



QFF — QUÍMICA E FÍSICA FUNDAMENTAL

AMOSTRA DE MATERIAL

Módulo: TABELA PERIÓDICA

Lição: 29 — OS HALOGÊNIOS

Esta é uma amostra da lição acima, integrante do módulo indicado, da coleção QFF — Química e Física Fundamental, da Granjeando Talentos.

Material didático protegido por direitos autorais e registrado sob ISBN.

Esta amostra é disponibilizada exclusivamente para apresentação do material. A reprodução, distribuição ou compartilhamento não autorizado do conteúdo é proibido.

Para conhecer a coleção completa:

granjeandotalentos.com.br/qff

ISBN: 978-65-01-29568-8

Lição 29 – Os Halogênios

Introdução

Os halogênios são a família de elementos não metálicos do grupo 17 (VIIA) que se situam imediatamente à direita do grupo do oxigênio na tabela periódica dos elementos químicos. São eles o flúor (F), o cloro (Cl), o bromo (Br), o iodo (I), o astato (At) e o Tenesso (Ts).

Grupo 17 (VIIA) - Halogênios:

- 1: H
- 2: He
- 3: Li
- 4: Be
- 5: B
- 6: C
- 7: N
- 8: O
- 9: F
- 10: Ne
- 11: Na
- 12: Mg
- 13: Al
- 14: Si
- 15: P
- 16: S
- 17: Cl
- 18: Ar
- 19: K
- 20: Ca
- 21: Sc
- 22: Ti
- 23: V
- 24: Cr
- 25: Mn
- 26: Fe
- 27: Co
- 28: Ni
- 29: Cu
- 30: Zn
- 31: Ga
- 32: Ge
- 33: As
- 34: Se
- 35: Br
- 36: Kr
- 37: Rb
- 38: Sr
- 39: Y
- 40: Zr
- 41: Nb
- 42: Mo
- 43: Tc
- 44: Ru
- 45: Rh
- 46: Pd
- 47: Ag
- 48: Cd
- 49: In
- 50: Sn
- 51: Sb
- 52: Te
- 53: I
- 54: Xe
- 55: Cs
- 56: Ba
- 57: La
- 58: Ce
- 59: Pr
- 60: Nd
- 61: Pm
- 62: Sm
- 63: Eu
- 64: Gd
- 65: Tb
- 66: Dy
- 67: Ho
- 68: Er
- 69: Tm
- 70: Yb
- 71: Lu
- 72: Hf
- 73: Ta
- 74: W
- 75: Re
- 76: Os
- 77: Ir
- 78: Pt
- 79: Au
- 80: Hg
- 81: Tl
- 82: Pb
- 83: Bi
- 84: Po
- 85: At
- 86: Rn
- 87: Fr
- 88: Ra
- 89: Ac
- 90: Th
- 91: Pa
- 92: U
- 93: Np
- 94: Pu
- 95: Am
- 96: Cm
- 97: Bk
- 98: Cf
- 99: Es
- 100: Fm
- 101: Md
- 102: No
- 103: Lr
- 104: Rf
- 105: Db
- 106: Sg
- 107: Bh
- 108: Hs
- 109: Mt
- 110: Ds
- 111: Rg
- 112: Cn
- 113: Nh
- 114: Fl
- 115: Mc
- 116: Lv
- 117: Ts
- 118: Og

Série dos lantanídeos: 6

Série dos actinídeos: 7

*Numbering system adopted by the International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). © Encyclopædia Britannica, Inc.

As suas características únicas resultam do fato de as suas camadas exteriores terem sete elétrons, necessitando assim de apenas um elétron para ficarem completas. Este estado de oxidação -1 torna-os extremamente reativos tanto com metais como com alguns elementos não metálicos que formam íons negativos, e podem formar ligações iônicas ou covalentes. Também podem formar compostos entre si; estes compostos binários dos halogênios são chamados "halogenetos".

Quando formam ligações iônicas, ganham um elétron na sua camada exterior para formar íons monovalentes de carga negativa, os íons halogenetos. Os halogênios são excelentes agentes oxidantes. À medida que os seus átomos se tornam maiores (ou seja, à medida que se desce no grupo), são menos eficazes como agentes oxidantes. O flúor, no topo do grupo 17, com os átomos mais pequenos do grupo, é também o menos denso e o mais

reativo dos cinco, enquanto o iodo, perto da base, é o menos ativo (excluindo o astato, que é o mais denso).

No entanto, para cada período (posição horizontal na tabela periódica) em que se encontram, são os melhores agentes oxidantes dentro do período.

Quando os halogênios se encontram no estado gasoso, apresentam-se como moléculas diatômicas (por exemplo, Cl_2). No entanto, apenas dois dos halogênios são gases à temperatura ambiente: o flúor (F_2) e o cloro (Cl_2). O bromo é um líquido e o iodo é um sólido à temperatura ambiente. O astato é o único halogênio radioativo e não é muito importante como representante dos halogênios.

Z	Nome	Símbolo	Massa molar (g/mol)	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Densidade (g/cm ³)	Forma normal*
9	Flúor	F	19,00	-220	-188	1,51**	Gás quase incolor
17	Cloro	Cl	35,45	-101	-34	1,66**	Gás amarelo-esverdeado
35	Bromo	Br	79,90	27	59	3,12	Líquido vermelho-marrom
53	Iodo	I	126,90	114	184	4,95	Ametal sólido púrpura-escuro
85	Astato***	At	(210)	300	350	-	Ametal sólido
117	Tennesso***	Ts					Elemento radioativo sintético

*Forma normal significa a aparência e o estado do elemento em 25°C e 1 atm.

**Para o líquido no ponto de ebulição.

***Radioativo.

O flúor

O nome desse elemento vem das palavras latinas e francesas para "fluir", fluere, que significa "correr".

Propriedades

O flúor não ocorre em estado livre na natureza e, como o flúor é um dos elementos mais reativos, nenhum produto químico pode libertá-lo de qualquer um dos seus muitos compostos. A razão para isso é que os átomos de flúor são os menores dos halogênios, o que significa que os elétrons doados por um metal (ou alguns não-metais) estão mais próximos do núcleo do flúor e, portanto, existe uma grande força entre o núcleo do flúor e os elementos que cedem um elétron. O flúor tem uma forte tendência para ganhar elétrons para completar a camada exterior, o que o torna um forte oxidante.

Como o átomo de flúor tem apenas nove elétrons, que estão perto do núcleo, o núcleo positivo tem uma forte tendência em ganhar elétrons para completar a sua camada exterior. O flúor, como molécula de gás diatômico (F_2), tem uma cor amarela pálida. O flúor é o elemento não metálico mais eletronegativo conhecido (quer ganhar elétrons) e é, portanto, o agente oxidante mais forte conhecido.

O flúor reage violentamente com compostos de hidrogênio, incluindo água e amoníaco. Reage também com metais, como o alumínio, o zinco e o magnésio, por vezes explodindo em chamas, e com todos os compostos orgânicos, resultando, em alguns casos, em compostos complexos de flúor como as moléculas de fluorcarbono. É um elemento gasoso extremamente ativo que se combina espontaneamente e de forma explosiva com o hidrogênio, produzindo ácido fluorídrico (HF), que é utilizado para gravar vidro. Reage com a maioria dos metais, exceto o hélio, o neônio e o argônio. Forma muitos tipos diferentes de "sais" ao combinar-se com uma variedade de metais. O flúor, como gás diatômico, é extremamente venenoso e irritante para a pele e os pulmões, tal como muitos compostos de flúor. O flúor e os seus compostos são também corrosivos.

Abundância e origem

Figura 1 - Fluorita natural, manchada por impurezas, 15 gramas. Tamanho original em cm: 2,5 x 3,5



O flúor é o 13º elemento mais abundante na Terra. Constitui cerca de 0,06% da crosta terrestre. O flúor está amplamente distribuído em muitos tipos de rochas e minerais, mas nunca é encontrado na sua forma pura. O flúor é tão abundante como o azoto, o cloro e o cobre, mas menos abundante do que o alumínio ou o ferro.

O mineral de flúor mais abundante é a fluorita - fluoreto de cálcio (CaF_2) - que se encontra frequentemente com outros minerais, como o quartzo, a barita, a calcita, a esfalerita e a galena. É extraído em Cumberland, Inglaterra, e em Illinois, nos Estados Unidos. Outros minerais a partir dos quais o flúor é recuperado são a fluorapatita e a criolita (que se encontram em muitos países, mas principalmente no México e na África).

Atualmente, o flúor é produzido através da eletrólise do fluoreto de potássio (KF), do ácido fluorídrico (HF) e do fluoreto ácido de potássio fundido (KHF_2).

História do flúor

O flúor foi mencionado pela primeira vez na história em 1670, quando foram escritas instruções sobre a sua utilização para gravar vidro, utilizando espatoflúor verde (fluorita), que é fluoreto de cálcio (CaF_2). No início dos anos 1700, os químicos tentaram identificar o material que gravava o vidro. Embora Carl Wilhelm Scheele tenha "descoberto" o flúor pela primeira vez em 1771, não lhe foi dado crédito porque o elemento ainda não estava isolado e corretamente identificado. Em 1869, George Gore produziu uma pequena quantidade de flúor através de um processo eletrolítico. Ele não sabia que o gás flúor reagiria com o hidrogênio produzido no outro eletrodo e se tornaria extremamente explosivo (o seu aparelho explodiu).

Figura 2 - As fluoritas deram o nome ao fenômeno da fluorescência. A luz é absorvida e depois emitida com outro comprimento de onda (majoritariamente mais longo). O responsável não é a fluorita propriamente dita, mas sim inclusões de alguns lantanóides e metais de transição. As inclusões de európio²⁺ conferem-lhe uma cor púrpura (à esquerda) e deixam-na fluorescer a azul sob luz UV (à direita). 25 gramas, 3 x 3,5 cm.





Em 1886, um químico francês, Ferdinand Frederich Henri Moissan (1852-1907), utilizou eletrodos de platina para produzir flúor a partir da eletrólise do fluoreto de potássio (KF) e do ácido fluorídrico (HF). Conseguiu conter cada um dos gases separadamente, evitando assim uma explosão. A descoberta do flúor foi atribuída a Moissan, em parte devido à sua forma única de produzir e identificar o elemento. Foi-lhe atribuído o Prêmio Nobel da Química de 1906.

Utilizações comuns

Provavelmente, a utilização mais comum do flúor é a sua adição ao abastecimento municipal de água para ajudar a prevenir as cáries dentárias. O fluoreto estanhoso (II) (SnF_2) é adicionado à água em proporções de cerca de uma parte por milhão (1 ppm). Além disso, muitas marcas de pasta de dentes adicionam fluoreto estanhoso ou outros compostos de fluoreto ao seu produto para ajudar a prevenir a cárie dentária. O esmalte dos dentes degenera com o tempo. O flúor promove a remineralização, essencialmente criando uma forma de esmalte novo chamado "fluorapatita", que é resistente à cárie.

Outra utilização popular do elemento flúor é o plástico chamado Teflon. Trata-se de um fluoropolímero que consiste em longas cadeias de moléculas inertes de carbono ligadas quimicamente ao flúor.

O teflon é útil como revestimento de superfícies antiaderentes em utensílios de cozinha, coberturas de tábuas de engomar, lâminas de barbear, etc.

De grande importância são os fluorocarbonetos inertes, como o diclorodifluorometano (CF_2Cl_2) e os compostos de clorofluorocarbonetos (CFC) e a sua utilização como propulsores de gás em latas de spray (por exemplo, spray para o cabelo, desodorizantes e tintas). São também utilizados como refrigerantes no ar condicionado e na refrigeração (freon). A utilização de gases de carbono fluorados, conhecidos como fluorocarbonetos, em latas de aerossóis e refrigerantes foi proibida nos Estados Unidos desde 1978, porque acreditava-se que estes gases se difundiam na atmosfera superior e reagiam para destruir os gases de ozônio que se encontram na camada de ozônio.

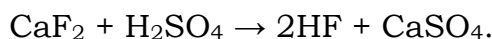
Quando os gases hidrogênio e flúor se encontram, explodem espontaneamente e formam fluoreto de hidrogênio (HF), que, quando dissolvido em água, se transforma em ácido fluorídrico, suficientemente

forte para dissolver vidro. É utilizado para gravar vidro e para produzir lâmpadas "foscas".

Os compostos de flúor são também utilizados para reduzir a viscosidade de metais fundidos e subprodutos de escória, de modo a que estes fluam mais facilmente. Além disso, o flúor é um componente de medicamentos de quimioterapia terapêutica utilizados para tratar vários tipos diferentes de câncer.

Exemplos de compostos

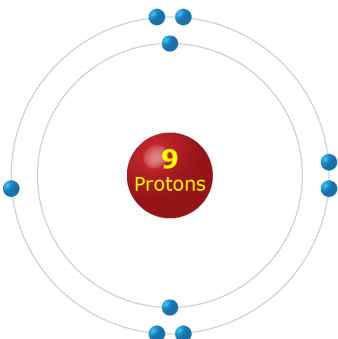
O fluoreto de hidrogênio (ácido fluorídrico) é preparado comercialmente através da destilação de uma mistura de fluoreto de cálcio (feldspato) com ácido sulfúrico concentrado, da seguinte forma



O nitrato de flúor (FNO_3) é um gás ou líquido fortemente oxidante. No estado líquido, explode por choque ou fricção. É utilizado como oxidante para combustíveis de foguetes.

O ácido fluoroacético (CH_2FCOOH) é muito venenoso. É utilizado para matar ratazanas e ratos.

O fluoreto de sódio (NaF), na concentração de um ppm, é adicionado à água potável municipal para ajudar a reduzir as cáries dentárias. É também utilizado como inseticida, fungicida e rodenticida, bem como na fabricação de adesivos, desinfetantes e produtos dentários.

Flúor	
Representação	Distribuição Eletrônica
	7s ☐ 7p ☐ 6s ☐ 6p ☐ 5s ☐ 5p ☐ 4s ☐ 4p ☐ 3s ☐ 3p ☐ 2s ☐ 2p ☐ 1s ☐ 6d ☐ 5d ☐ 4d ☐ 3d ☐ 5f ☐ 4f ☐
$1s^2 2s^2 2p^5$	

Perigos

Muitos dos compostos de flúor, como os CFC, são inertes e não são tóxicos para os seres humanos. Mas muitos outros tipos de compostos, particularmente os sais e ácidos de flúor, são muito tóxicos quando inalados ou ingeridos. São também fortemente irritantes para a pele.

Existe também o perigo de incêndio e explosão quando o flúor se combina com vários elementos e compostos orgânicos.

Os sais venenosos de flúor não são tóxicos para o corpo humano nos níveis de concentração muito baixos utilizados na água potável e na pasta de dentes para prevenir a cárie dentária.

O cloro

O nome desse elemento vem da palavra grega khlôros, que significa "amarelo esverdeado".

Propriedades

Como não metal, o cloro existe como um gás amarelo-esverdeado que é corrosivo e tóxico à temperatura ambiente. Como halogênio, o cloro não se encontra no estado elementar (atômico), mas forma moléculas de gás diatômico (Cl_2). Sendo um íon negativo muito ativo com o estado de oxidação -1, o cloro forma ligações com a maioria dos metais dos grupos I e II.

O cloro não é combustível, mas favorece a combustão. É extremamente eletronegativo e um forte agente oxidante. Não é tão forte como o flúor, que está imediatamente acima dele no grupo 17, mas é mais forte do que os outros halogênios.

Como gás, a sua gravidade específica (densidade) é de 3,214g/l ou 0,003214g/cm³. Como líquido, tem uma cor âmbar clara com uma densidade de 1,66g/cm³. O seu ponto de fusão é -101,5°C, e o seu ponto de ebulição é -34,04°C.

A característica mais conhecida do cloro é o seu cheiro. Pode ser detectado quando é utilizado na limpeza doméstica ou como antisséptico em piscinas. Como antisséptico, é adicionado à água potável municipal. O gás cloro tem um odor muito pungente que é sufocante quando inalado. Numa forma mais concentrada, o Cl_2 foi também um gás venenoso mortal utilizado em combate durante a Primeira Guerra Mundial. Devido ao fato de se

combinar com muitos outros elementos, particularmente metais, o cloro é fundamental para muitas indústrias, particularmente a indústria dos plásticos.

Quantidades laboratoriais de cloro (Cl_2) são produzidas pela combinação de ácido clorídrico (HCl) com dióxido de manganês (MnO_2). O HCl fornece o íon Cl^- .

Abundância e origem

O cloro é o 20º elemento mais abundante na Terra. Não é encontrado como elemento livre (átomos), exceto como gás diatômico que escapa de vulcões ativos muito quentes. É conhecido há milhares de anos como sal-gema (halita). Também se encontra na silvita e na carnalita e como cloreto na água do mar. Na natureza, encontra-se sobretudo em sais dissolvidos na água do mar e em depósitos nas minas de sal. O seu composto mais conhecido é o cloreto de sódio (NaCl), que é o sal de mesa comum.

O cloro é importante para a indústria química. Numericamente, é o 12º produto químico mais produzido nos Estados Unidos e ocupa o nono lugar no volume de produtos químicos produzidos nos Estados Unidos.

O cloro é produzido comercialmente através da eletrólise de uma solução líquida de cloreto de sódio (ou água do mar), processo através do qual é passada uma corrente elétrica através da solução (eletrólito).

História

Em 1774, Carl Wilhelm Scheele fez experiências com o mineral pirolusita (dióxido de manganês), que era a principal fonte de manganês metálico. Misturou pó de pirolusita com o que chamou ácido muriático (HCl), que é uma forma de ácido clorídrico. Produziu-se um gás pungente, amarelo-esverdeado, mas Scheele não sabia o que era, uma vez que a

Figura 3 - Cloro líquido puro sob uma pressão de 8 bar. Dimensão original da coluna de líquido em cm: 0.3 x 3

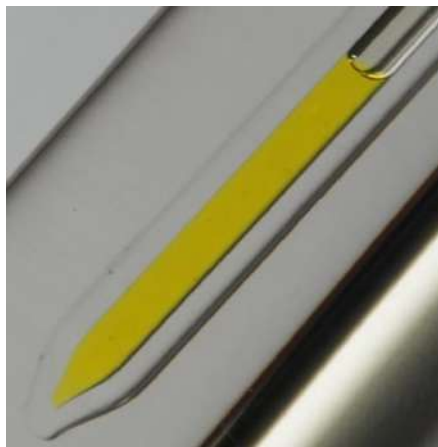
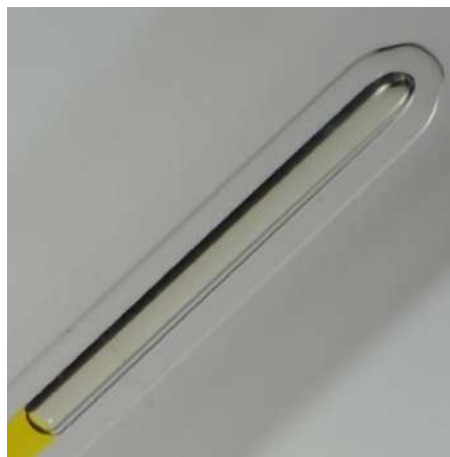


Figura 4 - Cloro gasoso amarelo-esverdeado acima do cloro líquido.





maioria dos gases com que trabalhava eram incolores. Atribui-se a Scheele o nome de cloro gasoso, em homenagem à palavra grega khlôros, que significa "verde". Scheele isolou vários outros elementos e compostos, incluindo o oxigênio, o fluoreto de hidrogênio, o sulfeto de hidrogênio e o cianeto de hidrogênio.

Algum tempo depois, Sir Humphry Davy acreditava que quando o ácido reagia com um metal, o ácido era a fonte desse gás desconhecido. Esta crença estava em desacordo com as posições da maioria dos químicos da época, que acreditavam que a fonte do gás eram os próprios metais - não o ácido. Em 1810, Davy declarou que o novo elemento era o cloro. É geralmente reconhecido como o descobridor do cloro porque o identificou corretamente como um novo elemento. Alguns cientistas da época afirmaram que Davy acreditava que o novo elemento era um composto de oxigênio e, portanto, diagnosticou erradamente o novo elemento. A maioria aceitou a sua identificação do novo elemento e utilizou o nome proposto por Scheele.

Utilizações comuns

Para além da utilização do cloro como antisséptico para piscinas e água potável, são utilizadas grandes quantidades durante os processos industriais que produzem papel, plásticos, têxteis, corantes, medicamentos, inseticidas, solventes e algumas tintas. Seguem-se alguns dos compostos de cloro mais importantes utilizados na indústria: ácido clorídrico ($\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$), sal de mesa (NaCl), clorofórmio (CHCl_3), tetracloreto de carbono (CCl_4), cloreto de magnésio (MgCl_2), dióxido de cloro (ClO_2), cloreto de potássio (KCl) e cloreto de lítio (LiCl).

O cloro é utilizado na fabricação de plásticos como o neopreno e o policloreto de vinila (PVC). É utilizado para fabricar inseticidas, fogos de artifício, explosivos e pigmentos para tintas; produtos farmacêuticos, clorofórmio e clorofluorocarbonetos (CFC); e clorohidrocarbonetos (CHC).

Exemplos de compostos

O cloro forma ligações iônicas com quase todos os metais e ligações covalentes com os semimetais e não-metais. Com os metais do grupo 1 produz sais bem conhecidos quando o íon -1 do cloro se combina com os íons $+1$ deste grupo (por exemplo, NaCl , LiCl e KCl). Os metais do grupo 2 têm íons $+2$ e, assim, quando combinados com íons -1 do cloro, formam sais como o cloreto de magnésio (MgCl_2), o cloreto de cálcio (CaCl_2) e o cloreto de bário (BaCl_2).

O cloro combina-se com o oxigênio, produzindo quatro tipos diferentes de óxidos:

1. Monóxido de cloro: O Cl_2O é um gás avermelhado que, a temperaturas negativas, é um líquido castanho escuro.
2. Dióxido de cloro: O ClO_2 é um gás amarelado muito explosivo. É tão instável que tem de ser diluído em um gás nobre, como o argônio. É utilizado para branquear alimentos e como antisséptico para piscinas.
3. Hexóxido de cloro: O Cl_2O_6 é um líquido avermelhado instável que se decompõe em cloro e dióxido de cloro à temperatura ambiente.
4. Heptóxido de cloro: Cl_2O_7 é um líquido incolor que é um excelente oxidante. Trata-se de ácido perclórico sem água.

O cloro também se combina com muitos outros elementos. Os gases hidrogênio e cloro são extremamente explosivos quando misturados, e produzem cloreto de hidrogênio (HCl) que, quando dissolvido em água, resulta em ácido clorídrico: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$.

Tetracloreto de carbono (CCl_4): Há décadas, este composto era misturado com éter e vendido como Carbona, um líquido de limpeza a seco para roupa. Já não é permitido vender ou comprar CCl_4 para uso doméstico. É classificado como cancerígeno pelo governo dos EUA e é tóxico se ingerido, inalado ou absorvido pela pele. O tetracloreto de carbono é utilizado na fabricação de CFHCs, na fumigação de cereais para matar insetos e na produção de semicondutores.

Hipoclorito de sódio: O NaClO é um oxidante forte utilizado em piscinas e, quando diluído a 5,25%, é conhecido como o branqueador de roupa Clorox.

Fosgênio: O COCl_2 é um gás muito venenoso que foi utilizado em combate no início do século XX. Quando não está concentrado, cheira a feno ou erva recém-cortada.

Hidrocarbonetos clorados: Um exemplo, o DDT, é um inseticida. Foi amplamente utilizado na Segunda Guerra Mundial para desinfetar o pessoal e para evitar a propagação da peste e de outras doenças transmitidas por insetos. Atualmente, a sua utilização é limitada devido à sua toxicidade e à sua longa duração. Embora o DDT seja extremamente eficaz, é difícil de eliminar na natureza. A sua utilização restrita em alguns países tropicais

resultou num grande aumento do número de mortes devido à malária e a outras doenças transmitidas por insetos.

Clorofórmio (CHCl_3): Tóxico e cancerígeno se ingerido ou inalado durante um longo período de tempo. Anteriormente utilizado como anestésico durante procedimentos cirúrgicos, é atualmente proibido para utilização em cosméticos e artigos como pasta de dentes e xarope para a tosse.

Perigos

De tempos a tempos, os vagões-cisterna dos caminhos-de-ferro estão envolvidos em acidentes que provocam fugas de cloro líquido ou gasoso que, ao escaparem para o ar, formam compostos de cloro tóxicos. Isto é extremamente perigoso, quer como risco de incêndio, quer para a saúde humana. Quando a água é utilizada para eliminar o cloro que se escapa, este pode acabar por se transformar em ácido clorídrico, que pode ser perigoso para o abastecimento de água e para a vida aquática.

O cloro gasoso concentrado e muitos compostos de cloro oxidam metais em pó, hidrogênio e numerosos materiais orgânicos e libertam calor suficiente para gerar incêndios ou explosões.

Advertência: Nunca se deve misturar, ou utilizar em conjunto, produtos de limpeza com cloro, como o Clorox, com outras substâncias de limpeza que contenham amoníaco. Trata-se de uma mistura muito perigosa.

Cloro	
Representação	Distribuição Eletrônica
	7s ☐ 7p ☐☐☐ 6s ☐ 6p ☐☐☐ 6d ☐☐☐☐ 5s ☐ 5p ☐☐☐ 5d ☐☐☐☐☐ 5f ☐☐☐☐☐ 4s ☐ 4p ☐☐☐ 4d ☐☐☐☐ 4f ☐☐☐☐☐ 3s ☐ 3p ☐☐☐ 3d ☐☐☐☐ 2s ☐ 2p ☐☐☐ 1s ☐
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	

O bromo

ORIGEM DO NOME: Nome derivado da palavra grega bromos, que significa "fedor".

Propriedades

O bromo é um líquido espesso, vermelho-escuro e de elevada densidade. É o único elemento não metálico que é um líquido à temperatura ambiente normal. (O outro elemento que é líquido à temperatura ambiente é o metal mercúrio.) A densidade do bromo é $3,12\text{g/cm}^3$, que é três vezes a densidade da água. O seu vapor é muito mais denso que o ar e, quando é vertido num copo, os vapores pousam no fundo do recipiente. O ponto de fusão do bromo é -72°C e o seu ponto de ebulição é $58,8^\circ\text{C}$.

O bromo é um elemento não metálico muito reativo, situado entre o cloro e o iodo na tabela periódica. Os vapores de gás de bromo são muito irritantes e tóxicos e causam queimaduras graves se forem derramados sobre a pele.

O bromo é solúvel na maioria dos solventes orgânicos e apenas ligeiramente solúvel em H_2O . O bromo líquido ataca a maioria dos metais, mesmo a platina.

Abundância e origem

O bromo é o 62º elemento mais abundante encontrado na Terra. Embora não seja encontrado livre na natureza, está amplamente distribuído pela Terra em baixas concentrações. Encontra-se na água do mar a uma concentração de 65 ppm. Esta concentração é demasiado baixa para que o bromo possa ser extraído diretamente, então a água salgada precisa ser concentrada, juntamente com o cloro e outros sais, por evaporação solar, destilação ou ambos.

A maior parte do bromo comercial que é recuperado provém de minas de sal subterrâneas e de poços profundos de salmoura. Uma das principais fontes são os poços profundos de salmoura que se encontram no estado do Arkansas e no Grande Lago Salgado do Utah, nos Estados Unidos. Esta salmoura contém cerca de meio por cento de bromo.

O cloro gasoso é adicionado à salmoura quente, oxidando os íons de bromo em solução, que é depois recolhido como bromo elementar. Também é produzido comercialmente, juntamente com a potassa, a partir da

Figura 5 – Bromo líquido puro. Tamanho original do recipiente, em cm: 1 x 4.





evaporação da água com elevado teor de sal do Mar Morto, que se situa a 1290 pés abaixo do nível do mar e está localizado nas fronteiras dos países do Médio Oriente, Israel e Jordânia.

História

O bromo foi utilizado séculos antes de ser identificado. Um mexilhão marinho conhecido como murex segrega um líquido que foi transformado num corante caro conhecido como púrpura de Tyrian. No entanto, os fabricantes de corantes não sabiam que um composto de bromo era o principal ingrediente do corante até aos anos 1900.

Carl Lowig (1803-1890), um estudante calouro de química em 1825, produziu uma substância líquida malcheirosa e de cor escura e avermelhada. Foi encorajado a produzir mais desta substância e a estudá-la. No entanto, os seus estudos atrasaram a sua capacidade de o fazer. Entretanto, outro jovem químico, Antoine-Jerome Balard (1802-1876), escreveu e apresentou um artigo sobre o seu trabalho com o bromo em 1826. Por conseguinte, a Balard é atribuída a descoberta do bromo e foi-lhe dado o direito de nomear o novo elemento. Uma vez que a sua nova descoberta tinha um odor tão forte, chamou-lhe "bromo" da palavra grega bromos, que significa "fedor ou cheiro". Ambos os jovens químicos seguiram carreiras distintas na ciência.

Utilizações comuns

Uma das principais utilizações é como aditivo de gasolina chamado dibrometo de etileno, um agente anti-detonante que remove os aditivos de chumbo dos motores de automóveis após a combustão de gasolina com chumbo, evitando assim que o chumbo forme depósitos no motor. O chumbo evita a queima prematura da mistura gás/ar nos cilindros do motor, o que provoca o som de "batida" no motor.

O chumbo combina-se com o bromo para formar brometo de chumbo, um gás volátil, que é expelido pelo sistema de escape do automóvel. O dibrometo de etileno é um potente agente cancerígeno. Desde a introdução da gasolina sem chumbo, esta utilização diminuiu de importância; recentemente, outros produtos químicos foram substituídos pelo chumbo como aditivo na gasolina.

O brometo de metila é utilizado como pesticida, sendo muito eficaz contra nematódeos parasitas (por exemplo, ancilostomídeos). O brometo de prata é utilizado em fotografia. Os compostos de brometo são utilizados

como retardadores de chama, purificadores de água, corantes e produtos farmacêuticos. O bromo tem muitas aplicações quando combinado com compostos orgânicos. Por exemplo, é utilizado como reagente para estudar as reações orgânicas de muitos outros compostos. É também utilizado como desinfetante, fumigante e sedativo. No século XIX, muitas pessoas tomavam um "brometo" para aliviar a tensão.

Exemplos de compostos

O principal estado de oxidação do bromo é -1, e, assim, ele reage com metais alcalinos do grupo 1, que têm um estado de oxidação +1, para formar os seguintes compostos salinos comuns

Brometo de sódio (I) (NaBr): $\text{Na}^{+1} + \text{Br}^{-1} \rightarrow \text{NaBr}$.

Brometo de potássio (I) (KBr): $\text{K}^{+1} + \text{Br}^{-1} \rightarrow \text{KBr}$.

Se um metal tiver mais do que um estado de oxidação, o bromo tende a reagir com o valor mais baixo, como no exemplo seguinte:

Brometo de manganês(II) (MnBr_2): $\text{Mn}^{2+} + 2\text{Br}^{-1} \rightarrow \text{MnBr}_2$

O bromo combina-se com os não metais de acordo com o estado de oxidação positivo mais baixo do não metal. Por exemplo, o brometo de fósforo (III): (PBr_3): $\text{P}^{3+} + 3\text{Br}^{-1} \rightarrow \text{PBr}_3$.

Alguns outros compostos comuns de bromo são os seguintes:

A azida de bromo (BrN_3) é um agente oxidante forte que explode quando chocado ou aquecido.

Bromo	
Representação	Distribuição Eletrônica
	7s ☐ 7p ☐ 6s ☐ 6p ☐ 6d ☐ 5s ☐ 5p ☐ 5d ☐ 5f ☐ 4s ☐ 4p ☐ 4d ☐ 4f ☐ 3s ☐ 3p ☐ 3d ☐ 2s ☐ 2p ☐ 1s ☐
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$	

É utilizado na fabricação de detonadores para dinamite e outros explosivos. O pentafluoreto de bromo (BrF_5) é muito corrosivo para a pele e explode quando em contato com a água. É utilizado como oxidante no combustível de foguetes.

O bromofosgênio (oxibrometo de carbono, COBr_2) é tóxico se inalado ou ingerido. Foi utilizado como gás venenoso em combates militares.

O cloreto de bromo (BrCl) é um líquido vermelho irritante e malcheiroso utilizado para tratar resíduos industriais e de esgotos.

Perigos

O bromo e muitos compostos de bromo na forma líquida são muito difíceis de remover da pele e produzem queimaduras profundas que demoram muito tempo a sarar.

Quase todos os compostos de bromo são tóxicos se inalados ou ingeridos. Muitos são extremamente explosivos.

Ao trabalhar com bromo, é importante evitar respirar os vapores, bem como evitar o contato com a pele.

O iodo

ORIGEM DO NOME: O nome tem origem na palavra grega iodes, que significa "cor violeta", que é a cor do vapor de iodo.

Propriedades

O iodo no seu estado puro é um sólido preto que sublima (muda de um sólido para um gás sem passar pelo estado líquido) à temperatura ambiente. Produz um vapor púrpura profundo que é irritante para os olhos, nariz e garganta. O iodo tende a formar moléculas diatômicas não metálicas (I_2).

É o mais pesado dos halogênios que ocorrem naturalmente. (Embora o astato, o quinto elemento do grupo 17, seja mais pesado do que o iodo, é um elemento sintético e não ocorre na natureza, exceto como um vestígio muito pequeno). O iodo é o menos reativo dos cinco halogênios.

O ponto de fusão do iodo é $113,7^\circ\text{C}$, o seu ponto de ebulição é $184,4^\circ\text{C}$ e a sua densidade é $4,93\text{g/cm}^3$.

Características

O iodo é o menos reativo dos elementos do grupo dos halogênios 17. A maioria das pessoas associa o iodo à cor castanha-escura da tintura de iodo utilizada como antisséptico para pequenas abrasões e cortes na pele. A tintura é uma solução de 50% de iodo em álcool. Embora ainda seja utilizado, o iodo já não é o antibiótico de eleição para pequenas feridas na pele. Uma vez que o iodo é um veneno que mata as bactérias, as pastilhas de iodo são frequentemente utilizadas por campistas e outras pessoas para purificar a água que é retirada de riachos ao ar livre.

Abundância e origem

O iodo é o 64º elemento mais abundante na Terra. Ocorre amplamente na Terra, mas nunca na forma elementar e nunca em concentrações elevadas.

Ocorre na água do mar, onde algumas espécies de algas marinhas que acumulam o elemento nas suas células. Também é recuperado de poços profundos de salmoura encontrados no Chile, Indonésia, Japão e Michigan, Arkansas e Oklahoma nos Estados Unidos. O iodo é recuperado a partir de cinzas cremadas de algas marinhas. As cinzas são lixiviadas com água para remover os sais indesejáveis.

Por fim, adiciona-se dióxido de manganês (MnO_2) para oxidar os íons de iodo (I^{-1}) e produzir iodo diatômico elementar (I_2). Tem lugar a seguinte reação $4\text{I}^{-1} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnI}_2 + \text{I}_2 + 2\text{O}^{-2}$.

O salitre do Chile [nitrato de potássio (KNO_3)] tem uma série de impurezas, incluindo iodato de sódio e cálcio. O iodo é separado das impurezas e, após um tratamento químico, produz finalmente iodo diatômico. Atualmente, o iodo é recuperado principalmente a partir do iodato de sódio (NaIO_3) e do periodato de sódio (NaIO_4) obtidos no Chile e na Bolívia.

História

Figura 6 - Iodo cristalino puro, que sofre sublimação e se evapora em gás I_2 púrpura. Tamanho da peça maior em cm: 0.5 x 0.5





À semelhança da história de muitos outros elementos, a descoberta do iodo foi um acaso, no sentido em que ninguém o estava a procurar especificamente. Em 1811, Bernard Courtois (1777-1838), um químico francês, tentou remover compostos de sódio e potássio das cinzas de algas marinhas queimadas para fazer pólvora. Depois de remover tais químicos das cinzas, adicionou ácido sulfúrico (H_2SO_4) às cinzas restantes. No entanto, por engano, adicionou demasiado ácido, o que produziu uma nuvem de vapor de cor violeta que irrompeu da mistura. Este vapor violeta condensou-se em todos os objetos metálicos da sala, deixando uma camada de cristais sólidos de iodo preto. Sir Humphry Davy (1778-1829) confirmou a descoberta de um novo elemento e deu-lhe o nome de iodo, a partir da palavra grega iodes, que significa "violeta", mas foi a Courtois que foi atribuído o crédito pela descoberta do iodo.

Utilizações comuns

Uma das utilizações mais importantes do iodo é no tratamento do hipotireoidismo, uma doença em que a glândula tireoide é deficiente em iodo. A deficiência de iodo pode levar à formação de um bócio, em que a glândula que rodeia a traqueia no pescoço aumenta de tamanho.

Existem outras causas de bócio, incluindo o câncer da glândula tireoide. Uma deficiência de iodo pode também causar cretinismo (hipotireoidismo infantil) nos recém-nascidos, o que pode resultar em atraso mental, a não ser que o indivíduo tome hormônios da tiroide durante toda a vida. Os alimentos de folhas verdes, entre outros, contêm iodo que, quando ingerido pelo corpo humano, acaba na glândula tireoide. Alguns alimentos cultivados em solos com deficiência de iodo não contêm iodo suficiente para a nossa dieta. É por esta razão que o iodo foi adicionado ao sal de mesa (cerca de 0,01% de iodeto de potássio) há décadas, especificamente para as pessoas que vivem em regiões com solos pobres em iodo. A área em redor dos Grandes Lagos, nos Estados Unidos, é uma região com solos deficientes em iodo. Uma dieta saudável requer 90 a 150 microgramas de iodo por dia que, para além de estarem disponíveis no sal iodado, podem ser obtidos através de uma alimentação equilibrada.

O isótopo iodo-131 é um radioisótopo artificial de iodo utilizado como marcador na investigação biomédica e como tratamento de doenças da tireoide. O I-131 tem uma meia-vida de cerca de oito dias, o que significa que será eliminado do organismo em várias semanas.

Na indústria, o iodo é utilizado em corantes, antissépticos, germicidas, meios de contraste de raios X, aditivos para alimentos e rações, produtos farmacêuticos, sabões médicos e emulsões de película fotográfica e como catalisador de laboratório para acelerar ou abrandar reações químicas.

O iodo é também utilizado como teste para o amido. Quando colocado sobre o amido (uma batata, por exemplo), o iodo dá ao amido uma cor azul escura. O iodeto de prata é utilizado na fabricação de película e papel fotográfico. Também é utilizado para "semear" nuvens devido à sua capacidade de formar um grande número de cristais que atuam como núcleos sobre os quais a umidade das nuvens se condensa, formando gotas de chuva que podem resultar em chuva.

O iodo radioativo (I-131), com uma meia-vida de oito dias, é utilizado para tratar algumas doenças da glândula tireoide.

O iodeto de potássio (KI) é utilizado na fabricação de película fotográfica e, quando misturado com álcool, é utilizado como antisséptico para matar bactérias.

Exemplos de compostos

Como todos os halogênios mais leves, o iodo, apesar de ser o halogênio mais pesado, combina-se facilmente com metais do grupo 1 e do grupo 2 para formar sais de iodeto. Seguem-se exemplos de compostos que formam o estado de oxidação -1 do iodo:

Iodeto de sódio (NaI): $\text{Na}^{+1} + \text{I}^{-1} \rightarrow \text{NaI}$.

Iodeto de potássio (KI): $\text{K}^{+1} + \text{I}^{-1} \rightarrow \text{KI}$.

O iodo também tem um estado de oxidação de +5, ao formar o íon IO_3^{-1} (iodato⁻¹):

$\text{I}^{5+} + 3\text{O}^{-2} \rightarrow \text{IO}_3^{-1}$.

Perigos

O iodo é um veneno e, como tal, há que ter cuidado no seu manuseamento e utilização. Mesmo na sua forma menos pura, pode danificar a pele, os olhos e as membranas mucosas. Tanto a forma elementar como os seus compostos (gases, líquidos ou sólidos) são tóxicos se inalados ou ingeridos. Mesmo na forma diluída (por exemplo, uma tintura de iodo para tratar pequenas feridas na pele), deve ser usado com cuidado.

Embora seja um veneno em concentrações elevadas, o iodo é necessário como oligoelemento nas nossas dietas para prevenir problemas de tiroide e atraso mental nos mais jovens.

Iodo	
Representação	Distribuição Eletrônica
	7s ☐ 7p ☐☐☐ 6s ☐ 6p ☐☐☐ 6d ☐☐☐☐☐☐ 5s ☒ 5p ☒☒☒ 5d ☐☐☐☐☐☐ 5f ☐☐☐☐☐☐ 4s ☒ 4p ☒☒☒ 4d ☒☒☒☒☒☒ 4f ☐☐☐☐☐☐ 3s ☒ 3p ☒☒☒ 3d ☒☒☒☒☒☒ 2s ☒ 2p ☒☒☒ 1s ☒
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	

O ástato

ORIGEM DO NOME: Da palavra grega astatos, que significa "instável". Todos os seus isótopos são instáveis.

Propriedades

O ástato está localizado logo abaixo do iodo, o que sugere que deve ter algumas das mesmas propriedades químicas do iodo, embora também atue mais como um metal ou semimetal do que o iodo. É um elemento bastante pesado com um número atômico ímpar, o que ajudou os químicos a aprender mais sobre este elemento extremamente raro. Os 41 isótopos foram produzidos pelo homem em reatores atômicos, e a maioria existe durante frações de segundo. O ponto de fusão do elemento é de cerca de 302°C, o seu ponto de ebulição é de aproximadamente 337°C e a sua densidade é de cerca de 7g/cm³.

O ástato é o mais pesado e mais denso dos elementos do grupo 17 (VIIA). É difícil determinar as propriedades e características químicas e físicas do ástato porque está presente em quantidades muito pequenas e existem durante períodos de tempo extremamente curtos. Muitas das suas características são inferidas através de experiências e não por observações diretas.

Abundância e origem

Os químicos do início do século XX tentaram descobrir a existência do elemento 85, ao qual Mendeleev deu o nome de "eka-iodo" para preencher o espaço do elemento em falta na tabela periódica. O ástato é o mais raro de todos os elementos da Terra e encontra-se apenas em quantidades vestigiais. Foi estimado que menos de uma onça de ástato natural existe em toda a Terra.

A principal fonte de ástato na Terra são as pequenas quantidades que são repostas pelo processo de decaimento radioativo do minério de urânio. O ástato produzido por este processo de decaimento radioativo do urânio decai rapidamente, pelo que não existe uma acumulação a longo prazo de ástato na Terra. Os isótopos de ástato têm meia-vidas muito curtas, e menos de um grama foi alguma vez produzido para estudo em laboratório.

História

Os químicos do início do século XX foram capazes de determinar algumas das propriedades do ástato a partir da sua posição na tabela periódica e do fato de ser pesado e ter um número atômico ímpar. No início da Segunda Guerra Mundial, em 1940, Dale Raymond Corson (1914-1995), K. R. Mackenzie (1912-1995) e Emilio Gino Segre (1905-1989) produziram um novo elemento com 85 prótons utilizando um ciclotron. Embora a guerra tenha interrompido os seus trabalhos, estes prosseguiram e foram confirmados em 1945, quando criaram ástato em laboratório, disparando partículas alfa de alta energia (núcleos de hélio) contra um alvo de bismuto-209. Este método ainda hoje é utilizado para a produção de pequenas porções de ástato-211 mais dois nêutrons.

Existe alguma dúvida sobre quem descobriu o ástato. Algumas autoridades afirmam que Fred Allison e E. J. Murphy descobriram o ástato em 1931, mas a maioria atribui o crédito a Corson, Mackenzie e Segre.

O ástato preencheu a penúltima lacuna da tabela periódica; na altura, o elemento 61, o promécio, ainda não tinha sido descoberto.

Utilizações comuns

Em solução aquosa, o ástato assemelha-se ao iodo em algumas das suas propriedades químicas e físicas. Ambos são poderosos agentes oxidantes.

Tem uma utilização limitada na medicina como fonte radioativa. Concentra-se na glândula tiroide tal como o iodo, o que o torna um marcador radioisotópico útil.

Devido às meias-vidas curtas dos seus isótopos e à sua escassez, o ástato tem poucas utilizações práticas fora do laboratório de investigação, onde foi produzido menos de um grama.

Exemplos de compostos

Como um halogênio, o ástato forma sais de halogênio com alguns outros elementos. Não foram produzidos compostos comerciais significativos de ástato, com exceção do ástato-211, que tem uma meia-vida de pouco mais de sete horas e é utilizada como marcador radioativo para doenças da tiroide.

Perigos

O principal perigo reside na radiação dos isótopos do ástato. No entanto, dado que estes isótopos têm meias-vidas muito curtas, não representam um grande perigo a longo prazo. Mesmo assim, o ástato é considerado um elemento perigoso pois é radioativo e cancerígeno. Foi demonstrado que o ástato provoca câncer em animais de laboratório.

Ástato	
Representação	Distribuição Eletrônica
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$	

O tennesso

Em 5 de abril de 2010, cientistas que trabalhavam no Instituto Conjunto de Pesquisa Nuclear em Dubna, Rússia, juntamente com

cientistas do Laboratório Nacional Lawrence Livermore do Departamento de Energia dos EUA e do Laboratório Nacional Oak Ridge, anunciaram a criação do tennesso. Eles produziram tennesso bombardeando átomos de berkelium-249 com íons de cálcio 48. O isótopo mais estável do tennesso, tennesso-294, tem uma meia-vida de cerca de 80 milissegundos. Decai em moscovium-290 através de decaimento alfa.

Em 28 de novembro de 2016, o elemento 117 foi nomeado Tennesso com o símbolo (Ts). A região do Tennessee nos Estados Unidos abriga o Laboratório Nacional de Oak Ridge, a Universidade Vanderbilt e a Universidade do Tennessee em Knoxville, as quais contribuíram para a pesquisa de elementos super pesados.

Como apenas alguns átomos de tennesso já foram produzidos, atualmente não tem usos fora da pesquisa científica básica.

Tennesso	
Representação	Distribuição Eletrônica
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^5$	

Questionário

1. Quantos elétrons existem na última camada de todos os elementos do grupo 17 da tabela periódica?



-
-
-
-
-

- [illegible]



4. Por que os elementos do grupo 16 também são chamados de halogênios?

Atividade prática: encontrando elementos químicos em casa

Tudo que é material e está ao nosso redor é feito de elementos encontrados na tabela periódica, no seu estado elementar ou em combinações, formando substâncias. Preencha a tabela a seguir com alguns elementos do Grupo 15 (família do Nitrogênio) que você encontrou no seu dia-a-dia ou em sua pesquisa.

Elemento	Substância	Onde foi encontrado



Quais elementos você encontrou com mais facilidade e no maior número de substâncias? Por quê?

Lição 29 – Manual dos Pais

Algumas Observações para os Pais a respeito da Lição 29:

Nesta lição conversamos sobre os elementos da “Família do Flúor”, ou “Família 7A”, e que, atualmente são chamados de grupo 17 da tabela periódica. Nesse grupo, o “caráter ametalico” dos elementos é muito forte e os elementos possuem comportamentos químicos mais similares.

Respostas do Questionário da Lição 29:

1. Sete elétrons.
2. Flúor – $2s^2 2p^5$; Cloro – $3s^2 3p^5$; Bromo – $4s^2 4p^5$; Iodo – $5s^2 5p^5$; Ástato – $6s^2 6p^5$; Tennesso – $7s^2 7p^5$.
3. Resposta livre. Envie-me para receber um feedback.
4. Porque eles são tidos como formadores de minérios. A palavra "calcogênio" significa "formador de minério" e deriva do grego chalcos (que significa minério) e -gen (que significa formação).

Orientações a respeito da Atividade Prática da Lição 29:

Neste grupo, como nas Lições anteriores, todos os elementos são conhecidos e amplamente utilizados, à exceção do Tennesso. Fica o conselho de aprofundar as pesquisas a respeito desses elementos, pois servirá como uma bagagem muito boa de conhecimento em Química. A história de descoberta desses elementos também nos fornece um vislumbre de como se consolidam os conceitos em química ao longo de um certo tempo, sendo, também, um assunto de bastante utilidade para o aprendizado do aluno. A família dos halogênios, em especial, abriga os elementos que foram os primeiros “tijolos” da Tabela Periódica” por apresentarem comportamento químico semelhante, tanto nos estudos feitos por Dobereiner quanto por Mendeleiev.

Lição 29 – Material Complementar

Os halogênios e o desenvolvimento dos conceitos químicos

(Tradução do capítulo 4 do livro Chemical Elements – How they were discovered – D. N. Trifonov e V. D. Trifonov)

Os halogênios só foram devidamente conhecidos pelo homem no século XIX, embora o flúor e o cloro tenham sido descobertos nos anos setenta do século XVIII. Mas o fato de o cloro ser um elemento químico só foi compreendido cerca de quarenta anos após a sua descoberta. O flúor esteve "escondido" atrás de compostos de flúor durante um século inteiro antes de ser, finalmente, obtido em estado livre. Mas o iodo e o bromo foram imediatamente reconhecidos como substâncias simples.

Como vemos, os destinos destes elementos, denominados halogênios em 1811, foram diferentes na história da ciência, mas desempenharam um papel peculiar, especialmente na química. Todos eles foram produzidos por análise química, com exceção do flúor, que foi preparado pelo método eletroquímico.

Flúor

O famoso cientista soviético A.E. Fersman chamou a este elemento químico "onívoro". E, de fato, existem muito poucas substâncias, tanto naturais como artificiais, que possam suportar a agressividade química sem precedentes do flúor. A história do flúor é uma ilustração desta propriedade. O flúor provou ser o último (cronologicamente) não-metal a ser separado em estado livre (para além dos gases inertes). Cem anos se passaram desde a previsão da existência do flúor até o momento em que os cientistas conseguiram obtê-lo em estado gasoso.

Os químicos tentaram prepará-lo mais de quinze vezes, mas as tentativas falharam sempre. Em vários casos, chegaram mesmo a perder a vida.

Figura 7 - Carl Wilhelm Scheele. (1742 – 1786)



Ao mesmo tempo, um composto natural comum de flúor (fluorita, CaF_2) era conhecido desde tempos muito remotos. Este mineral inofensivo, conhecido por qualquer colecionador de pedras, foi mencionado em manuscritos já no século XVI. Mas quando o ácido fluorídrico foi preparado pela primeira vez, a fluorita adquiriu um novo significado. É difícil determinar quem foi o primeiro a preparar o ácido fluorídrico; tudo o que se sabe é que, em 1670, o artesão de Nurnberg H. Schwanhard observou a sua ação corrosiva sobre o vidro. Schwanhard e muitos outros depois dele acreditaram erroneamente que a corrosão do vidro era causada pelo ácido silícico, enquanto na verdade era o ácido fluorídrico que destruía o vidro.

Passou um século até que a fluorita caísse nas mãos de C. Scheele. Este estudou duas variedades de fluorita - verde e branca. O cientista aqueceu amostras em pó com ácido sulfúrico e observou que a superfície interna da retorta de vidro se tornava opaca, enquanto uma massa branca se precipitava no fundo da retorta. Scheele supôs que a fluorita era constituída por terra calcária saturada com um ácido desconhecido. Adicionou água de cal a este ácido e obteve uma fluorita artificial semelhante ao mineral natural.

O ano em que o ácido fluorídrico foi separado (1771) é considerado como a data da descoberta do flúor, embora tal não se justifique. A natureza do ácido obtido por Scheele (designado na altura por "ácido sueco") permaneceu pouco clara. Houve uma controvérsia no mundo científico acerca da descoberta de Scheele, mas a cada ano que passava tornava-se cada vez mais evidente que ele tinha razão.

O ácido fluorídrico entrou na categoria dos compostos químicos classificados de forma fiável e os cientistas começaram gradualmente

Figura 8 - Antoine-Laurent Lavoisier (1743 – 1794)



Figura 9 - Joseph-Louis Gay-Lussac (1778 – 1850)



a acreditar que continha um novo elemento químico. Esta opinião foi reforçada por A. Lavoisier, que incluiu o radical do ácido fluorídrico (radical fluorídrico) como um corpo simples na "Tabela dos Corpos Simples". Mas Lavoisier também se enganou: pensou que o ácido continha oxigênio. O seu erro era, no entanto, compreensível, uma vez que, na altura, os químicos acreditavam que o oxigênio era um constituinte indispensável de todos os ácidos.

A pureza do ácido preparado pelo método de Scheele deixava muito a desejar". Só em 1809 é que Gay Lussac e Thenard obtiveram um ácido fluorídrico relativamente puro, aquecendo fluorita com ácido sulfúrico numa retorta de chumbo. Ambos os cientistas foram gravemente envenenados durante as experiências.

Um ano mais tarde, teve lugar um acontecimento de extrema importância na pré-história do flúor.

Dois cientistas - o inglês Humphry Davy e o francês André-Marie Ampere - "baniram" independentemente o oxigênio do ácido fluorídrico. Eles acreditavam firmemente que o ácido era um composto de hidrogênio com um elemento desconhecido e que era semelhante ao ácido clorídrico HCl . Foi a segunda intervenção decisiva de Humphry Davy no destino dos halogênios (pouco antes de ter estabelecido a natureza elementar do cloro).

É, portanto, evidente que Davy foi o primeiro a tentar obter o flúor livre. A propósito, o nome foi proposto por Ampere, que o tomou emprestado do grego ftoros para "destrutivo". Ampere escolheu este nome devido à agressividade do ácido fluorídrico (os químicos ainda estavam para ver a fúria do flúor livre!). Mas Davy estava

Figura 10 - Louis-Jacques Thenard
(1777 - 1857)



Figura 11 - Sir Humphry Davy (1778 - 1829)



num estado de espírito mais pacífico e sugeriu o nome de "flúor" por analogia com "cloro".

Depois de ter dado o nome ao elemento, Davy não conseguiu, no entanto, preparar o flúor livre. Durante dois anos (1813 e 1814), o cientista atacou a fortaleza inexpugnável. H. Davy utilizou dois métodos: o método eletroquímico, que já tinha dado ao mundo o sódio, o potássio, o cálcio e o magnésio, e as reações do cloro com os fluoretos. A eletrólise do ácido fluorídrico não deu resultados; o segundo método também foi infrutífero.

Uma doença grave causada pelo trabalho com compostos contendo flúor obrigou Davy a interromper as experiências, embora tenha sido um dos primeiros a determinar a massa atômica do flúor (19,06). As experiências mal sucedidas de Davy e a sua doença parecem ter servido de aviso para outros cientistas e durante quase 20 anos ninguém tentou obter o flúor livre. Apenas Michael Faraday, o famoso aluno e assistente de Davy, cuja contribuição para a ciência não foi menos importante do que a do seu professor, fez uma tentativa em 1834 (após a morte de Davy) para resolver o enigma do flúor livre. No entanto, mesmo a eletrólise de fluoretos secos fundidos revelou-se inútil.

A cadeia de fracassos foi-se prolongando. Em 1836, os irmãos Knox, da Irlanda, decidiram resolver o problema. Durante cinco anos, realizaram experiências perigosas, sem sucesso. Os irmãos foram gravemente envenenados durante o processo e R. Knox morreu. Em 1846, o belga P. Laying e depois o químico francês D. Niklesse partilharam o destino dramático dos irmãos Knox. Finalmente, em 1854-1856, Edmond Frémy, professor da Escola Politécnica de Paris, parece ter conseguido preparar o flúor livre. Decom pôs eletroliticamente o CaF_2 fundido anidro. O cálcio metálico depositou-se no catodo, enquanto que no anodo se libertava um gás que não podia ser senão o flúor.

No entanto, não basta observar uma cadeia de bolhas, é preciso recolhê-las; neste aspecto, porém, Frémy falhou. Mas, na nossa opinião, Edmond Frémy merece o nome de codescobridor do flúor, pelo menos, o seu direito não é menor do que o de Scheele.

Figura 12 - André-Marie Ampère
(1775 - 1836)



Em 1869, o químico inglês G. Gore obteve uma pequena quantidade de flúor livre que reagiu imediatamente de forma explosiva com o hidrogênio. Houve cerca de dez outros investigadores que esperavam obter flúor livre. A história tem, naturalmente, os seus nomes, mas não os mencionaremos aqui.

Por fim, chegou o momento em que Henri Moissan tomou absolutamente nas suas mãos o destino do flúor. Em primeiro lugar, analisou os erros dos seus antecessores e apercebeu-se claramente de que as tentativas de Faraday, E. Fremy e G. Gore tinham falhado porque não conseguiam dominar a "fúria" do flúor, que reagia instantaneamente com o material do aparelho. Moissan estava também consciente do erro dos investigadores que tentaram isolar o flúor pela ação do cloro sobre os fluoretos; o cloro devia ser um oxidante mais fraco do que o flúor.

Figura 13 - Edmond Frémy (1814 – 1894)



Moissan ultrapassou esta dificuldade utilizando um recipiente em forma de U. Inicialmente, utilizou um recipiente de platina, mas mais tarde decidiu que um recipiente de cobre seria muito mais adequado, uma vez que nem o flúor nem o fluoreto de hidrogênio reagem com o fluoreto de cobre que se formava.

Assim, uma camada de fluoreto de cobre impediu a destruição do recipiente. Moissan encheu o recipiente com ácido fluorídrico anidro e adicionou-lhe uma pequena quantidade de bifluoreto de potássio para que a solução se tornasse eletrocondutora. O recipiente foi imerso numa mistura de arrefecimento a -25°C . Foram inseridos eletrodos de platina através de tampões de CaF_2 . A eletrólise libertava hidrogênio no catodo e flúor no anodo; o flúor era recolhido em tubos de cobre.

Figura 14 - Henri Moissan (1852 – 1907)



Em 26 de junho de 1886, Moissan realizou a primeira experiência bem sucedida, observando a chama produzida pela reação

do flúor com o silício. Enviou um modesto relatório à Academia de Ciências de Paris, onde escreveu que eram possíveis diferentes hipóteses sobre a natureza do gás libertado. A mais simples delas é que o flúor é realmente libertado, embora o gás também possa ser perfluoreto de hidrogênio ou mesmo uma mistura de HF e ozono. A reatividade desta mistura é suficientemente elevada para explicar a forte ação do gás sobre o ácido silícico cristalino.

Uma vez que Moissan não era membro da Academia, o seu relatório foi lido por A. Debray e foi organizado um comitê especial composto por A. Debray, E. Fremy e "o mais velho" dos químicos franceses, M. Berthelot. No primeiro dia, a tentativa de Moissan de preparar flúor livre falhou, mas no dia seguinte teve êxito e o comitê testemunhou o seu sucesso. Assim, surgiu mais uma data na biografia do flúor e, talvez, a mais importante - a data da sua preparação em estado livre (1886). Em 1887, Moissan obteve o flúor líquido.

Cloro

Na antiguidade, o homem conhecia compostos que continham cloro, como o cloreto de sódio NaCl e o cloreto de amônio NH₄Cl. Mais tarde, o ácido clorídrico (HCl) tornou-se conhecido e amplamente utilizado. Numerosos compostos de cloro foram submetidos ao escrutínio dos investigadores e não há dúvida de que, durante as manipulações com eles, o cloro livre foi repetidamente obtido. Entre os que observaram o cloro livre, contam-se cientistas de renome como Johann Glauber (famoso pelo sal de Glauber), Jan Baptista Van Helmont e Robert Boyle. Mas mesmo que este estranho gás amarelo-esverdeado tivesse chamado a sua atenção, dificilmente teriam compreendido a sua natureza.

O químico sueco Carl Scheele também se enganou. Preparou o cloro pelo mesmo método que é descrito nos manuais escolares modernos: pela reação do ácido clorídrico com o óxido de manganês (Scheele utilizou a

Figura 15 - Johann Rudolf Glauber
(1604 - 1668)



Figura 16 - Jan Baptista van
Helmont (1580 - 1644)



Figura 17 – Robert Boyle (1627 – 1691)



pirolusita moída, ou seja, o MnO_2 natural). Seria errado dizer que o cientista escolheu este método por acaso. Scheele sabia que a reação do HCl com a pirolusita devia dar origem, como é habitual, a ar inflamável (conhecido posteriormente como hidrogênio). De fato, foi libertado algum gás, mas não tinha qualquer semelhança com o ar inflamável. Tinha um cheiro muito desagradável e uma cor amarelo-esverdeada desagradável.

O gás corroía as rolhas e branqueava as flores e as folhas das plantas. O novo gás revelou-se um reagente químico muito ativo. Reagia com muitos metais e, quando em contato com o amoníaco, formava uma fumaça densa (cloreto de amônio, NH_4Cl). A sua solubilidade em água era fraca. Scheele não pronunciou as palavras "um novo elemento químico", embora tivesse a descoberta ao seu alcance e pudesse seguir a cadeia lógica de argumentos sobre a sua natureza elementar. Seguidor zeloso da teoria flogística, o químico sueco identificou o gás por ele descoberto com o ácido clorídrico que tinha perdido o flogisto. Chamou-lhe "ácido clorídrico deflogisticado ou ácido muriático deflogisticado" (o HCl foi batizado com o nome de ácido muriático, do latim *muria*, "salmoura, água salgada"). Nessa altura, Scheele partilhava a opinião de Henry Cavendish e de outros cientistas de que o ar inflamável (hidrogênio) era na realidade flogisto. Daí resultava que o novo gás tinha de ser uma substância simples (ácido clorídrico menos flogisto), mas Scheele não chegou a esta conclusão aparentemente óbvia. Embora 1774 seja considerado a data da descoberta do novo gás, muito tempo passaria até que a sua natureza fosse devidamente compreendida.

Antoine Lavoisier derrubou a teoria flogística. A própria designação "ácido muriático deflogisticado" suscitou-lhe um forte protesto. Na sua opinião, o ácido obtido por Scheele era um composto de ácido muriático (clorídrico) e de oxigênio.

Ácido muriático oxidado - foi assim que Lavoisier deu o nome ao que hoje conhecemos como cloro elementar. O químico francês acreditava que todos os ácidos deviam conter oxigênio combinado com algum elemento. Lavoisier chamou a este elemento "murium" no caso do ácido muriático e

incluiu-o na sua "Tabela dos Corpos Simples" (murium radical-radical muriatique).

O resultado foi paradoxal: ao tentar elucidar a natureza do gás descoberto por Scheele, Lavoisier apenas complicou a questão. Provavelmente, este desenvolvimento na história do cloro era simplesmente inevitável à luz das novas concepções teóricas. Alguns químicos tentaram preparar o murio livre, mas as tentativas foram infrutíferas e a natureza do novo gás não se tornou mais clara.

Em 1807, H. Davy tentou resolver o problema, submetendo o famoso ácido muriático a várias manipulações. Tentou decompô-lo eletroliticamente, mas não se observou qualquer decomposição. Por mais engenhoso que fosse o tratamento do ácido oximúrico, não conseguia preparar água nem libertar oxigênio. Numa palavra, o ácido comportava-se como se fosse uma substância simples. Além disso, a sua ação sobre os metais ou os seus óxidos produzia sais típicos.

A Davy só restava reconhecer que o ácido oximúrico era constituído por uma única substância simples, ou seja, reconhecer a natureza elementar do gás descoberto mais de 30 anos antes por Scheele. Em 19 de novembro de 1810, Davy apresentou um relatório à Royal Society.

Davy propôs que o elemento fosse designado por "chlorine", do grego chloros, que significa "verde-amarelo". Dois anos mais tarde, em 1812, o químico francês Gay Lussac propôs mudar o nome para "cloro" (que se tornou geralmente aceito, exceto nos países de língua inglesa).

Figura 18 - Jöns Jacob Berzelius (1779 - 1848)



Gay Lussac, em colaboração com Thenard, começou a estudar o ácido oximúrico quase em simultâneo com Davy; inicialmente, queriam provar que não continha oxigênio. Os dois cientistas fizeram passar o ácido através de um tubo de porcelana em brasa sobre carvão vegetal. Se houvesse oxigênio no gás descoberto por Scheele, este teria sido absorvido pelo carvão. Embora a composição do gás à entrada e à saída do tubo se mantivesse inalterada, esta experiência não abalou a convicção dos

seguidores de A. Lavoisier sobre a composição do ácido oximúrico.

No entanto, as experiências de Davy impressionaram fortemente a comunidade científica contemporânea, que gradualmente chegou à conclusão de que o murium era, de fato, cloro. Em 1813, Gay Lussac e Thenard concordaram com Davy.

Apenas Berzelius continuou durante muito tempo a duvidar da natureza elementar do cloro, mas acabou por ter de aceitar a verdade. A natureza elementar do cloro só se tornou um fato irrefutável após a descoberta e o estudo do iodo e do bromo.

Figura 19 - Michael Faraday (1791 - 1867)



Em 1811, o químico alemão I. Schweiger propôs chamar ao cloro um "halogênio" (do grego para "sal" e "produzir", ou seja, "produtor de sal") devido à sua capacidade de se combinar facilmente com metais alcalinos. Na altura, o nome não era aceito, mas mais tarde tornou-se comum para o grupo de elementos semelhantes: flúor, cloro, bromo e iodo. O cloro foi obtido pela primeira vez sob a forma líquida em 1823 por Michael Faraday.

Iodo

O iodo foi o segundo halogênio a ser obtido no estado livre. Tanto a aparência como as propriedades químicas do iodo são bastante peculiares. Se fosse o único halogênio existente, os químicos teriam de pensar muito sobre a sua natureza, mas o cloro elementar já era conhecido e este fato ajudou a compreender a natureza do iodo.

Bernard Courtois, um empresário da cidade francesa de Dijon, dedicava-se, entre outras coisas, à produção de potassa e de salitre. Utilizou cinzas de algas marinhas como matéria-prima inicial. Sob a ação da água sobre as cinzas, formava-se uma solução-mãe de algas marinhas. Atualmente, sabe-se que as cinzas contêm cloretos, brometos, iodetos, carbonatos e sulfatos de alguns metais alcalinos e alcalino-terrosos. No entanto, quando Courtois efetuou as suas experiências, apenas se sabia que as cinzas continham compostos de potássio e de sódio (cloretos, carbonatos e sulfatos). Quando ocorreu a evaporação, precipitou-se primeiro o cloreto de sódio e depois o cloreto e o sulfato de potássio. A solução-mãe residual



continha uma mistura complexa de vários sais, incluindo os que contêm enxofre.

Para decompor estes compostos de enxofre, Courtois adicionou ácido sulfúrico à solução. Um dia, por acaso, adicionou uma quantidade de ácido superior à necessária. De repente, aconteceu uma coisa inesperada: apareceram nuvens de vapor violeta de uma beleza espantosa, cuja magnificência só era prejudicada pelo seu cheiro desagradável, mesmo lacrimoso... Seguiu-se uma coisa ainda mais surpreendente: na superfície de objetos frios, o vapor não se condensava formando pesadas gotas de um líquido violeta, mas precipitava-se imediatamente sob a forma de cristais escuros com brilho metálico. Courtois descobriu muitas outras propriedades interessantes e invulgares da nova substância. Tinha todos os motivos para anunciar a descoberta de um novo elemento químico, mas, evidentemente, o investigador não estava suficientemente confiante e o seu laboratório estava demasiado mal equipado para efetuar mais investigações. Por isso, pediu ajuda aos seus amigos, Ch. Desormes e N. Clement, pedindo-lhes autorização para continuar as suas experiências no laboratório deles. Pediu-lhes também que publicassem a sua descoberta numa revista científica.

Por conseguinte, o relatório sobre "A descoberta de uma nova substância obtida a partir de um sal alcalino pelo Sr. Courtois", assinado por N. Clement e Ch. Desormes, só apareceu em 1813 nos "Annales de chimie et de physique", ou seja, dois anos após a descoberta do elemento.

Para permitir que outros químicos investigassem a substância, B. Courtois cedeu uma quantidade muito pequena a uma empresa farmacêutica de Dijon. O próprio Clement preparou uma certa quantidade de iodo, estudou as suas propriedades e foi, provavelmente, o primeiro a avançar a opinião de que o iodo se assemelhava ao cloro. Em 1813, J. Gay Lussac e H. Davy, independentemente um do outro, provaram a natureza elementar do iodo. O químico francês sugeriu o nome "iode" para o novo elemento (do grego iodes que significa "cor violeta") e o cientista inglês sugeriu o nome "iodine". O primeiro nome foi aceito na língua russa.

O iodo é um exemplo raro de um elemento químico cujas propriedades foram estudadas exaustivamente durante um curto período de tempo após a sua descoberta. Gay Lussac deu uma grande contribuição nesse domínio, chegando mesmo a escrever um livro sobre o iodo que foi, de fato, a primeira monografia na história da ciência completamente dedicada a um elemento.

Mas as gerações seguintes não esqueceram a contribuição de B. Courtois. Uma rua de Dijon foi batizada com o seu nome; essa honra foi concedida poucos descobridores de elementos químicos.

Bromo

Esse elemento, invulgar em muitos aspectos, foi o último dos halogênios naturais a ser descoberto (se, evidentemente, aceitarmos a descoberta do flúor por Scheele em 1771).

Num dia de outono de 1825, o seguinte acontecimento teve lugar no laboratório de Leopold Gmelin, professor de medicina e de química na Universidade de Heidelberg. Um estudante chamado Carl Jacob Löwig levou ao seu professor um frasco de paredes espessas com um líquido castanho-avermelhado de mau cheiro. Löwig contou a Gmelin que, na sua cidade natal de Kreiznach, tinha estudado a composição da água de uma nascente mineral. O cloro gasoso tornava a solução-mãe vermelha. Löwig extraiu com éter a substância que causava a coloração da solução. Tratava-se de um líquido castanho-avermelhado, conhecido posteriormente como bromo.

Figura 20 - Leopold Gmelin (1788 – 1853)



Figura 21 - Carl Jacob Löwig (1803 - 1890)



Gmelin mostrou grande interesse pelo trabalho do seu aluno e aconselhou-o a preparar a nova substância em maiores quantidades e a estudar as suas propriedades em pormenor. Era um conselho razoável, uma vez que Löwig tinha pouca experiência como experimentador; mas o trabalho exigia tempo e o fator tempo virou-se contra o aluno.

Enquanto preparava assiduamente novas porções de líquido castanho-avermelhado de mau cheiro, apareceu um grande artigo nos *Annales de chimie et de physique*. O artigo intitula-se "Memória sobre uma substância específica contida na água do mar" e foi escrito por Antoine Jérôme Balard. Balard era

assistente de laboratório numa escola farmacêutica da cidade francesa de Mont-pellier. As propriedades da sua "substância específica" revelaram-se bastante semelhantes às do líquido castanho-avermelhado obtido por Löwig. A. Balard escreveu que, em 1824, começou a estudar a vegetação dos pântanos salgados. Submeteu as ervas dos pântanos à ação de vários reagentes químicos para tentar extrair delas compostos úteis. Preparou uma solução-mãe que se tornava castanha sob a ação de alguns reagentes, como o cloro. Em seguida, A. Balard estudou uma solução alcalina obtida após o tratamento de cinzas de algas marinhas. Logo que se adicionou água clorada e amido à solução, esta separou-se em duas camadas. A parte inferior era azul e a superior, castanha avermelhada. A. Balard decidiu que a camada inferior continha iodo, que coloriu o amido de azul. E a camada superior? Balard supôs que ela continha um composto de cloro e iodo. Tentou extrai-lo, mas em vão. Só depois disso é que o assistente de laboratório de Montpellier se atreveu a pensar que a coloração castanho-avermelhada era causada por um novo elemento químico.

Figura 22 - Antoine-Jérôme Balard
(1802 - 1876)



Balard separou o líquido castanho-avermelhado, que era semelhante ao separado vários meses antes pelo estudante desconhecido Lowig, que mais tarde se tornou acadêmico e professor na Sorbonne.

Balard deu ao novo elemento um nome prosaico "muride", do latim muria para "salmoura". Tinha uma visão igualmente prosaica da natureza do elemento, acreditando que era o único líquido não metálico à temperatura ambiente, tal como o mercúrio metálico, que é líquido nas mesmas condições.

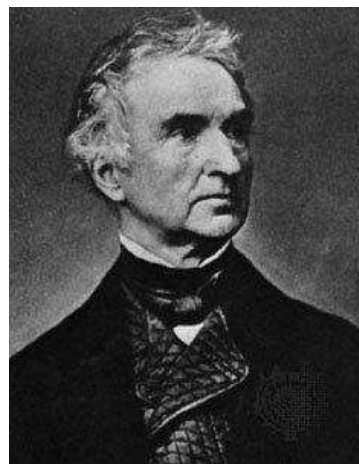
O artigo de Balard não passou despercebido, mas, apesar disso, os seus amigos aconselharam-no a enviar um relatório à Academia de Ciências de Paris. Balard seguiu o conselho e, em 30 de novembro de 1825, enviou uma comunicação intitulada "Memória sobre uma substância específica contida na água do mar". O mais importante da comunicação era a observação sobre a semelhança do murideo com o cloro e o iodo. Os membros da Academia não aceitaram tais relatórios com confiança e foi criado um comitê especial para verificar os resultados experimentais de

Balard. O comitê, constituído por Gay Lussac, Vauquelin e Thenard, confirmou todos os resultados obtidos por Balard e apenas o nome do novo elemento causou objeções. O comitê chamou-lhe "bromo", do grego bromos, que significa "fedorento".

O comitê tomou a sua decisão em 14 de agosto de 1826; a descoberta do bromo era extremamente importante para a química.

E apenas um cientista recebeu a notícia da descoberta com irritação. Tratava-se de J. Liebig. Alguns anos antes, tinha recebido um frasco com um líquido de uma firma alemã que pediu a Liebig para identificar o líquido. O cientista não analisou o líquido a fundo e chegou à conclusão precipitada de que se tratava de um composto de iodo e cloro. Quando Liebig teve conhecimento da descoberta de Balard, analisou o líquido que restava na garrafa e concluiu que se tratava de bromo. Os seus contemporâneos relataram que Liebig disse em tom de mau humor "Não foi Balard que descobriu o bromo, mas foi o bromo que descobriu Balard".

Figura 23 - Justus, baron von Liebig (1803 - 1873)



Importância dos halogênios para o desenvolvimento da química

Quando a determinação das massas atômicas (pesos) se tornou suficientemente precisa, os elementos foram organizados de acordo com o aumento dos pesos atômicos. Isto tornou possível seguir a mudança nas propriedades químicas ao passar dos elementos leves para os pesados e preparou o terreno para a descoberta da lei periódica. Foi criado o conceito de grupos naturais, que combinava elementos quimicamente semelhantes. A tríade cloro-bromo-iodo foi um dos primeiros desses grupos. Foi estudada em profundidade pelo químico alemão J. Dobereiner¹, que pode ser considerado um dos antecessores de Mendeleev.

Um fato interessante foi observado nesta tríade: o peso atômico do elemento do meio é metade da soma dos pesos atômicos dos elementos das extremidades. O mesmo se verificou noutras tríades (grupos naturais) de elementos. Os três elementos químicos - cloro, bromo e iodo -

¹ O Sr. Dobereiner foi mencionado na primeira lição desse módulo.

desempenharam o seu papel na história da química como os primeiros "tijolos" do edifício da lei periódica.

Inestimável é o significado destes elementos na compreensão da composição e propriedades dos ácidos. Inicialmente, a descoberta do cloro apoiou a ideia de que todos os ácidos continham oxigênio; nas fases posteriores, o cloro foi o primeiro elemento para o qual se obtiveram ácidos com e sem oxigênio (clórico e clorídrico). Ao estudar os ácidos de halogênios contendo oxigênio, os químicos adquiriram novos conhecimentos sobre os conceitos de força dos ácidos e do seu grau de dissociação. A comparação das propriedades dos ácidos hidroalcoólicos foi particularmente frutuosa e não se esgota aqui o efeito dos estudos do cloro, do bromo e do iodo na química teórica.

Na química experimental, o quadro é semelhante. Os hidrocarbonetos gerados por halogênios são os intermediários mais importantes para a preparação de muitos compostos orgânicos. Este fato facilitou o rápido progresso da síntese orgânica no século XIX. O método de cloração é amplamente utilizado para a extração de vários metais valiosos de minerais e minérios; os iodetos são utilizados para preparar metais extremamente puros. A química do flúor tornou-se um ramo independente da ciência.