual a % de cada elemento existente no gás metano (CH_4)

$\text{C} = 12 \times 1 = 12$	Portanto:	Para o C	Para o H
$\text{H}_4 = 1 \times 4 = 4$		$16\text{g} \xrightarrow{\quad} 100\%$	$16\text{g} \xrightarrow{\quad} 100\%$
16g		$12\text{g} \xrightarrow{\quad} x$	$4\text{g} \xrightarrow{\quad} y$
		$x = 75\%$	$y = 25\%$

Logo o resultado será $\text{C}_{75\%} \text{H}_{25\%}$.

Vamos treinar mais um pouco:

- 1) (FUVEST-SP) A produção de carboidratos (fórmula mínima CH_2O) pelas plantas verdes obedece à equação geral de fotossíntese:



Quantos litros de gás carbônico, medido nas CNTP, serão necessários para produzir 10 g de carboidrato?

- a) 0,33.
 - b) 7,5.
 - c) 22.
 - d) 44.
 - e) 75.
- 2) (FUVEST-SP) Em cada um dos compostos: acetileno (C_2H_2) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2), o elemento hidrogênio constitui:
- a) metade da massa.
 - b) mais do que a metade da massa.
 - c) metade do número de átomos.
 - d) mais do que a metade do número de átomos.
- 3) Na queima total de certa massa de carbono foram obtidas $2,00 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 puro. Pergunta-se :
- a) quantos gramas de carbono foram queimados?
 - b) qual o nome dessa "reação de queima" do carbono? (massa atômica: $\text{C} = 12$)

Os cálculos vistos até agora prestam-se para condições ideais, onde os reagentes deverão ser sempre 100%. Mas no nosso dia-a-dia, na linha de produção ou até mesmo no laboratório, que mesmo trabalhando com reagentes P.A. (para análise), o rendimento dificilmente atingirá 100%, cabe a nós calcularmos o seu rendimento real.

1ª Situação → Verificar a existência de reagente em excesso ou reagente limitante.

Ex: Foram misturados 400g de NaOH com 504g de HNO₃. Qual a massa do sal formado.

Reação:



1º fazemos a verificação da ocorrência de excesso de 1 dos reagentes procedendo:
a) Calcular o mol de cada
b) Esquecemos o valor de um dos reagentes e calculamos o valor do outro.

$$\begin{array}{cc} \text{a) } 40\text{g} & 63\text{g} \\ 400\text{g} & y \\ y = \frac{400 \cdot 63}{40} \\ y = 630\text{g} \end{array}$$

$$\begin{array}{cc} \text{b) } 40\text{g} & 63\text{g} \\ z & 504\text{g} \\ z = \frac{40 \cdot 504}{63} \\ z = 320\text{g} \end{array}$$

Pelos dados obtidos notamos que:

Para 400g de NaOH haveria necessidade de 630g de HNO₃ (não há)

Para 504g de HNO₃ haveria a necessidade de 320g de NaOH (sobrou NaOH)

Logo:

HNO₃ → reagente limitante

NaOH → reagente em excesso (80g em excesso)

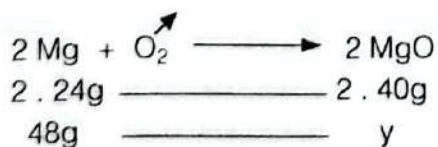
Uma boa conduta é trabalhar com o reagente limitante assim:

$$\begin{array}{ccc} 63\text{g} & \text{---} & 85\text{g} \\ 504\text{g} & \text{---} & x \\ x = \frac{504 \cdot 85}{63} \\ x = 680\text{g} \end{array}$$

2ª Situação: Quando temos reagentes impuros.

Na prática: pureza quase que 100% só para medicamentos ou análises químicas especiais.

Ex: 60g de uma amostra de magnésio com 80 % de pureza reage com oxigênio produzindo MgO. Determine a massa produzida.



$$y = 80\text{g de MgO}$$

massa que efetivamente participará

$$\begin{array}{cc} 60\text{g} & 100\% \\ x & 80\% \end{array}$$

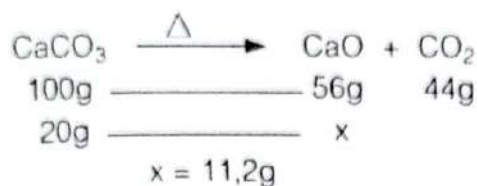
$$x = 48\text{g}$$

3ª Situação: Rendimento de uma reação (quantidade de produto efetivamente formado).

Devido as impurezas rendimento total, como já falamos, é quase sempre impossível.

Ex: Na pirólise do calcário (CaCO_3), 20g de amostra produziu 10g de cal viva (CaO).

Determine o rendimento da reação.



11,2g seria o ideal, mais na prática seu rendimento foi menor, desta forma seu rendimento foi:

$$\begin{array}{rcl} 11,2\text{g} & \text{---} & 100\% \\ 10\text{g} & \text{---} & x \\ & & x = 89\% \end{array}$$

Resposta: O rendimento foi de 89%

Vamos treinar:

- 1) 50 Kg de acetato de sódio, são provenientes da reação entre ácido acético e hidróxido de sódio. Sendo a reação 80% de rendimento, qual as massas de ácido acético e hidróxido de sódio gastos?
- 2) 100 Kg de H_2SO_4 reagem com 900 Kg de NaCO_3 , produzindo 70 kg de sal. A reação ocorreu com 100% de rendimento. Calcule a porcentagem de purezas dos reagentes.
- 3) Quantas moléculas gramas de CO_2 , são produzidos, quando 200 l de gás metano são queimados a 3 atm de pressão e temperatura 80 °C com rendimento de 40% da reação.
- 4) Calcule a massa de água formada pela combustão de 500 gramas de propano. Calcule também as massas de O_2 e CO_2 , formados conforme a Lei de Lavoisier.
- 5) $60 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , são provenientes da reação entre H_2SO_4 e NaCO_3 . Calcule as massas dos reagentes levando em consideração 100% da reação, porém, as $60 \cdot 10^{23}$ moléculas correspondem a 60% de rendimento.



O dia a dia e a Química

Alguns compostos químicos são muito importantes e indispensáveis em nossa sociedade. Vamos estudar agora o processo de fabricação de alguns desses compostos.

ÁCIDO SULFÚRICO

Você já imaginou um carro sem farol, seta, luz de freio, luz de ré, luz interna e até sonzinho "maneiro"? Pois é, seria difícil e quase impossível esses acessórios caso em um carro não houvesse uma bateria. A bateria nada mais é que um acumulador de energia, produzido pela transformação da energia mecânica em elétrica. Uma das matérias primas mais importantes para uma bateria é o **ácido sulfúrico** (H_2SO_4). Esse ácido em solução aquosa (a chamada água de bateria), libera os íons H^+ e SO_4^- , eletrólitos, o que proporciona a passagem de corrente elétrica.

É um ácido muito importante para a área industrial, pois entra no processo de fabricação de vários produtos, entre eles destacamos os fertilizantes (para agricultura), couro (calçados, bolsas), folha de flandres (usada para embalagens de produtos em lata), purificação do petróleo (para retirada de algumas impurezas) e no tingimento dos tecidos (fabricação de corantes).

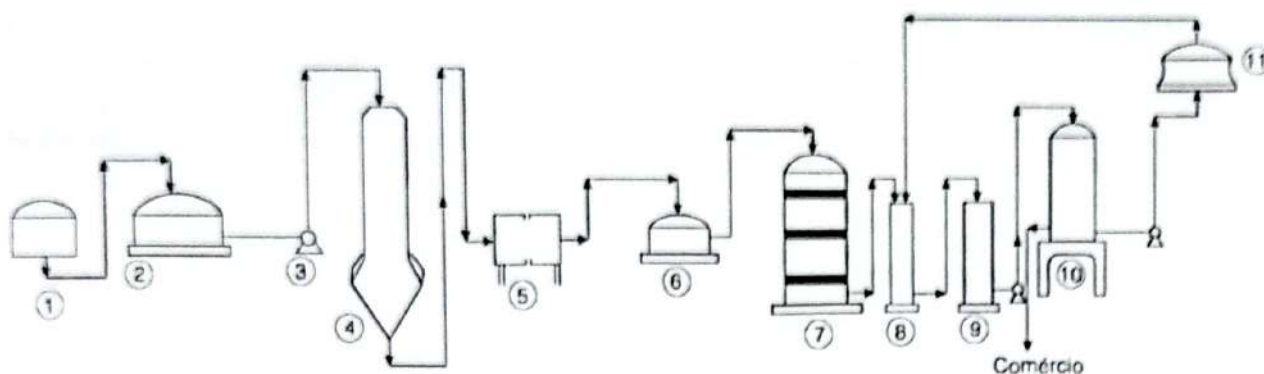
O H_2SO_4 é bastante empregado, pois trata-se de um ácido inorgânico forte e de custo adequado para a indústria. Possui também uma ação desidratante, principalmente em compostos orgânicos. Para confirmar esta ação, basta gotejar 3 gotas de ácido sulfúrico em uma colher de café de açúcar e observar o que acontece.

Devemos tomar muito cuidado ao manusear este ácido, pois concentrado tem ação corrosiva sobre os tecidos dos organismos vivos, produzindo séria queimaduras na pele.

A fabricação do H_2SO_4 é mencionada desde o século X, mas foi no século XV que sua primeira preparação foi realizada, a partir da queima do salitre com o enxofre.

Hoje em dia existem processos mais modernos para a fabricação do ácido sulfúrico, os principais são: o das câmaras de chumbo e o processo de contato, sendo este último o mais moderno.

Iremos agora conhecer o processo de obtenção de contato.



Fluxograma simplificado do processo de obtenção de H_2SO_4 .

- 1) Fusão do enxofre.
- 2) Filtro para eliminação de traços de cinzas do enxofre fundido.
- 3) Bombeamento.
- 4) Torre de atomização (redução de S líquido a um borrafo muito fino)
- 5) Queimador de enxofre
- 6) Purificação do SO_2 gasoso por filtração a quente.
- 7) Oxidação do SO_2 a SO_3 em conversores
- 8) Absorção do SO_3 em ácido concentrado, a 98,5 - 99% em absorvedores.
- 9) Resfriamento do ácido dos absorvedores.
- 10) Torre de absorção
- 11) Tanque de diluição de H_2SO_4 que voltará para o processo.

Equipamentos do processo de contato

- 1) Vaso de fusão e de decantação à neste equipamento o enxofre recebido que não foi fundido, sofrerá o processo de fundição, ou seja, o S sólido (ou sulfetos metálicos) passa para o estado líquido.
- 2) O enxofre fundido pode conter impurezas, por isso é necessário filtrá-lo para eliminação dessas impurezas que podem influenciar negativamente no processo.
- 3) Após esta etapa o enxofre fundido e filtrado é então bombeado para a torre de atomização.
- 4) Nesta torre o enxofre líquido é então atomizado, ou seja, é transformado em partículas muito finas para facilitar a reação com o O_2 do ar.
- 5) Nestes queimadores a altas temperaturas, ocorre a combustão do S, que se converte em SO_2 . Segundo a reação:



- 6) Quando o SO_2 gasoso sai do queimador, pode conter impurezas como poeira, impurezas do CO_2 , nitrogênio e oxigênio, pode conter também cloro, arsênio e flúor, por isso é necessário que o SO_2 liberado do queimador passe por um processo de filtragem à quente, eliminando assim essas impurezas.
- 7) Nestes conversores teremos então a formação de SO_3 , a partir da reação de SO_2 com oxigênio, na presença de um catalisador (acelerador de reações), que pode ser o divanádio (V_2O_5) ou a platina (Pt).

O processo é o seguinte: O dióxido de enxofre mais o oxigênio do ar a 400°C , passam por estes conversores que possuem o catalisador (por ex: a platina) em pó. Desta forma o oxigênio combina-se com o SO_2 resultando então o SO_3 (anidrido sulfúrico). Segundo a reação:



- 8) Após a obtenção do SO_3 , este vai para a torre que contém o H_2SO_4 diluído. Dessa forma o anidrido sulfúrico vai reagindo com a H_2O presente na solução, formando o ácido e deixando a solução mais concentrada. Segundo a reação:



- 9) Neste equipamento ocorre então o resfriamento do ácido concentrado, que é então bombeado para a torre de absorção.
- 10) Na torre de absorção o ácido concentrado é então dividido, uma parte é comercializada e a outra é diluída voltando para o processo, mais especificamente para os absorvedores de SO_3 .

ÁCIDO CLORÍDRICO OU MURIÁTICO

Descoberto no século XV, por Basilius Valentinius, sua produção industrial teve início na Inglaterra.

Nosso estômago secreta cerca de 100 ml desse ácido para auxiliar a digestão dos alimentos que ingerimos.

É facilmente encontrado no comércio com o nome de ácido muriático (HCl impuro).

O HCl é muito usado durante a extração do petróleo, pois introduzindo no bolsão rochoso, dissolve parte das rochas facilitando o fluxo do petróleo até a superfície.

O maior uso do ácido clorídrico no entanto, é na decapagem do aço (tratamento da superfície para remover a crosta de laminação), pois reage rapidamente com a crosta, o aço decapado fica com a superfície melhor para operações posteriores de revestimento ou de deposição, quando decapado com HCl .

Outras indústrias também fazem um grande uso desse ácido, entre elas temos a indústria química e de alimentos.

Um dos métodos para obtenção do HCl é o da reação do NaCl com o H_2SO_4 .

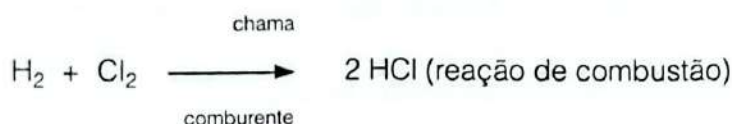
É produzido a partir da dissolução do cloreto de hidrogênio (HCl) em água.

O ácido clorídrico concentrado contém 39% de HCl. No estado puro é incolor. Sua cor, no entanto, é geralmente amarelada devido a presença de impurezas.

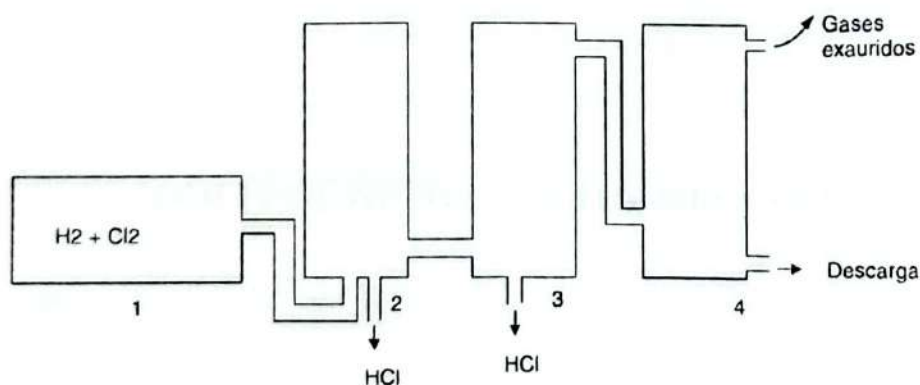
Preparação Industrial

O cloro e o hidrogênio chegam separadamente ao combustor, onde ocorre a reação de síntese.

Em seguida, os gases passam para os refrigeradores, onde há uma circulação de água; aí é obtida uma solução de HCl que é retirado do ciclo. Porém a maior parte do HCl, em forma gasosa e à temperatura de mais ou menos 40°C , passa para a absorção. Esta é feita lentamente, para que a temperatura não se eleve muito. Da parte inferior dos absorvedores sai uma solução de ácido clorídrico; da parte superior, saem os gases exauridos, que são lavados com água e lançados a atmosfera.



Fluxograma para produção de ácido clorídrico



- 1) Combustor
- 2) Refrigerador
- 3) Coluna de absorção
- 4) Lavadores dos gases exauridos

ÁCIDO NÍTRICO

É um líquido incolor, fumegante, de fórmula química HNO_3 , muito venenoso e corrosivo.

Dissolve a maioria dos metais para formar os sais chamados nitratos.

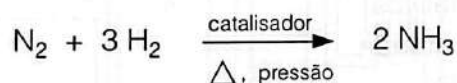
Grande parte da produção é transformada em nitratos, utilizados como fertilizante. O ácido nítrico reage com muitas substâncias orgânicas para formar nitrocompostos. Alguns deles, como a nitroglicerina e o TNT (trinitrotolueno), explosivos. Os nitrocompostos são também empregados na fabricação de corantes. O ácido nítrico é matéria prima ainda na fabricação de grande número de outros compostos.

É produzido industrialmente, em sua maior parte, aquecendo-se amônia e oxigênio do ar na presença de catalisador.

Preparação Industrial

A preparação industrial consiste em 4 etapas descritas a seguir:

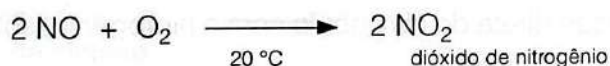
a) Síntese da amônia



b) Combustão catalítica da amônia (aquecimento da amônia em presença de oxigênio)



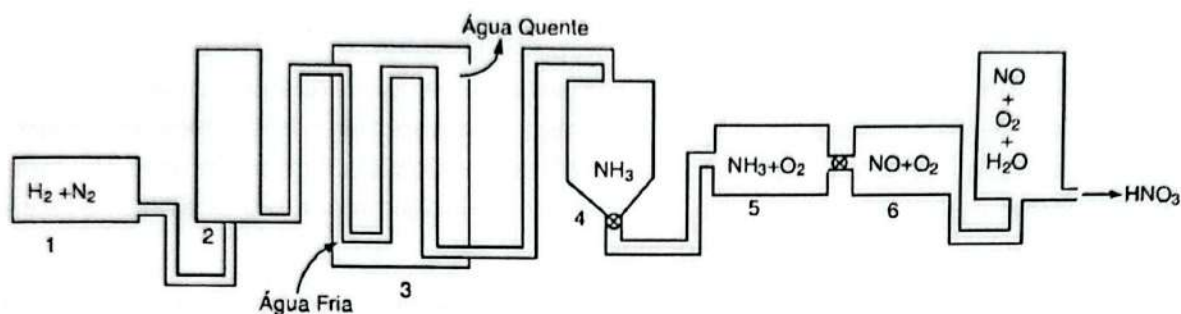
c) Oxidação espontânea, a frio do óxido de nitrogênio



d) Reação do NO_2 (em excesso) com água



Fluxograma para produção de ácido nítrico



- 1) Compressor
- 2) Coluna de síntese
- 3) Refrigerador
- 4) Coletor de NH_3
- 5) Torre horizontal de combustão catalítica
- 6) Torre horizontal de oxidação espontânea
- 7) Coluna de síntese ($\text{NO} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$)

AMÔNIA

Substância formada de nitrogênio e hidrogênio. Sua fórmula química é NH_3 . À temperatura ambiente é um gás de cheiro forte característico.

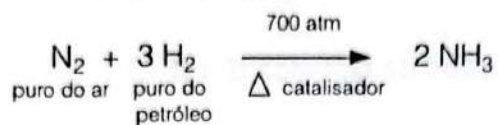
É fabricado pela combinação direta do nitrogênio com o hidrogênio, sob pressão, a alta temperatura e com presença de catalisador.

A amônia usada na limpeza doméstica é uma solução forte de gás em água. O choque que produzido pelo cheiro pode fazer pessoas desmaiadas voltarem a si. São muitas suas aplicações.

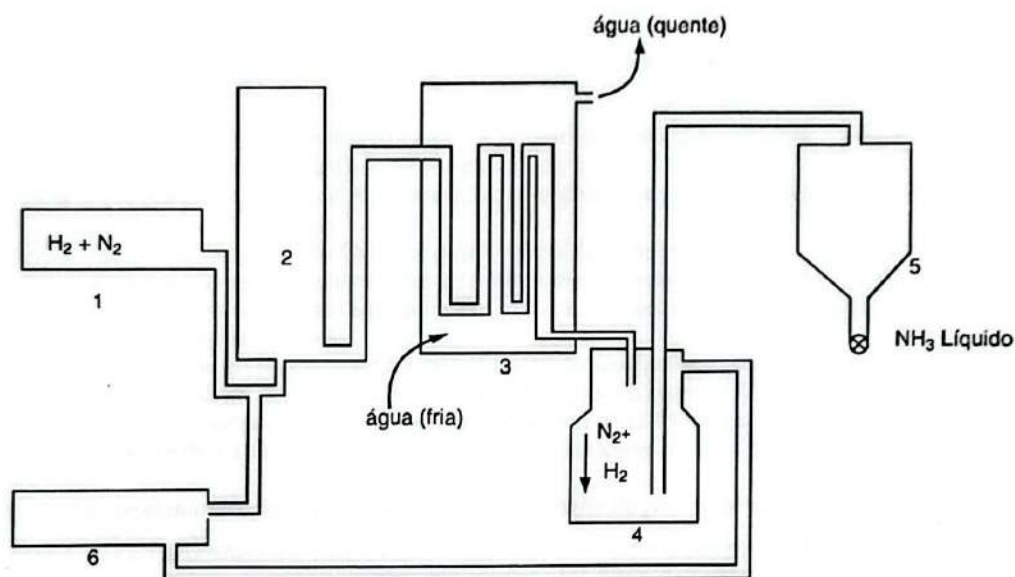
A amônia é também usada para preparar sais de amônio e na fabricação de ácido nítrico. A reação da base amônia com ácidos dá origem aos sais de amônio, isto é, sais do radical amônio NH_4^+ . Assim, o cloreto de amônio (NH_4Cl) resulta da reação entre um ácido clorídrico (HCl) e a amônia (NH_3). Um dos mais importantes sais de amônio é o sulfato de amônio, resultante da reação da amônia com o ácido sulfúrico (H_2SO_4). É empregado como fertilizante. O cloreto de amônio, conhecido como sal amoníaco, é usado na fabricação de pilhas secas e também na indústria de tintas. O nitrato de amônio é usado como fertilizante, na fabricação de explosivos e na preparação do óxido nitroso, também chamado gás hilariante.

Preparação Industrial

Adota-se o método sintético, que visa, o aproveitamento do gás nitrogênio do ar e gás hidrogênio das refinarias de petróleo.



Fluxograma para produção de Amônia



- 1) Compressor
- 2) Coluna de síntese
- 3) Refrigerador
- 4) Separador
- 5) Coletor de NH_3 líquido
- 6) Bomba de circulação de N_2 e H_2

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

MORRIS, Hein. ARENA, Susan. **Fundamentos da Química Geral**, LTC- Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., RJ, 1998.

QUAGLIANO, J.V. VALLARINO, **Química**, Guanabara Koogan Editora S.A., RJ, 3ª Edição.

RIESENFELD, Ernesto H. **Tratado de Química Inorgânica**, Manuel Marín Editora Barcelona, 1994.

Sobre as autoras

GISLAINE APARECIDA BARANA DELBIANCO, Graduada em Química no ano de 1986 pela UNIMEP - Piracicaba - SP. Também Técnica em Nutrição e Dietética pela Escola Técnica Estadual Trajano Camargo no ano de 1980.

Pós graduada "Latu Sensu" no curso de Metodologia de Ensino pela Faculdade de Ciências e Letras de Araras.

Professora do Serviço Social da Indústria (SESI) lecionando matemática de 5ª a 8ª séries. Organizou o curso de Química da ETE Trajano Camargo, onde exerce o cargo de coordenação e ministra disciplinas técnicas.

Ocupou nos anos de 1997 e 1998 a coordenação também do curso de Nutrição e Dietética, trabalhou como supervisora de estágio.

Por dois anos participou do Projeto Interdisciplinar Bacia do Rio Tietê, apresentando este trabalho no IX Encontro Nacional de Ensino de Química na Universidade Federal de Sergipe.

Atualmente faz parte da Comissão Municipal de Limeira para Preparação e Estruturação da XI semana Ecológica do Município, portaria nº 786 de 13 de maio de 1999.

Participou da banca Examinadora do Concurso Público de Docentes nº 02/95, na qualidade de Examinador do Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza (CEETEPS).

Atuou no período de 1980 a 1985 como Analista de Laboratório de Controle de Qualidade da Indústria Aji-No-Moto Interamericana Ltda.

SÉRGIO DELBIANCO FILHO, Graduado em Química no ano de 1985 pela UNIMEP - Piracicaba - SP. Também Técnico em Química pelo Colégio Industrial Dom Bosco no ano de 1979.

Pós graduado "Latu Sensu" no curso de Administração com ênfase em produção pelo Instituto Nacional de Pós graduação.

Pós graduado "Latu Sensu" no curso de Química pela Universidade de Franca.

Desde 1994 professor de Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza, atuando na ETE Trajano Camargo. De 1994 a 1996 atuou como coordenador no Curso para formação de Técnico em Química. Atua como professor da rede pública, onde iniciou carreira no ano de 1986.

No ano de 1998, participou do projeto Interdisciplinar Bacia do Rio Tietê e atualmente no projeto Combustível: O Motor do Próximo Milênio. Também atuou como um dos organizadores do curso de Química na ETE.

Participou da banca examinadora do concurso público de docentes nº 02/95, na qualidade de especialista no CEETEPS.

Atuou no período de 1979 a 1990 como químico formulador de cores e chefia de Departamento de Tinturaria na Cia. Prada Ind. Com.

De 1990 a 1994 como químico formulador de cores e controlador de processos na Indústria Chapéus Cury S/A.

MARIA LUISA VOIGT DONADELLI, Graduada em Química Industrial no ano de 1990 pela UNIMEP - Piracicaba - SP. Em 1998, graduou-se em Licenciatura na FATEC-Americana - SP. Pós Graduação "Latu Sensu" em Metodologia de Ensino pela Faculdade de Ciências e Letras de Araras em 1998.

Em 1996 iniciou sua carreira de professora na ETE Trajano Camargo no curso de Técnico em Química.

No ano de 1997 foi uma das coordenadoras do projeto Interdisciplinar Ilha das Flores, dando continuidade a este trabalho no ano de 1998.

Atualmente participa como um dos coordenadores do projeto Interdisciplinar Combustíveis: O Motor do Próximo Milênio.

Atividade editada sob a responsabilidade da Coordenadoria de Ensino Técnico – CETEC Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza – CEETEPS

Responsável por Material Didático

Doroti Quiomi K. Toyohara

Elaboração

Gislaine A. Barana Delbianco

Maria Luisa Voigt Donadelli

Sérgio Delbianco Filho

Coordenação

Cristina C. Rubega

Produção e Impressão

Copidart Editora Ltda.

Fone: (0xx11)6221-5667 - Fax (0xx11)6221-9923

Proibida a reprodução total ou parcial deste material.

Direitos autorais garantidos aos Elaboradores.

Direitos de uso reservados ao CEETEPS, por prazo indeterminado, em suas Unidades.



CEETEPS

Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Praca Cel. Fernando Prestes, 74 - CEP 01124-060 - São Paulo - SP
Tel. (011) 3327-3000 - Fax (011) 228-1080

UNIDADES PERTENCENTES AO CEETEPS RELAÇÃO DAS ESCOLAS TÉCNICAS ESTADUAIS - ETES e ETAES

ADAMANTINA

ETE Prof. Eudécio Luiz Vicente
(018) 521-2483
ETA E Eng. Herval Bellusci
(018) 521-2494

AMERICANA

ETE Polivalente de Americana
(019) 468-4071 / 468-1611

AMPARO

ETE João Belarmino
(019) 870-2288

ANDRADINA

ETA E Sebastiana Augusta de Moraes
(018) 982-2633

ARARAQUARA

ETE Profª Anna de Oliveira Ferraz
(016) 236-6636 / 236-6155

ARARAS

ETE Prefeito Alberto Feres
(019) 541-2819

ASSIS

ETE Pedro D'Arcádia Neto
(018) 322-3941 / 322-8211

BARRA BONITA

ETE Comendador João Rays
(014) 641-1310

BARRETOS

ETE Cel. Raphael Brandão
(017) 322-2341 / 323-1099

BATATAIS

ETE Antonio de Pádua Cardoso
(016) 761-2428

BOTUCATU

ETE Dr. Domingos Minicucci Filho
(014) 822-0503

CABRÁLIA PAULISTA

ETA E Astor de Mattos Carvalho
(014) 245-1810

CAÇAPAVA

ETE Machado de Assis
(012) 250-2285

CACHOEIRA PAULISTA

ETE de Cachoeira Paulista
(012) 501-2816

CAFELÂNDIA

ETA E Prof. Hely Moreira Martins Aguiar
(014) 562-1164

CAMPINAS

ETE Bento Quirino
(019) 252-0595 / 251-8934
ETE Condeineiro Antonio Prado
(019) 242-2888 / 241-5931

CANDIDO MOTA

ETA E Prof. Luiz Pires Barbosa
(018) 341-1014

CASA BRANCA

ETE Dr. Francisco Nogueira de Lima
(019) 671-1170

CATANDUVA

ETE Elias Nechar
(017) 522-2408

CERQUEIRA CESAR

ETA E Prefeito José Esteves
(018) 974-9175

CRUZEIRO

ETE Prof. José Sant'Ana de Castro
(012) 544-1207

DRACENA

ETA E Profª Carmelina Barbosa
(018) 822-1063

ESPÍRITO SANTO DO PINHAL

ETA E Dr. Carolino da Motta e Silva
(019) 651-1229

FRANCA

ETE Júlio Cardoso
(016) 722-4590
ETA E Prof. Carmelino Correia Jr.
(016) 703-0035 / 703-0776

GARÇA

ETE Monsenhor Antônio Magliano
(014) 461-0099
ETA E Dep. Paulo Ornellas C. de Barros
(014) 461-1534

GUARATINGUETÁ

ETE Prof. Alfredo de Barros Santos
(012) 525-2266

IGARAPAVA

ETA E Antonio Junqueira da Veiga
(016) 772-1814

IGUAPE

ETA E Eng. Agrônomo Narciso de Medeiros
(013) 841-1706

ILHA SOLTEIRA

ETE de Ilha Solteira
(018) 762-2575 / 762-4338

IPAUSSU

ETE Pedro Leme Brisolla Sobrinho
(014) 344-1408

ITAPETININGA

ETA E Prof. Edson Galvão
(015) 271-0444

ITAPEVA

ETE Dr. Demétrio Azevedo Junior
(015) 522-1077

ITATIBA

ETE Rosa Perrone Scavone
(011) 7806-1493

ITU

ETA E Martinho Di Ciero
(011) 7824-1009 / 409-0411

JACAREÍ

ETA E Cônego Jose Bento
(012) 351-5800

JALES

ETA E Dr. José Luiz Viana Coutinho
(017) 985-9055

JAÚ

ETE Joaquim Ferreira do Amaral
(014) 622-3566 / 622-2776
ETA E Prof. Urias Ferreira
(014) 623-1170 / 623-1190

JUNDIAÍ

ETE Vasco Antonio Venchiarutti
(011) 7397-3093 / 7397-1905
ETA E Benedito Storani
(011) 7392-1881 / 7392-5142

LEME

ETE Deputado Salim Sedeh
(019) 571-4898

LIMEIRA

ETE Trajano Camargo
(019) 441-7836

MARÍLIA

ETE Antonio Devisate
(014) 433-5467

MATÃO

ETE Sylvio de Mattos Carvalho
(016) 282-6878 / 282-1226

MIGUELÓPOLIS

ETA E Laurindo Alves de Queiroz
(016) 835-1370

MIRASSOL

ETA E Prof. Matheus Leite de Abreu
(017) 242-3249

MOCOCA

ETE Francisco Garcia
(019) 656-0052
ETE João Baptista de Lima Figueiredo
(019) 656-2052

MOGI DAS CRUZES

ETE Presidente Vargas
(011) 4799-4069

MOGI MIRIM

ETE Pedro Ferreira Alves
(019) 862-0888

MONGAGUÁ

ETE Adolpho Berezin
(013) 448-3800

MONTE APRAZÍVEL

ETA E Padre Jose Nunes Dias
(017) 275-1841

ORLÂNDIA

ETE Prof. Alcídio de Souza Prado
(016) 826-0774 / 826-1765

OSVALDO CRUZ

ETE Amin Jundi
(018) 561-3982

OURINHOS

ETE Jacinto Ferreira de Sá
(014) 322-4908

PARAGUAÇU PAULISTA

ETA E Augusto Tortorello Araújo
(018) 361-1130

PENÁPOLIS

ETA E João Jorge Geraissate
(018) 652-1577

PINDAMONHANGABA

ETE João Gomes de Araújo
(012) 242-2414

PIRACICABA

ETE Cel. Fernando Febeliano da Costa
(019) 433-9734

PRESIDENTE PRUDENTE

ETA E Prof. Dr. Antonio Eufrásio de Toledo
(018) 222-0617

PRESIDENTE VENCESLAU

ETA E de Presidente Venceslau
(018) 271-3687

QUATÁ

ETA E Dr. Luiz Cesar Couto
(018) 366-1001

RANCHARIA

ETA E Deputado Francisco Franco
(018) 251-1045

RIBEIRÃO PRETO

ETE José Martimiano da Silva
(016) 610-8374 / 610-8261

RIO CLARO

ETE Prof. Armando Bayeux da Silva
(019) 524-2330 / 534-1688

RIO DAS PEDRAS

ETA E Dr. José Coury
(019) 493-2244

SANTA CRUZ DO RIO PARDO

ETA E Orlando Quagliato
(014) 372-2011

SANTA RITA DO PASSA QUATRO

ETA E Manoel dos Reis Araújo
(019) 582-2100

SANTO ANDRÉ

ETE Júlio de Mesquita
(011) 440-2577 / 412-2086

SANTOS

ETE Aristóteles Ferreira
(013) 236-9998

SÃO BERNARDO DO CAMPO

ETE Lauro Gomes
(011) 448-2288

SÃO CAETANO DO SUL

ETE Jorge Street
(011) 743-9510 / 743-7955

SÃO CARLOS

ETE Paulino Botelho
(016) 271-1027

SÃO JOAQUIM DA BARRA

ETE Pedro Badran
(016) 728-2192 / 728-2607

SÃO JOSÉ DO RIO PRETO

ETE Philadelpho Gouveia Netto
(017) 233-9823 / 232-9266

SÃO MANUEL

ETA E Dona Sebastiana de Barros
(014) 841-2599 / 841-2288

SÃO PAULO

ETE Albert Einstein (Casa Verde)
(011) 266-0503

ETE Prof. Basilides de Godoy
(Vila Leopoldina)
(011) 260-4111

ETE Carlos de Campos (Brás)
(011) 230-7098

ETE Getúlio Vargas (Ipiranga)
(011) 273-3222 / 273-3891

ETE Guaracy Silveira (Pinheiros)
(011) 211-6208

ETE José Rocha Mendes (Vila Prudente)
(011) 6163-4454

ETE Martin Luther King (Tatuapé)
(011) 295-1428

ETE Prof. Aprígio Gonzaga (Penha)
(011) 295-1491

ETE Prof. Camargo Aranha (Móoca)
(011) 264-6733 / 264-6438

ETE Prof. Horácio Augusto da Silveira (Vila Guilherme)
(011) 264-7508

ETE de São Paulo (Bom Retiro)
(011) 227-8891 / 227-6979

SÃO SIMÃO

ETA E Prof. Francisco dos Santos
(016) 684-1752 / 684-1415

SOROCABA

ETE Fernando Prestes
(015) 221-9677 / 221-2044

ETE Rubens de Faria e Souza
(015) 233-7189 / 233-1314

TAQUARITINGA

ETE Dr. Adail Nunes da Silva
(016) 352-5615 / 352-5159

TAQUARIVAI

ETA E Dr. Dario Pacheco Pedroso
(015) 534-1139

TATUI

ETE Sales Gomes
(015) 251-4242

VERA CRUZ

ETA E Paulo Guerreiro Franco
(014) 462-1373

VOTUPORANGA

ETA E Frei Arnaldo Maria de Itaporanga
(017) 421-3112