



MANOEL BASTOS LIRA



ACADEMIA AMAZONENSE DE LETRAS
1918 - 2018

ALGUMAS NOTAS SOBRE A VALÊNCIA QUÍMICA



Coleção
Pensamento Amazônico
Série João Leda - v. 2



NOTA EXPLICATIVA SOBRE ESTE LIVRO ELETRÔNICO

Os direitos sobre os textos contidos neste livro eletrônico são reservados ao(à) seu(sua) autor(a) e estão protegidos pelas leis de direito autoral. Esta é uma edição eletrônica, não comercial, que não pode ser vendida nem comercializada em hipótese nenhuma, nem utilizada para quaisquer fins que envolvam interesse monetário. Em caso de citação acadêmica deste E-book, todos os créditos e referências devem ser dados ao(à) autor(a), a Academia Amazonense de Letras e a Reggo Editorial.

Este projeto foi contemplado pelo "Programa Cultura Criativa, 2020 / Lei Aldir Blanc – Prêmio Feliciano Lana" do Governo do Estado do Amazonas, com apoio do Governo Federal, Ministério do Turismo, Secretaria Especial da Cultura e Fundo Nacional de Cultura.



Secretaria de
Cultura e Economia
Criativa



AMAZONAS
GOVERNO DO ESTADO

SECRETARIA ESPECIAL DA
CULTURA

MINISTÉRIO DO
TURISMO



**PÁTRIA AMADA
BRASIL**
GOVERNO FEDERAL



Coleção
Pensamento Amazônico
Série João Leda – v. 2

ALGUMAS NOTAS SOBRE A VALÊNCIA QUÍMICA

MANOEL BASTOS LIRA



ACADEMIA AMAZONENSE DE LETRAS
(1918-2018)



DIRETORIA
BIÊNIO 2020/2021

Presidente

ROBÉRIO DOS SANTOS PEREIRA BRAGA

Vice-Presidente

MARCUS LUIZ BARROSO BARROS

Secretário-Geral

EULER ESTEVES RIBEIRO

Secretário-Adjunto

ARISTÓTELES COMTE DE ALENCAR FILHO

Tesoureiro

ABRAHIM SENA BAZE

Tesoureiro-Adjunto

FRANCISCO GOMES DA SILVA

Diretora de Patrimônio

CARMEN NOVOA SILVA

Diretora de Promoções e Eventos

MARILENE CORRÊA DA SILVA FREITAS

Diretor de Edições

JOSÉ DOS SANTOS PEREIRA BRAGA

Conselho Fiscal

MARIA JOSÉ MAZÉ SANTIAGO MOURÃO

LAFAYETTE CARNEIRO VIEIRA

MAX CARPHENTIER LUIZ DA COSTA

Conselho Fiscal – Suplentes

SERGIO VIEIRA CARDOSO

JOSÉ GERALDO XAVIER DOS ANJOS

ACADEMIA AMAZONENSE DE LETRAS

Filiada à Federação das Academias de Letras do Brasil

Av. Ramos Ferreira, 1.009

CEP.: 69010-120 – Centro de Manaus

Manaus-Amazonas

Tel./Fax: (92) 3342-5381

Site: academiaamazonensedeletras.com

E-mail: academiadeletras.am@gmail.com

SUMÁRIO

Palavra do Presidente	7
Da mesa do editor	9
Algumas notas sobre a valência química	11

© **Manoel Bastos Lira**, 2021

Coordenação Editorial
José Braga

Comissão Editorial

Marcos Vilaça, Elson Farias, William Rodrigues, Bernardo Cabral, Lafayette Vieira,
José Braga, Carmen Novoa Silva, Dom Luiz Vieira, Márcio Souza, Almino Affonso,
Aristóteles Alencar, Sergio Cardoso, Artemis Soares.

Produção Editorial

Marcicley Reggo, Dayana Teófilo

Capa e Projeto Gráfico

Marcicley Reggo

Imagem da Capa

© freepik.com

Digitalização dos originais

Roumen Koynov

Ficha catalográfica

Ycaro Verçosa dos Santos – CRB-11 287-AM

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

L768a Lira, Manoel Bastos, 1913-1998

Algumas notas sobre a valência química. Manaus:
Reggo/Academia Amazonense de Letras, 2021.

Edição digital (formato .pdf)
Coleção Pensamento Amazônico.
Série João Leda – v. 2;

ISBN 978-65-86325-66-9

1. Valência – Química teórica I. Título

CDD 541.224

Depósito Legal na Biblioteca Nacional, conforme Lei n.º 10.994,
de 14 de dezembro de 2004. Todos os direitos reservados (Lei 9.610/98).
Partes desta publicação poderão ser citadas, desde que referenciada a fonte.

2021

REGGO EDITORIAL

Rua Rio Javari, 361

N. Sra. das Graças – Sala 303

69053-110 – Manaus-AM

REGGO

Fone: (92) 98817-0172

@editorareggo

PALAVRA DO PRESIDENTE

Robério dos Santos Pereira Braga

O professor, bioquímico e acadêmico Manoel Bastos Lira foi dos mais renomados mestres dos colégios tradicionais de Manaus – Colégio Dom Bosco, escola em que estudou o primário e o secundário, o Ginásio Amazonense Pedro II e o Instituto de Educação do Amazonas, e teve participação decisiva no Instituto Nacional de Pesquisas da Amazônia – INPA e Universidade Federal do Amazonas.

Prestigiado internacionalmente, integrou várias entidades culturais e científicas, dentre as quais o Instituto Geográfico e Histórico do Amazonas, *American Association for the Advancement of Sciences* (membro vitalício), *American Chemical Society*, Sociedade Brasileira para o Desenvolvimento da Ciência, Sociedade Brasileira de Bioquímica, Sociedade Brasileira da História da Farmácia, Associação Brasileira do Ensino Farmacêutico e Bioquímica, Associação Brasileira de Farmácia, Sociedade Brasileira de Análises Clínicas, Sociedade Brasileira de Ciências e Tecnologia de Alimentos, o Conselho Consultivo da Revista Brasileira de Farmácia e foi membro titular da Academia Nacional de Farmácia, *The New York Academy of Sciences*.

Em que pese seu enorme cabedal de conhecimento na sua área de estudo, e grande vivência amazônica, embora tenha publicado centenas de artigos em jornal, foram poucas as suas produções editadas em livro, como este, *Algumas notas sobre a valência química*, de 1945, e que agora se reedita na coleção especial da Academia Amazonense de Letras.

Diga-se que se trata de trabalho apresentado a concurso de provas e títulos com o qual se tornou professor estadual, ao tempo da interventoria

Nelson de Mello, e como era praxe e exigência legal, foi submetido a rigorosa banca examinadora. Versado em inglês, espanhol, italiano e francês, conhecedor de física, química e biologia, caminhou pela Universidade Federal com simplicidade e durante 25 anos foi diretor da Faculdade de Farmácia e Odontologia, para cuja instituição doou sua primorosa biblioteca pessoal.

Outro trabalho de sua lavra, com boa repercussão nos meios acadêmicos da época, foi *Caleidoscópio científico*, de 1997, uma espécie de coletânea de artigos lançados em jornais de Manaus, com linguagem própria, nem sempre muito bem compreensível ao leitor desavisado, mas abordando temas curiosos e de relevância.

Tendo integrado várias instituições culturais e científicas do Brasil e do exterior algumas das quais antes referidas, foi conduzido à Academia Amazonense de Letras logo após o cinquentenário da instituição, por méritos indiscutíveis, mesmo sendo arredo a conagraçamentos sociais, como era de seu costume, e exerceu vários cargos em sua diretoria oferecendo contributo especial ao Silogeu.

A oportunidade da reedição de obra de sua autoria não só enriquece a coleção especial a qual a Academia nominou de "João Leda", em homenagem a um dos grandes filólogos brasileiros e fundador da instituição, como permitirá que, pela rede mundial de computadores em que estará inserida, maior número de estudiosos e pesquisadores possa conhecê-la, afinal, trata-se de um dos amazonenses que mais se destacaram na sua geração, por conhecimentos profundos, caráter e modéstia.

DA MESA DO EDITOR

Acadêmico José Braga

O livro constitui a principal e mais genuína vocação das academias de letras, uma espécie de missão sempre inconclusa e desafiadora.

Criação engenhosa do mundo novo virtual, o “livro sem papel” muito contribuirá para a difusão e democratização do conhecimento.

Acompanhando os novos tempos, a Academia Amazonense de Letras reuniu 40 obras de seu precioso acervo, que foram vigília e foram luz nesta Casa, legado intelectual de nossos antecessores, cujas edições se acham esgotadas, revitalizando-as e disponibilizando-as sem qualquer custo para a atual e futuras gerações de leitores.

Um resgate de parte do que, ao longo da centenária e luminosa trajetória deste silogeu consubstancia o que se pode chamar de Pensamento Amazônico, inspirado no ideal acadêmico.

Com o uso da nova tecnologia, amplia-se consideravelmente o acesso dos leitores à produção intelectual acadêmica, popularizando-se cada vez mais o livro e sua função libertadora.

Festejemos, pois, esta conquista!

Casa de Adriano Jorge, setembro, 2021.



M. BASTOS LIRA

DO COLÉGIO ESTADUAL
DO AMAZONAS E DO
COLÉGIO D. BOSCO DE MANAUS



ALGUMAS NOTAS
SÔBRE A
VALÊNCIA QUÍMICA

2.^a Edição Revista e Aumentada

D.E.I.F.
S.S.A. — Serviços Gráficos
Manaus — 1945

PREÂMBULO

Apegados às velhas interpretações, que vão ecdendo terreno diante da clarividência das atuais noções sôbre a estrutura da matéria, os compêndios entregues à didática, mantêm ainda, pouco esclarecimento sôbre o problema da valência química, apesar de ser assunto capital no estudo e conhecimento desta disciplina. Foi a necessidade de explicar convenientemente o mecanismo das combinações que se apoia, diretamente, na capacidade dos átomos para uma união entre si que fez surgir esta pequena monografia, que tentará portanto, preencher uma lacuna grave para o alicerçamento da ciência.

Debatemo-nos sempre no campo das teorias. O significado brilhante do "eletrônio", elemento formador do átomo e partícula menor da eletricidade, embala ainda a maior parte do espírito científico, fazendo derivar para o campo elétrico, a potência química dos elementos. E, enquanto, lutamos no dilema de criar novas bases, ou aproveitar as leis da eletrologia, inadmissíveis no campo da fenomenologia da valência, sentimos efetivamente que o "eletrônio" é, sem dúvida, o centro de

qualquer caminho à explicação da atividade combinatória dos corpos, aspectos sob o qual êle não se comporta isoladamente como o elemento menor da electricidade.

Kossel e Lewis-Langmuir, mestres de eletrologia, somente nos falam de possibilidades elétricas ou eletromagnéticas, quando se referem à valência química através de suas conhecidas teorias. Fogem até o presente momento às suas explicações, os mesmos fatos que êles, de início, não puderam esclarecer dentro do corpo de suas doutrinas. E' por isto sempre novo o conceito de Arrhenius, ao dissecá-las no Primeiro Conselho de Química, promovido pelo Institut Internationale de Chimie Solvay (1922) : "La théorie de Kossel est en general à préférer à celle de Langmuir, mais il vaut mieux dire que les deux théories se complètent l'une l'autre e qu'elles doivent encore être complétés à un haut degré".

Eugênio Saz, do Instituto Químico de Sarria (Espanha), dotou-nos de uma nova possibilidade química dentro da Eletrônica, na explicação rigorosa de todas as combinações entre os elementos. E, em sua **TEORIA DAS VALÊNCIAS POSITIVAS E NEGATIVAS**, é agora possível dizer porque, independente dos outros cloretos, o do bóro, do glucínio e do carbono, não sofrem eletrólise, parecendo realmente que Saz, preenche a lacuna entrevista por Arrhenius, o mago da "dissociação iônica", completando assim, com vantagens as já existentes teorias sôbre a valência.

A facilidade que traz na determinação dos coeficientes das reações, na compreensão exata da oxidação e redução, no explicar da atualidade sôbre complexos e coloides, exige que se ponha em contacto com todos os estudiosos, quanto antes, a obra de Saz. E' tão sòmente isto, que desejamos.

SÉRIE ELETRO-QUÍMICA DOS ELEMENTOS

EETRO-POSITIVOSL

M E T A I S	<i>Césio</i>
	<i>Rubídio</i>
	<i>Potássio</i>
	<i>Sódio</i>
	<i>Lítio</i>
	<i>Bário</i>
	<i>Estrôncio</i>
	<i>Cálcio</i>
	<i>Magnésio</i>
	<i>Alumínio</i>
	<i>Cromo</i>
	<i>Manganês</i>
	<i>Zinco</i>
	<i>Cádmio</i>
	<i>Ferro</i>
	<i>Cobalto</i>
	<i>Níquel</i>
	<i>Estanho</i>
	<i>Chumbo</i>
	HIDROGÊNIO

<i>Antimônio</i>
<i>Bismuto</i>
<i>Arsênico</i>
<i>Cobre</i>
<i>Mercúrio</i>
<i>Prata</i>
<i>Paládio</i>
<i>Platina</i>
<i>Ouro</i>
<i>Iridio</i>
<i>Ródio</i>
<i>Osmio</i>

M E T A L O I D E S	<i>Silício</i>
	<i>Carbono</i>
	<i>Bóro</i>
	<i>Nitrogênio</i>
	<i>Selênio</i>
	<i>Fósforo</i>
	<i>Enxofre</i>
	<i>Iodo</i>
	<i>Bromo</i>
	<i>Cloro</i>
	<i>Oxigênio</i>

ELETRO-NEGATIVOS

NOTA:—As setas indicam a diminuição progressiva da característica eletro-positiva ou negativa dos elementos.

Lista Internacional dos Pêsos Atômicos

(1941)

	S	N. A.	P. A.
Alumínio.....	Al	13	26,97
Antimônio.....	Sb	51	121,76
Argônio.....	A	18	39,944
Arsênico.....	As	33	74,91
Bário.....	Ba	56	137,36
Berílio.....	Be	4	9,02
Bismúto.....	Bi	83	209,00
Bóro.....	B	5	10,82
Bromo.....	Br	35	79,916
Cádmio.....	Cd	48	112,41
Cálcio.....	Ca	20	40,08
Carbôno.....	C	6	12,010
Cério.....	Ce	58	140,13
Césio.....	Cs	55	132,91
Chumbo.....	Pb	82	207,21
Clóro.....	Cl	17	35,457
Criptônio.....	Kr	36	83,70
Cromo.....	Cr	24	52,01
Cobalto.....	Co	27	58,94
Colúmbio.....	Cb	41	92,91
Cobre.....	Cu	29	63,57
Disprósio.....	Dy	66	162,46
Enxofre.....	S	16	32,06
Érbio.....	Fr	68	167,20
Escândio.....	Sc	21	45,10
Estanho.....	Sn	50	118,70
Estrôncio.....	Sr	38	87,63
Európio.....	Eu	63	152,00
Ferro.....	Fe	26	55,85
Flúor.....	Fl	9	19,00
Fósforo.....	Ph	15	30,98
Gadolínio.....	Gd	64	156,60
Gálio.....	Ga	31	69,72
Germânio.....	Ge	32	72,60
Háfnio.....	Hf	72	178,60
Hélio.....	He	2	4,003
Hólmio.....	Ho	67	164,94
Hidrogênio.....	H	1	1,008
Índio.....	In	49	114,76

	S	N. A.	P. A.
Iodo.....	I	53	126,92
Irídio.....	Ir	77	193,10
Íterbio.....	Yb	70	173,04
Ítrio.....	Y	39	88,92
Lantânio.....	La	57	138,92
Lítio.....	Li	3	6,94
Lutécio.....	Lu	71	174,99
Magnésio.....	Mg	12	24,32
Manganês.....	Mn	25	54,93
Mercurio.....	Hg	80	200,61
Molibdênio.....	Mo	42	95,95
Neodímio.....	Nd	60	144,27
Neônio.....	Ne	10	20,182
Níquel.....	Ni	28	58,69
Nitrogênio.....	N, Az	7	14,008
Ósmio.....	Os	76	190,20
Ouro.....	Au	70	197,20
Oxigênio.....	O	8	16,000
Paládio.....	Pd	46	106,70
Platina.....	Pt	78	195,23
Potássio.....	K	19	39,096
Praseodímio.....	Pr	59	140,92
Prata.....	Ag	47	107,880
Protactínio.....	Pa	91	231,00
Rádio.....	Ra	88	226,05
Radônio (Nitônio).....	Rn, Nt	86	222,00
Rênio.....	Re	75	186,31
Ródio.....	Rh	45	102,91
Rubídio.....	Rb	37	85,48
Rutênio.....	Ru	44	101,70
Samário.....	Sm	62	150,43
Selênio.....	Se	34	78,96
Silício.....	Si	14	28,06
Sódio.....	Na	11	22,997
Tantálio.....	Ta	73	180,88
Telúrio.....	Te	52	127,61
Térbio.....	Tb	65	159,20
Tálio.....	Tl	81	204,39
Tório.....	To	90	232,12
Túlio.....	Tu	69	169,40
Titânio.....	Ti	22	47,90
Tungstênio.....	Tg, W	74	183,92

	S	N. A.	P. A.
Urânio.	U	92	238,07
Vanádio	V	23	50,95
Xenônio.....	Xe	54	131,3
Zinco.	Zn	30	65,38
Zircônio.....	Zr	40	91,22

(Journal of American Chemical Society 1941)

LEGENDA { S = SÍMBOLO
N. A. = NÚMERO ATÔMICO
P. A. = PÊSO ATÔMICO

PRIMEIRA PARTE

JOHN DALTON : ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Foi através de JOHN DALTON (1802-1808) que penetrou na ciência química a então *abstração atômica da matéria*. A questão já havia rolado por séculos, migrando das escolas filosóficas indús, até que, a casualidade a impelira, graças a um precursor de Marco Pólo, surgindo assim, para a Grécia e para o resto do mundo. Esta união inicial, que acabamos de sentir, da Ciência à Filosofia, decorreu, sem dúvida alguma, da nossa visão imperfeita do mundo que, não reflete o apuro de sua forma, más, dentro dela, tão somente uma condição, a percepção pelos nossos órgãos sensoriais, dotada, da imensa variabilidade subjetiva que êles possuem. E' dos pitagóricos, com ALCMAEON (1), que nos chegam em primeira mão êstes gritos de angustia e anseio que mais tarde ecoariam dentro da sublime poesia de Jorge Sabelico, o FAUSTO, o velho remoçado de GOETHE. E assim, examinando todos os trabalhos daquela pléiade formidável de pensadores helenos, verificamos que, a semelhança do caleidoscópio, as suas obras em cada página volteada, qual torsão do tubo maravilhoso de

(1) Alcmaeon, filósofo pitagórico, discípulo de Arquitas, crotonense nascido em 500 A. C.

BREWSTER (2), apresentam-nos o conceito de matéria, as idéias atuais sobre sua estrutura e formação, e indicam-nos a degradação, a afinidade química, o relativismo hodierno, etc.

E dêste conhecimento exáto da realidade que se descobre em Parmênides (3) — constituinte do “subtractum” dos eleáticos de Zenon, os creadores do “nada” chegamos a Aristóteles, o gerador do “éter” circular, hoje irmanado ao universo poli-dimensional de Einstein e colaboradores (4), para volvermos séculos atraz, e acharmos a escola “vesequica” com KANÁDA (5); que na longínqua Índia, já admitia a divisibilidade da matéria, e a indestrutibilidade e eternidade de suas partículas menores, trazendo-nos ao mesmo tempo a idéia dos átomos e das suas combinações. Tudo isto, ao que parece, formou a fonte dadivosa onde DEMÓCRITO de ABDERA, abeberou o seu e o nosso atomismo (6).

-
- (2) David Brewster, físico inglês inventor do Caleidoscópio.
- (3) Parmênides, filósofo eleático, nascido em Elea 540 A. C.
- (4) Alberto Einstein, físico e matemático contemporaneo, autor da celebre Teoria da Relatividade.
- (5) Kanáda, filósofo indú da seita “vesequica” cujas obras encerram o germen do atomismo grego. (Vêr. M. Delacre, Histoire de la Chimie, 1920 — Obras de Kanáda, edição de Mizzapure, 1851 — Ad. Franck, Dictionnaire des Sciences Philosophiques, Paris, 1885 — Enciclopedia Espasa — Modern Inorganic Chemistry; Mellor & Parkes, 1940.
- (6) Cita-se na obra de Franck, Dictionnaire des Sciences Philosophiques, que Demócrito de Abdera tivesse percorrido o oriente (Índia) onde recolheu a sugestiva idéia do atomismo de Kanáda.

Assenta a teoria atômica dos gregos nos seguintes pontos fundamentais: a) Nada provem do nada. O que existe não pode ser destruído. Toda troca resume-se em uma agregação e desagregação de partes; b) nada ocorre fortuitamente, tudo encerra uma razão de ser; c) somente existem átomos e vazio; d) o número de átomos é infinito e infinita sua forma; Estes precipitam-se, continuamente, pelo espaço, caindo mais depressa os mais pesados, desviando-se pelo choque os menores, formando-se verdadeiro turbilhão atômico. Os movimentos que disto resultam, são o início e formação de mundos novos. Formam-se vários mundos que como se originam, também, se extinguem.

Da luta entre o "nada" e o "eter", de Parmênides contra Aristóteles, lucra a ciência a positividade dos seus dois grandes princípios: o da conservação da matéria e o da constância qualitativa que encerram em seu bojo, a indestrutibilidade e a impenetrabilidade da matéria, princípios que veremos resplandecer dentro dos postulados daltonianos.

LEUCIPO (7) foi, não resta dúvida, o elemento de ligação entre idéias diversas e com ele partiu-se, decididamente, para a completa identificação das substâncias e fenômenos. A sugestão da aparência de Parmênides antepoz LEUCIPO, o reflexo da forma, do tamanho, da posição e da distância.

(7) Leucipo, filósofo fundador da escola de Abdera (Trácia).

DEMÓCRITO de ABDERA, seu discípulo, esclareceu-nos ainda mais, repelindo completamente a questão da divisibilidade infinita, inculcando-nos suficientemente a idéia do “amero”. As partes com extensão limitada, seriam átomos que pré-escutára na velha Índia de Kanáda. Avantajou-se no atomismo EPICURO (8), trazendo-nos o seu pensar sobre o péso e o vácuo, e, concluindo de encontro às idéias de DEMÓCRITO que, os átomos em queda, atravessando o vazio, sem resistência, não poderiam perder velocidade e cairiam, finalmente, independente de sua densidade, com a mesma velocidade. Este ponto de choque entre Demócrito e Epicuro, não os divorciou completamente, pois, Epicuro, afastando-se do primeiro, deu-nos uma demonstração da “ação gravitatória” que interessaria à ciência séculos depois, com ISAAC NEWTON. E, sob a impressão da interpretação “epicuriana” da queda dos corpos e do seu “atomon”, TITUS LUCRECIUS CARUS, concebeu a imagem poética do atomismo, renovando completamente os princípios fundamentais da escola grega. Assim, com DEMÓCRITO sem EPICURO, renasceram o universo infinito; átomos indivisíveis; nada fóra de átomos e vazio, e, finalmente, com todo o seu esplendor no “Ex nihilo nihil, in nihilum nihil posse reverti” apanhou Lucrécio, das cinzas sepuladoras de HERCULANUM, a imagem atômica reentre-

(8) Epicuro filósofo ateniense nascido em 340 A. C.

gue à humanidade através do seu "DE RERUM NATURA".

Empanada no seu brilho, por varias vezes, a "teoria atômica", defendida heroicamente, pelos dois trácianos e pelo romano rompe o véu da "Idade média", com MAIMONIDES e outros arabes, para com Renato DESCARTES e Pedro GASSENDI, no atrito entre o "finito e o infinito" volver com a "mássula" de vez para a ciência. Era o renascimento do atomismo.

Em seu "NEW SYSTEM OF CHEMICAL PHYLOSOPHY" (1808), John Dalton, de quem Perrin, assim fala: "On doit au grand DALTON l'intuition géniale qui, rendant compte de la façon la plus simple et de la loi de Proust et de celle qui lui-même avait découvert, allait donner aux théories moléculaires une importance capitale dans la compréhension et dans la prévision des phénomènes chimiques" (Les Atomes, Jean Perrin, pgs. 14-15), repoz no seu devido lugar aquelas idéias que já tinham brilhado no firmamento filosófico e que deveriam orientar, definitivamente, à ciência química.

Nas últimas décadas do século XVIII havia surgido com J. B. Richter (9), a lei das proporções fixas que somente penetraria na ciência com JOSEPH LOUIS PROUST. Maior alcance foi dado a esta lei, quando DALTON, deu a conhecer sua admirável concepção das

(9) Citação contida no livro "Átomos y Cosmos" de Hans Reichenbach, tradução espanhola de J. Cabrera, pg. 156. Madrid. 1931.

“proporções múltiplas”. Do seu estudo, passou o químico de Eaglesfield (10), à doutrina do átomo, como base elementar de toda ação química. Amadeu AVOGADRO e Stanislau CANNIZZARO, são os dois nomes que encontramos no caminho da consolidação da Teoria de Dalton. Esta passou a integrar-se dentro dos seguintes postulados: 1) Os átomos são partículas reais e discretas da matéria que não admitem subdivisão alguma por qualquer dos processos químicos conhecidos; 2) os átomos do mesmo elemento, são entre si iguais e têm o mesmo pêso; 3) os átomos de elementos diferentes possuem propriedades diversas, e, assim vários pêsos e afinidades; 4) os compostos são formados pela reunião de átomos diferentes em relações bem simples, como : 1 : 1; 1 : 2; 2 : 1; 2 : 3, etc. etc. ; 5) o pêso dos átomos combinados representa invariavelmente, a soma dos seus pêsos.

ÁTOMOS e MOLÉCULAS, conceito atual: Abrangia a palavra “átomo” uma designação de forma geral valendo tanto para nomear a partícula ou “átomo”, como sua união. Não existia, pois, diferença alguma entre átomo de substância simples e a parcela menor duma chamada composta. Depois do período das transigências, reservou-se a expressão “átomo” para designar, apenas, a menor porção de substância sim-

(10) Eaglesfield, cidade do Cumberland, Inglaterra onde nasceu João Dalton.

ples, enquanto, Amadeu AVOGADRO, introduzia a denominação de "molécula" que passou a indicar a menor unidade estrutural das substâncias compostas. Esta classificação ganhou terreno, e, depois do desenvolver dos processos para a determinação dos pesos atômicos e moleculares apareceu a necessidade de tornar efetiva, também, para as substâncias simples, uma organização molecular. Surgiam bem diferenciadas as duas unidades de grandeza desigual. Com os nossos atuais processos de investigação, como a interferometria ROENTGEN ou ELETRÔNICA, aquela que veio com Max Von Laue e os dois Braggs e esta com George Paget Thomson, verificamos que não ha individualização molecular em várias estruturas quer simples quer compostas. No aspecto cristalino, especialmente, e, em vários outros não é válida, pois, a concretização da molécula, restando tão somente os átomos segregados e mantidos pela ação da sua envolvente negatónica (11), como nos metais, caso típico de arranjo, totalmente, atômico. Não é boa norma que, acreditando-se a molécula como uma reunião atômica, venha esta apresentar-se nos metais, com um

(11) Metales. William Lawrence Bragg — Revista ENDEAVOUR, pg. 42 Abril de 1943 — "Hemos visto que el estado metálico posee ciertas propiedades que le són peculiares. En cierto sentido, los metales no són verdaderos sólidos. No existen lazos entre átomo y átomo que los mantengan unidos. En realidad, los iones positivos se repelen entre sí, y sí se mantienen en una masa compacta es gracias solamente a la atracción del sistema comun de eletrones cargado negativamente.

único átomo, encaminhando-nos à errônea fantasia, muita vez repetida, da "*molécula mono-atômica*". Em toda organização estrutural, hoje apreciada com relativa largeza, não como simples abstração, más numa realidade bem sugestiva, podemos vêr que a matéria se integra nas seguintes estruturas: atômica, molecular, multi-molecular ou complexa e coloidal.

Nas substâncias atômicas a unidade de grandeza é o átomo. Os metais fornecem um belo exemplo deste tipo. As substâncias moleculares, quando, dissolvidas geram moléculas diferenciadas que na eletrólise se rompem em iões. E' o caso da maioria dos compostos binários. Nas chamadas "multi-moleculares", encontramos a estrutura alternando entre átomos e radicais, entre moléculas e radicais. Isto caracteriza a organização dos complexos. Na constituição coloidal não é mais a molécula a unidade, más, a miscela, um agregado várias vezes maior que aquela podendo fragmentar-se e reduzir-se a "moles" (12) e complexos.

Pelo expôsto é facil observar não ser a organização em átomos característica exclusiva das substâncias simples nem tampouco a molécula, das chamadas compostas.

(12) "moles" — molécula, do latim, massa.

SEGUNDA PARTE

SÍNTESE EXPLICATIVA — *A evolução da estrutura atômica e o suposto de Saz.*

Dois efeitos tinham brotado do tubo de Sir Williams Crookes e foram convenientemente estudados pelos “dois Guilhermes gigantes”, no cenário da eletricidade elementar, o proprio Williams Crookes e Wilhelm Konrad Roentgen. Raios Catódicos e Raios X tem a primazia de haver determinado o aspecto elementar da eletricidade, e com êle, a possibilidade de uma estrutura elétrica para a matéria. E, o “átomo poético” que já se revelára presente através da exatidão que John Dalton emprestára à Química, tinha agora as portas abertas à ciência. Joseph John Thomson (1897) foi o pioneiro no discutir da possível ou provável estrutura atômica, no desenhar dêsse vasto edifício conhecido alhures, pela prodigalidade de sua sombra. E, com êle, com o celebre J. J. nos veio o primeiro modelo, o primeiro “croquis” dessa novel entidade, dêsse novo “desideratum” da ciência. O modelo atômico de Thomson fôra entretanto estático. Não nos tinham mostrado o átomo dinâmico, que estava a surgir com Niepce de Saint Victor (1867) e Henri Antoine Becquerel (1896),

os que precederam com os "raios urânicos" a rádio-atividade que se generalizaria através dos esposos Curie, e seria amplamente analisada por Rutherford.

Ernest Rutherford (1911), foi justamente o arquiteto do modelo dinâmico. Norteado pelo processar do fenómeno radio-ativo, o átomo de Rutherford não fôra, nem podia ser estático como o de Thomson. As cargas eléctricas nêle estariam em constante movimentar, e, pelo desvio dos raios alfa, ao atravessarem lâminas metálicas, concluiu pela existência de particulas com massa abundante, diferentes portanto do electrônio (1). Tinha surgido o "núcleo" de carga eléctrica positiva e massa (protônio), ao redor do qual gravitam as cargas eléctricas negativas, os electrônios. Com o equilibrio das particulas eléctricas de sinais contrários, tambem aparecia, a necessidade do átomo electricamente neutro. E, diante da inflexibilidade da "Lei de Du Fay" (2), que acabaria fatalmente com o seu átomo, Rutherford reduziu o sistema solar, e fez do "núcleo" um sol e do "electrônio" um satélite. Nem assim poderia de vez, sobrepujar a ciência, na sua argúcia e na sua infinita interrogação. Esquecera-se momentaneamente Lord Rutherford, que "em ciência o que se encontra é sempre mais interessan-

(1) Electrônio vem de "electron" vocábulo introduzido por Johnstone Stoney em 1891, para designar a carga eléctrica elementar negativa.

(2) Lei de Charles François de Cisternay Du Fay (1730) — Electricidades do mesmo nome se repelem, de nome contrário se atraem.

te que aquilo que se procura"... Gravitando em redor de seu modelo, à semelhança do eletrônio em volta do núcleo, Rutherford ainda nos trouxe a existencia dos eletrônios nucleares, os quais com os satélites deveriam continuar a manter o princípio automático do "átomo neutro" enquanto a força centrífuga, opondo-se à atração elétrica, deveria sustentar o "átomo dinâmico". Manteve-se o átomo de Rutherford tanto quanto pôde, até receber o golpe de misericórdia, que lhe deveria chegar, daquêles que precisamente haviam orientado seu aparecer desde Thomson: a ótica simples e a ótica roentgen. Tinha sucumbido o arcabouço de Rutherford, que obrigatoriamente se apoiára na Teoria Eléctro-dinâmica Clássica. E assim, a produção de "energia radiante", diminuindo a energia cinética do sistema, terminaria pela redução da órbita do eletrônio, com o que prevaleceria inexoravelmente a lei básica da eletrologia. Niels Henrik David Bohr (1913) vinha então operar a transfusão sanguínea no modelo "rutherfordiano". A energia não ascende nem descende indefinidamente como quer a Mecânica Clássica, mas por trocas bruscas, por saltos, "quanta", como indicava a notável e fecunda teoria de Max Planck (1901). Ditando normas sôbre a translação do eletrônio, o seu caminho, o seu saltar, tinha conseguido Bohr, com a modificação assim imposta ao modelo de Rutherford, manter uma concepção mais coerente com a moderna mecânica-quantística. Frutificára o novo modelo explicando vários obstáculos dos espectros óticos. Entretanto, intervinham novamen-

te, em um "facies" diferente, os mesmos fatores que nos excitaram a conhecer o edifício atômico. Max Von Laue (1912), continuado brilhantemente por William Henry Bragg, pai e por William Lawrence Bragg, filho (1913), trazendo a possibilidade de tactear o eletrônio na sua toca atômica, utilizando para isto, um feixe de raios X, trouxeram, também, novas exigências à suposição atômica de Bohr. A alteração das órbitas, que de circulares passaram a elípticas, culminaram nos trabalhos de Arnold Sommerfeld. O "quantum" principal e o "quantum" azimutal, aquele devido ao movimento de translação do eletrônio na sua elipse, e este ao movimento de precessão, completaram aparentemente a imagem quântica de Bohr e explicaram os espectros de raios X, até que, novas e indecifráveis linhas surgiram, Focalizara-se tremenda crise para o sistema microcômico desenhado por Bohr e alentado por Sommerfeld. Wolfgang Pauli foi o novo médico. Introduzindo novos "quanta", o mecânico e o magnético, esclareceu-se qualquer coisa, decifrou-se por instantes algo e por momentos ardeu a chama da vida, para o modelo atômico de Bohr-Sommerfeld. Concordou-se, também, que o eletrônio deveria ter rotação própria. Com o "spin" de Goudsmit e Uhlenbeck (1924), já alcançado mediante a análise matemática de Pauli, identificou-se o novo "quantum" e surgia o "magnetônio" de Bohr e a possibilidade dos homopolares, também, encontrava arrimo. Impossível era entretanto uma nova "faceta" para o átomo "rutherfordiano". Ele já resistira demais. Não

se suportaria por mais tempo, manter uma divisão de tamanha extenuação mental, como a existente entre a energia elétrica e a energia luminosa, ambas formas da energia radiante. Uma, energia corpuscular, a eletricidade; outra ao mesmo tempo corpuscular e ondulatória, a luz. A clarinada partira de Erwin Schroedinger, que entrevira também uma analogia entre as teorias de Bohr-Jordan e as de Max Planck. Louis de Broglie (1923) foi o "maker". O eletrônio surgiu com o seu cortejo ondulatório, por ser material. E, este cortejo que o acompanhava era justamente o determinante daquela suposição paradoxal de corpusculo-onda, que foi para nós até bem pouco tempo, uma verdadeira sombra científica.

Havia luz; agora há luz...

E do átomo de Bohr, incendiado pelo fulgôr da ciência, pelos trabalhos de De Broglie, Erwin Schroedinger, Max Born, Werner Heisenberger, Wolfgang Pauli, Paul Dirac e outros, resta-nos somente como esqueleto magnífico e inatacável, o que nós chamávamos, "órbita eletrônica" e que hoje perdura sob o aspecto de "nível de energia", com o que podemos estabelecer perfeitamente, os andares eletrônicos do edifício atômico, base da "Teoria das Valências Positivas e Negativas de Eugenio Sz". Esses andares, partem, pois, dos mesmos níveis, K—L—M—N— etc., com que se imortalizara Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1913) embora findasse prematuramente para nossos olhos. Mantêm-se e definem-se, para que possamos chegar à conclusão magnífica do jesuita, no lançar de nova teoria sobre a valência quími-

ca, idêntica à velha eletrônica apenas na origem (eletrônio), diferente da eletrônica, no seu conceito, na sua aplicação, até porque, o que sucedera ao átomo de Bohr, que lhe indicára o rumo, já havia acontecido ha alguns anos atraz à Teoria Eletrônica da Valência, como bem nos afirma Gilbert Newton Lewis (3) "A Teoria Eletrônica que em algumas épocas dominou a ciência química, deve ser abandonada e reduzida a um papel secundário... pois, se reconhece impotente para explicar e resolver os fenômenos fundamentais da química".

(3) Chemical Review-1928—Pg. 231—G. N. Lewis e J. Langmuir, são os autores da Teoria Elétro-Magnética da Valência, por isso denominada de Lewis-Langmuir.

TERCEIRA PARTE

Átomo, conceito atual — Número atômico — Isotopia e Isobaria

ÁTOMO, CONCEITO ATUAL — Núcleo e envolvente, sob o aspecto simples com que surgiram através de Ernest Rutherford, sofreram ultimamente, com o desenvolvimento rápido das concepções da Física-nuclear, modificações, que ao par de nada influenciarem no suposto de Saz, como já referimos em nossa explicação, antes o estimularam, a ponto de torná-lo, um conjunto verdadeiramente explicativo do mecanismo químico na sua amplidão atual. A suposição planetária da envolvente, que fez do eletrônio um satélite, percorrendo indefinidamente o círculo de Bohr ou a elipse de Sommerfeld, com a translação e a precessão necessária à estrutura dum sistema kepleriano minúsculo, surge depois da alvorada de De Broglie, no domínio da mecânica ondulatória, apenas, como uma nuvem eletrônica em tórno da massa nuclear. Desapareceram os caminhos, suprimiu-se o velho vocábulo de Stoney, mas na realidade, a envolvente existe na sua plenitude quântica, nos seus "níveis de energia", nos seus eletrônios, hoje negatônios, sempre porém, da envoltura. O núcleo, aquêle esconderijo reduzindo de Rutherford, desdobrou-se, multiplicou-se. Quatrocentas estru-

turas nucleares já foram estudadas, desde a mais simples, o neutrônio (1) às mais complicadas, como o núcleo do Urânio, conjunto de 250 corpúsculos. A envoltiva, nuvem eletrônica, integrada pelo gás eletrônico, também se pode revestir de extrema simplicidade no átomo de Hidrogênio leve, e, surgir com uma centena de edifícios diferentes, em outros elementos.

PARTES PRINCIPAIS DO ÁTOMO: Núcleo e envoltiva constituem, como vimos, o bloco atômico. O núcleo está integrado por: neutrônios, positônios, negatônios, protônios, deutônios, tritônios e heliônios (2). O tamanho do núcleo é pequeno comparado com o volume total do átomo. Sua densidade porém é grande, pois, nele se concentra a totalidade da massa atômica. A nuvem eletrônica ou envoltiva, está constituída sómen-

(1) **NEUTRÔNIOS** — (W. Bothe, H. Becker, 1930), corpúsculos eletricamente neutros, com massa e assim 1850 vezes mais pesados que os negatônios.

(2) **POSITÔNIO** — (Carl Anderson, 1933) leve como o negatônio porém com carga positiva.

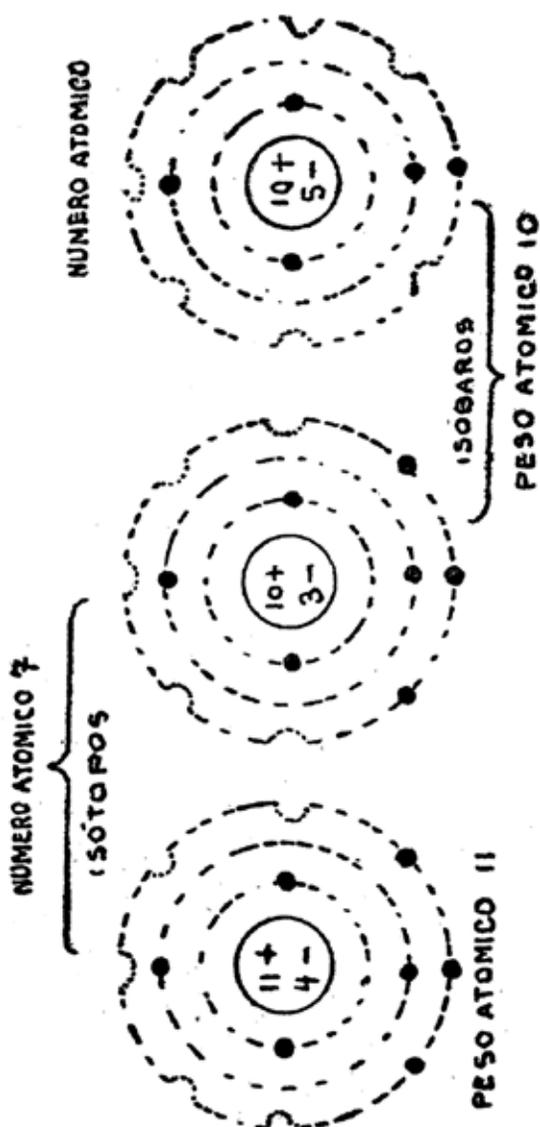
—**NEGATÔNIOS** — Eletrônios de Johnstone Stoney — corpúsculos com massa 1850 vezes menor que o núcleo, carregados de electricidade negativa.

PROTÔNIOS — (átomos de Hidrogênio leve, formados por 1 neutrônio e 1 positônio).

DEUTÔNIOS — (átomos de Hidrogênio pesado, "Deuterium" formados por 2 neutrônios e 1 positônio. Este isótopo foi descoberto por Harold Urey.

TRITÔNIOS — (átomos de Hidrogênio isótopo, Tritium integrados por 3 neutrônios e 1 positônio. Este isótopo foi descoberto por Ernest Rutherford, 1932).

HELIÔNIOS — (átomos de Helio, partículas alfa, formados por 4 neutrônios e 2 positônios).



REPRESENTAÇÃO GRÁFICA DE ISÓTOPOS — (Do livro de Ignacio Puig, "Determinación de los coeficientes en las reacciones químicas por Valencias positivas y negativas").

te pelos negatônios, que se dispõem em agrupamentos mais ou menos estaveis, integrando o que nós denominamos na Suposição de Saz, camadas e sub-camadas.

IMPORTANCIA DO NÚCLEO E DA ENVOLVENTE

— Grande é a importancia do núcleo e da envolvente. Papeis especiais estão reservados em cada caso às divisões atômicas. Assim, certo é que aos negatônios da envolvente o átomo deve exclusivamente sua peculiaridade química, enquanto, do núcleo dependem os fenômenos radio-ativos. Núcleo e envolvente, respondem entretanto, em conjunto, pela massa e pelas propriedades físicas das substâncias.

NÚMERO ATÔMICO — O número de ordem que os elementos possuem no sistema periódico de Rydberg, e que representa o número de negatônios da envolvente, constitue o que nós denominamos “número atômico ou número de MOSELEY”. Todos os arranjos periódicos formam o primeiro periodo com o Hidrogênio e o Hélio. Saz inicia o seu, com o Protônio e o Eletrônio, a fim de resolver uma das dificuldades impostas pela “Lei de Rydberg”, que exige no primeiro período quatro elementos. Ora, além do Hidrogênio, não tinham sido classificados outros elementos, pois, com I. S. Bowen, (3) com a justeza da teoria de Bohr-Sommerfeld a respeito da estrutura nuclear, e a exatidão da Lei de H. G. J. Moseley na constituição

(3) — “Nature” — Pag. 473 — Outubro de 1927.

dos espéctros de roentgen, amplamente se demonstrára, a impossibilidade do nascer do Nebúlio e do Corônio e implicitamente o aparecer dos dois elementos que ajustariam o primeiro período previsto por Rydberg. Saz sem dúvida agiu assim, porque dentro da estrutura atômica do momento, protônio e eletrônio, constituíam o ponto de partida para a integração dos elementos. Agora contamos com o neutrônio, a quem alguém já considerou o elemento de número atômico zero, e o eletrônio, denominação que nos ficou para fixar a menor porção de eletricidade de qualquer sinal. O primeiro período para nós, (4) em que pêsse não haver sido o assunto resolvido por Saz, estará formado por: Neutrônio Eletrônio, Hidrogênio e Hélio. A tetrade obrigatória de Rydberg (5), exáta à luz da lei de Moseley, surge mais firmemente prevista.

(4) — E. N. Da Costa Andrade. "Ibérica" — N.º 1071 de Maio de 1935: (Antes de estos nuevos descubrimientos, el protón y el electrón eran las únicas partículas básicas: parece ahora que las opiniones se van poniendo de acuerdo en que el protón y el neutrón deben ser considerados como los constituyentes fundamentales de todos los núcleos y que el electrón no existe en el núcleo con individualidad propia). A fédia do notavel professor da Universidade de Londres alentou-nos sobremaneira, no traçado do primeiro período da classificação de Rydberg-Saz que iserimos nesta nossa monografia. Agora que o protônio pode adquirir cargas elétricas de ambos sinais e que o vocabulo "eletrônio" apenas as indica de um modo geral, poder-se-á verificar plenamente, qual a nossa orientação, ao preencher, com o neutrônio e o eletrônio a obrigatoriedade dos quatro elementos para o primeiro período de nossa classificação.

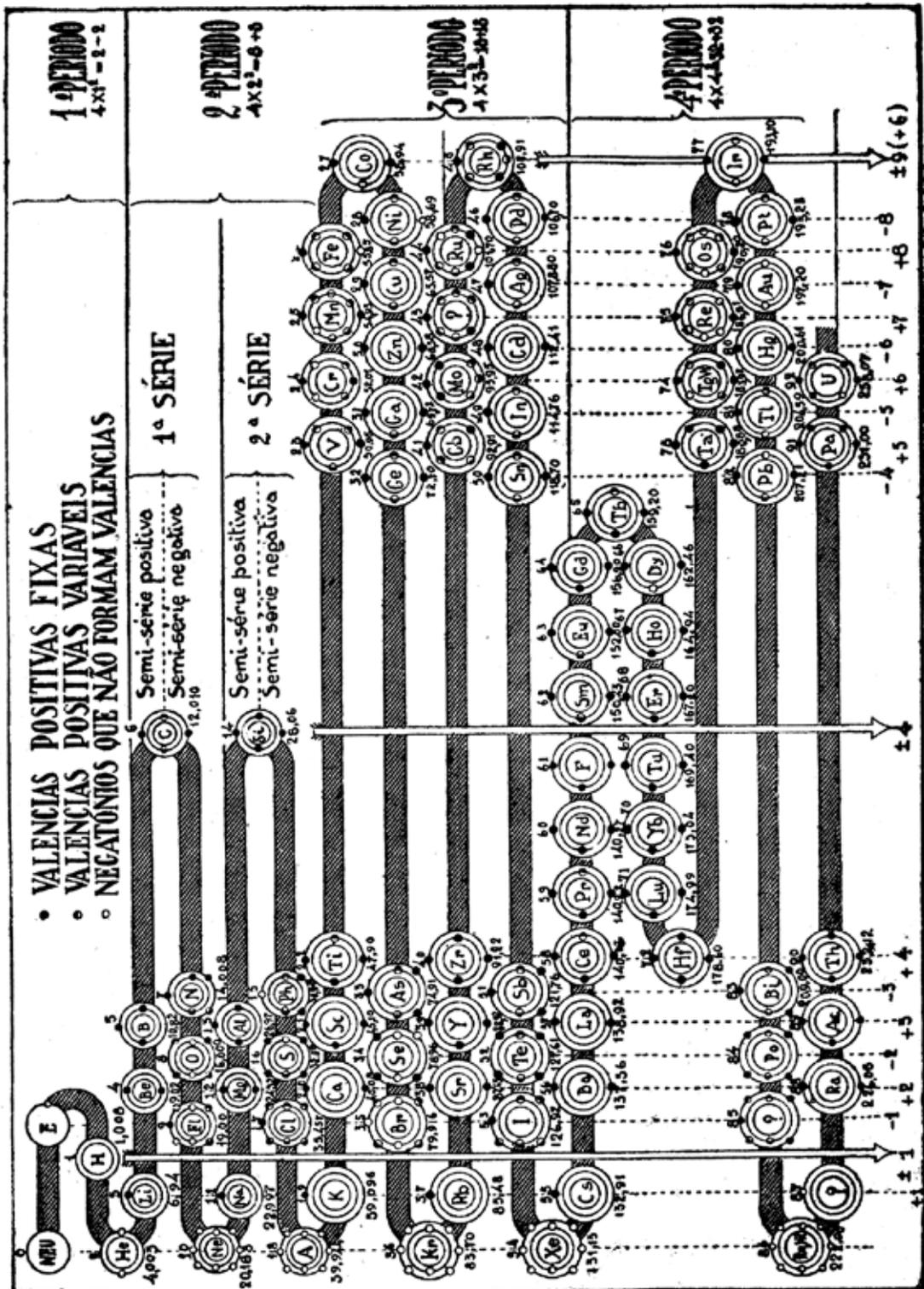
(5) Serie de Rydberg — J. H. Rydberg, 1914 — Classificação periódica dos elementos, ordenados de acôrdo com a lei estabelecida por Rydberg.

ISOTOPIA E ISOBARIA — Consideramos isótopos (6) os elementos que possuindo idêntica nuvem eletrônica (igual número de negatônios na envolvente) possuem diferente arranjo nuclear. Assim, apresentarão as mesmas propriedades químicas, não havendo portanto recurso analítico, via química ou ponderal, que os separe, dada a variação da densidade pela mudança de arranjo nuclear que é mínima.

Chamamos isóbaros (7) os elementos que possuem diferente nuvem eletrônica (diferente número de negatônios na envolvente), possuindo entretanto idêntico arranjo nuclear quanto à massa, diferindo nos caracteres químicos e apresentando peso atômico igual.

(6) **ISÓTOPOS**, de isos, igual e topos, lugar — que ocupam o mesmo lugar na classificação periódica. Palavra introduzida por Frederick Soddy.

(7) **ISÓBAROS**, de isos, igual e baros peso. Que tem o mesmo peso atômico.



CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS DE RYDBERG-SAZ --
 (Revista quanto aos pesos atômicos, e alterada no primeiro período,
 quanto aos seus elementos formadores, de acordo com o pensamento
 do autor).

QUARTA PARTE

Classificação periódica dos Elementos

Dimitri Ivanovitch Mendeleeff (1869) dispondo os elementos químicos pela ordem crescente de seus pesos atômicos, tinha entregue à ciência, uma classificação, em que as analogias químicas entre os elementos se repetem intervaladamente, isto é, em períodos regulares.

Dai o costume de enunciá-la como "Classificação periódica" ou "Sistema Periodico dos Elementos". Mal grado a grande popularidade científica que alcançou Mendeleeff, principalmente depois que, Lecoq de Boisbaudran (1875), Nilson (1879), Winkler (1886), Maria Skolodowska Curie e Pierre Curie (1898), contemporaneamente, Noddack e Tacke (1925), Horia Hulubei (1936) (1) e outros preencheram as vagas que percebera, quando harmonicamente dispôs os elementos

(1) Lecoq de Boisbaudran descobre o eka-alumínio que denomina (galio) (1875); Nilson descobre o eka-bóro, a quem chama Escândio (1879); Winkler, em 1886 descobre o eka-silício, a quem denomina Germanio; Maria Curie e Pierre Curie, depois com Schmidt e Debiere, descobrem o Thório, e o Rádio (1896-1910); em 1925, Noddack e Tacke descobrem o elemento 43, que chamaram Masúrio; em 1936, Horia Hulubei descobre o elemento 87 que foi denominado Moldávio.

químicos, brotou logo a idéia, duma possível alteração na primitiva distribuição, o que se acentuou extraordinariamente, assim que T. W. Richards e F. W. Aston, trouxeram pelo pêso ou através dos raios positivos, toda a sequiência de isótopos que hoje, conhecemos. Manteve-se a periodicidade das propriedades das substâncias, fiel ao sopro emanado de Mendeleeff e continuou, embora, com a premência de novo rumo, a mostrar-nos a possibilidade dos elementos transuranianos, a analogia química das colunas de elementos e uma forte resistência aos maiores obstaculos que lhe foram erguidos, apesar de, sua mera casualidade. E, foi vencendo galhardamente, o surgir das mais extensas famílias de elementos radio-ativos, o esclarecer das "terras raras" e as mutações originadas, pelo desenrolar da desintegração atômica, pelo Ciclotrônio e Reotrônio (2), que culminaram com o nascer do "93" de Enrico Fermi (1934) e com o estabelecimento do 94, 95, 96, 97 e outros, graças aos trabalhos de

(2) O CICLOTRÔNIO foi construído inicialmente por E. O. Lawrence e posteriormente modificado por M. S. Livingstone. Destina-se ao bombardeio atômico, baseado na aceleração das partículas positivas em campos magnéticos ressonantes.

O REOTRÔNIO, construído por Donald W. Kerst de Illinois em 1942, servirá também para o bombardeio atômico empregando, entretanto, negatrônios. E' também denominado betatrônio.

Frederico Joliot e Irene Joliot Curie (3), a quem devemos os rádio-elementos artificiais e a Otto Hahn, Lise Meitner e Fritz Strassmann, que os reproduziram e comprovaram. Mas, não era mais suportável o ordenar primitivo. Várias exceções já feitas clamavam por uma variante mais clara, mais precisa. Assim, a irracionalidade de colocar superior do argônio em face do potássio, a pesar de, possuir um peso atômico igual a 39,944 enquanto, este possui 39,096, a idêntica situação entre o telúrio e o iodo, aquele com um peso atômico igual a 127,61 e este 126,92 e outras, aliada à verificação de que o peso atômico não era mais uma quantidade inteira, mas, fracionária, cuja variação até agora não obedece a lei alguma, trouxeram a necessidade urgente de encontrar um outro ordenar para a classificação periódica do russo.

LEI DE RYDBERG — Abandonando o peso atômico no ordenar dos elementos químicos e substituindo-o pelo número atômico, verificamos logo, que a cada elemento corresponde um número inteiro, pois, inteiro é o número de negatônios da envolvente. Peculiaridade química do átomo, valência do átomo, fatores que variam descontinuamente, quando varia a envolvente,

(3) Em 1934, Frederico Joliot e Irene Joliot Curie do Instituto do Rádio em Paris, bombardeando o bóro, magnésio e alumínio, com partículas alfa, os transformaram em elementos rádio-ativos, iniciando assim, o que hoje consideramos rádio-elementos artificiais.

fazem com que possamos tomar como variáveis independentes, os termos da série descontínua dos números inteiros positivos. Este é o grande feito de J. H. Rydberg (1914) que culminou com o enunciado de sua lei: "Quadruplicando o quadrado dos números naturais positivos, teremos o estabelecimento de uma série, por meio da qual poderemos fixar os números atômicos de todos os elementos conhecidos ou ignorados".

Surgira, pois, para a nova modalidade "periódica dos elementos", uma base certa para sua classificação. Assim, com a série de Rydberg, ganhamos um meio para dividir o sistema periódico dos elementos em grupos naturais. Quatro são os períodos que correspondem em origem aos quatro primeiros números positivos, e, são também os únicos que conhecemos normalmente. Os quatro períodos de Rydberg surgem assim: (1.º) $4 \times 1^2 = 4$; (2.º) $4 \times 2^2 = 16$; (3.º) $4 \times 3^2 = 36$; (4.º) $4 \times 4^2 = 64$. Saz divide cada período de Rydberg em duas semi-séries, com o que explica admiravelmente até o presente momento a concordância analógica dos grupos naturais de elementos químicos, e a relação entre a valência e envolvente. Necessariamente, as séries se iniciam pelo hidrogênio ou metais alcalinos e terminam por um gás raro. As semi-séries que se originam pelos metais alcalinos se denominam "positivas" e as que partem dos gases raros e halógenos "negativas". Isto quer indicar que a inclinação dos elementos para exercer valências, pode, também, prever-se pela

“tábua”. Assim, os elementos que mais se afastam do ponto inicial de sua semi-série vão aparecendo com uma diminuição de sua tendência positiva ou negativa, enquanto, que, nas proximidades do entro, há uma verdadeira difusão de caracteres. Há desde logo grande diferença entre a “classificação periódica” de Rydberg e a proposta por Eugenio Saz. Por isto denominamos a tábua que apresentamos “Sistema periódico dos elementos” de Rydberg-Saz.

QUINTA PARTE

A Envolvente Atômica e a Teoria das Valências Negativas e Positivas de Saz

CONFIGURAÇÕES ESTÁVEIS — Os agrupamentos de negatônios da envolvente que possuem estabilidade, cujo número varia de acôrdo com o período da “Classificação” de Rydberg-Saz a que o elemento pertence, constituem o que chamamos na suposição de Saz, *configurações estáveis*. Os elementos químicos que possuem número exáto de negatônios para integrar configurações estáveis, são dotados de inércia química, não se combinam, a não ser que se altere artificialmente esta condição (1). Estes elementos são por isso denominados “aquímicos” ou “nulivalentes” e são os “gazes-ráros”: Hélio, Neônio, Argônio, Criptônio, Xenônio e Nitônio. Esta inércia química é motivada pela inexistência na envolvente, de algum negatônio que possa abandoná-la ou lugar vago para admiti-lo. A grande maioria dos elementos possui, entretanto, envloventes

(1) Vários compostos dos gases raros têm surgido quando, sob excitação principalmente elétrica e térmica as substâncias que integram os eletrodos com êles se combinam formando os compostos de Boomer, HeH e ArH, e MANLEY, He Hg.

que não formam configurações estáveis por possuírem maior número de negatônios dos que se precisam para obter aquela condição. Êstes negatônios, podem facilmente passar a integrar envoltentes de outros átomos *iguais ou diferentes*, por isto que, reforçando diremos, que êle são os que dão ao átomo sua característica química e mui especialmente sua *valência*.

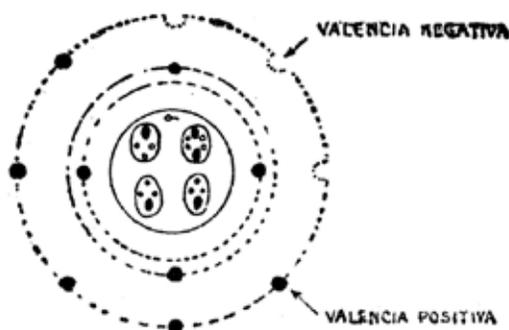
COMBINAÇÕES ATÔMICAS — São as ligações que se estabelecem quando os átomos de natureza semelhante ou diferente ficam entrelaçados pela troca de negatônios de sua envoltente, de fôrma que, êstes penetram no nível mais externo da envoltente de outro para completar nêste sua *configuração estável*. Geralmente, esta tendência é tanto maior quanto menor número de negatônios faltarem ao átomo para completar a citada configuração. Daí o grande poder de combinação química que mostram os halógenos e os alcalinos, porque nos primeiros, há falta de um negatônio, enquanto, nos segundos existe somente um negatônio dos oito de que precisa o átomo, para chegar à situação de inércia.

VALÊNCIAS POSITIVAS E NEGATIVAS — Denominamos “valências positivas” no supôsto de Saz, aos negatônios em excesso que existem na envoltente dum átomo para formar sua configuração estável. As “valências negativas”, são justamente os negatônios que faltam à envoltente do átomo para poder integrar o número exáto de sua configuração estável, própria ao período de Rydberg-Saz a que pertence. As valências

positivas serão representadas pelo sinal (+) e as negativas pelo sinal (—), enquanto, a representação dos íons que poderia trazer algumas confusões, a faremos por meio de um (.) para os positivos e uma (,) para os negativos, seguindo a notação já aconselhada, em vários congressos químicos.

VALÊNCIAS POSSÍVEIS: As valências possíveis de quaisquer átomos, estão formadas pelo total das valên-

	PARTICULA ALFA NÚCLEO DE HELIO
	PARTICULA BETA
	PARTICULA GAMA PROTONIO
	NEGATONIOS



— ÁTOMO DE AZOTO —

(Enquema do livro de Puig, "Determinación de los coeficientes en las reacciones químicas por Valências positivas y negativas".)

cias negativas e positivas, que êles podem possuir, dependendo isto, do período da classificação em que se encontram. As valências possíveis, serão portanto, a soma aritmética das valências positivas e negativas. No primeiro período de Rydberg-Saz, os átomos possuem duas valências possíveis. De fato o hidrogênio pode combinar-se nos hidrácidos pela sua valência positiva como em

HCl, e nos hidrêtos pela sua valência negativa com em NaH. Consequentemente, êste elemento possui duas valências, pertencendo assim, ao primeiro período.

VALÊNCIA REAIS — (em exercício) O número de valências que um átomo põe em ação num composto dado, constitui o que nos denominamos valências reais ou valências em exercício. Isto indica que nem sempre a totalidade das valências que cada átomo possui, está em jôgo em qualquer compôsto, em qualquer combinação. Há uma variabilidade de valência para todos os átomos, via de regra, em cada compôsto. O átomo pode usar um número diferente de valências, sem nunca, entretanto, superar o número de valências possíveis.

ENERGIA QUÍMICA — A afinidade, a atração mútua entre os negatônios da envolvente de um átomo, sôbre os negatônios da envolvente de outros átomos pela tendência que possuem em integrar as configurações estáveis mais ou menos completas, e a valência, a capacidade de combinar-se, dão como produto a Energia Química.

COMBINAÇÕES QUÍMICAS — Na "Teoria eletromagnética" se atribuía a combinação química ao jôgo eletrônico. Assim, a valência deveria ser dada por pares eletrônicos como desejavam Lewis-Langmuir. Êstes pares eletrônicos de "spin" invertidos, deveriam, pois, constituir um par magnético e consequentemente, a ligação inter-atômica. Kossel na "Eletrônica", acha entretanto, que deva ser exercida por um par eletrostático,

apesar de que, nem todos os “hetéropolares” são necessariamente compostos ionizáveis, logo nem todos eletrólitos. Admite Kossel qualquer coisa que chama de “valências positivas e negativas”, más, que na realidade são expressões e ações bem diferentes daquelas com que nos procuramos explicar a ação combinatória dos corpos utilizando a suposição de Eugenio Saz. E, tão diferente é a expressão de Kossel, que quando, um átomo, perde um negatônio, êle chama de valência positiva, o contrario portanto, do nosso caso, onde haverá necessariamente uma valência negativa e vice-versa. Há não só no conceito como de fato, uma diferença radical nas duas explicações, até porque, nos falamos em atração de conjunto de negatônios, e êle, em atração de negatônio a negatônio. Nós falamos em atração química, e êle nos fala de atração elétrica, apesar de gravemente incidir na Lei de Du Fay, pois, os negatônios, nunca se atraem; repelem-se. E’ esta a verdade eletrostática sôbre o caso, e por isto, o falhar dessa multidão de explicações que giram em torno de Kossel dum lado, Lagmuir-Lewis, Landé, Born, Stark e outros de outro lado, o que faz com que as consideremos como Berthoud: “Les théories de Lewis-Langmuir et Kossel ne sont qu’un premier pas. Il est nécessaire cependant de signaler leurs imperfections” (2) As combinações químicas se

(2) Rapports et discussions. — Premier Conseil de Chimie — Institut International de Chimie Solvay. 1922.

exercem, pois, entre átomos da mesma espécie, como em $O^2-H^2-O^3$ etc, ou entre átomos de espécies diferentes, como, em NaCl, NaOH, H^2O etc... Também, as moléculas podem ligar-se entre si, quer sejam simples ou complexas: $(SO^4) {}^3Al^2 + SO^4K^2 = 2 (SO^4) {}^2AlK$.

Desta maneira, um átomo qualquer destas combinações, terá integrado sua associação por tantas valências positivas, quantos negatônios seus tenham penetrado na esfera de atração de outro ou de outros átomos, e, tantas valências negativas, como negatônios de outros átomos tenha recebido na sua esfera de atração, na sua envolvente.

SEXTA PARTE

As "Reações-Tipo" no supôsto de Saz

Embora, já com Walther Kossel, se tivesse esboçado a necessidade de melhor raciocínio a respeito das reações de "oxidação" e "redução", êstas continuavam ainda, sob a mesma orientação que já lhes valéra o nome. Dizia-se que a "oxidação" era "toda reação na qual se processa uma fixação de oxigênio e desprendimento de hidrogênio" (1) e caracterisava-se uma "redução" como sendo "toda reação em que forçosamente se perdia oxigênio e se aumentava a quantidade de hidrogênio" (1). Na suposição de Saz, distinguimos facilmente o assunto, de forma que é impossível voltar a uma nova confusão entre oxigenação e "oxidação", como entre hidrogenação e "redução". A "oxidação" se caracteriza agora pelo aumentar das valencias positivas reais e consequente diminuir das valências negativas, de um ou mais átomos. A "redução", fenômeno contrário, será facilmente entendida, pois, neste caso, um ou mais átomos, aumentam suas valências

(1) Carlos Oppenheimer — Compendio de Química Inorgánica. Tradução hespanhola da 11.^a edição alemã. 1923. Pag. 81.

negativas em exercício e diminuem suas valências positivas reais.

OXIGENAÇÃO — Toda e qualquer combinação química em que entre o oxigênio, será para nos precisamente uma oxigenação. Assim, bem compreenderemos, por que existem, *oxigenações com e sem oxidação* e, também *oxidações sem oxigenação*. Nas oxigenações onde ha aumento de valências positivas reais dum ou mais átomos, com consequente diminuição das negativas semelhantes, diremos que, também, houve ali uma “oxidação”. E’ o caso da seguinte reação: $2K + O = K^2O$; o potássio combinou-se com o oxigênio, oxigenou-se, e como, passou de zero para uma valência positiva, oxidou-se” também. Deste caso concluiremos que, pode haver oxidação sem oxigenação, pois, um ou mais átomos podem aumentar suas valências positivas, sem entretanto, combinar-se com o oxigênio e logo não oxigenar-se. Estudaremos a seguinte reação: $Cl^2Sn + Cl^2 = Cl^4Sn$; o estanho do bi-cloreto, tem apenas duas valências positivas reais. Em presença de clóro oxidou-se, pois, de duas passou a ter quatro valências positivas em exercício. E, como não se combinou com o oxigênio, temos então na reação estudada, um caso de “oxidação” sem oxigenação. No terceiro caso a estudar, observaremos que é possível o inverso, isto é uma oxigenação sem “oxidação”. Na reação a seguir: $PCl^5 + 4H^2O = 5HCl + H^3PO^4$, o fósforo possui cinco valências positivas em exercício como penta-clo-

reto, combinou-se com o oxigênio, derivando disto um oxi-acido, mas manteve as mesmas cinco valências positivas em exercício que possuía. Assim, não se “oxidou”, sómente oxigenou-se.

HIDROGENAÇÃO: — Toda combinação com o hidrogênio, representa para nós uma hidrogenação. A hidrogenação pode concluir com um aumento de valências negativas reais de um ou mais átomos, e, assim, constituir também, uma “redução”. Pode haver ao mesmo tempo uma “redução” sem hidrogenação, como, uma hidrogenação sem “redução”. Estudaremos os casos na ordem. Na seguinte equação que nos traduz a formação do acido clorídrico: $\text{Cl} + \text{H} = \text{HCl}$, o clóro que possuía zero valência passou a ter uma negativa e combinou-se com o hidrogênio, formando um hidrácido. Aí houve portanto, uma “redução” acompanhada de hidrogenação. Na reação do carbono sôbre o óxido de chumbo quente, que dá chumbo livre e anidrido carbónico, poderemos então verificar uma “redução” sem hidrogenação: $2\text{PbO} + \text{C} = 2\text{Pb} + \text{CO}_2$, o chumbo que tinha duas valências positivas reais como, óxido, passou a ter zero, como, metal, reduziu-se, sem entretanto, hidrogenar-se, pois, não existe hidrogênio na equação e portanto na reação examinada. Fazendo agir acido sulfúrico sobre o cloreto de sódio, obteremos acido clorídrico numa reação de hidrogenação sem “redução”. Examinemos o caso: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$, o clóro tinha uma valên-

cia negativa real como cloreto e passou a ter a mesma valência negativa real como hidrácido. Não aumentou nem diminuiu valências, mas passou de sal a hidrácido. Hidrogenou-se, más, não se reduziu.

DUPLA DECOMPOSIÇÃO: — Nêste tipo de reações não se processam nem reduções nem oxidações, pois, nenhum dos elementos em jogo sofre alteração nas suas valências reais.

CONCEITO: — Propriamente o que se oxida e se reduz é o átomo, de vez que, nele é que se verificam os aumentos ou as diminuições de suas valências. Más, como, o átomo isolado está necessariamente com valências em estado potencial (possiveis), a oxidação ou a redução do átomo exigem a presença da molécula, pois, sómente assim, o átomo deixará o estado potencial passando para o dinâmico, exercitando valências.

VALÊNCIAS EM EXERCÍCIO, EFETIVAS E POR COMPENSAÇÃO — As valências em exercício, ou efetivas, constituem o total das uniões com que cada átomo está combinado na molécula independente do sinal que possuem (soma aritmética). As valências em exercício por compensação ou aparentes, são integradas pela soma algebraica das valências positivas e negativas que os átomos possuem em exercício. Dá exáta colocação dos elementos na nossa "representação gráfica" que vai a seguir, e que nos interessa, sôbre tudo, na justeza do conhecimento da oxidação e da redução do átomo, depende a compreensão do que acabamos de dizer. Por isto

insistimos que, a molécula do hidrogênio, por exemplo, formada por dois átomos (di-atômica) cuja ligação é

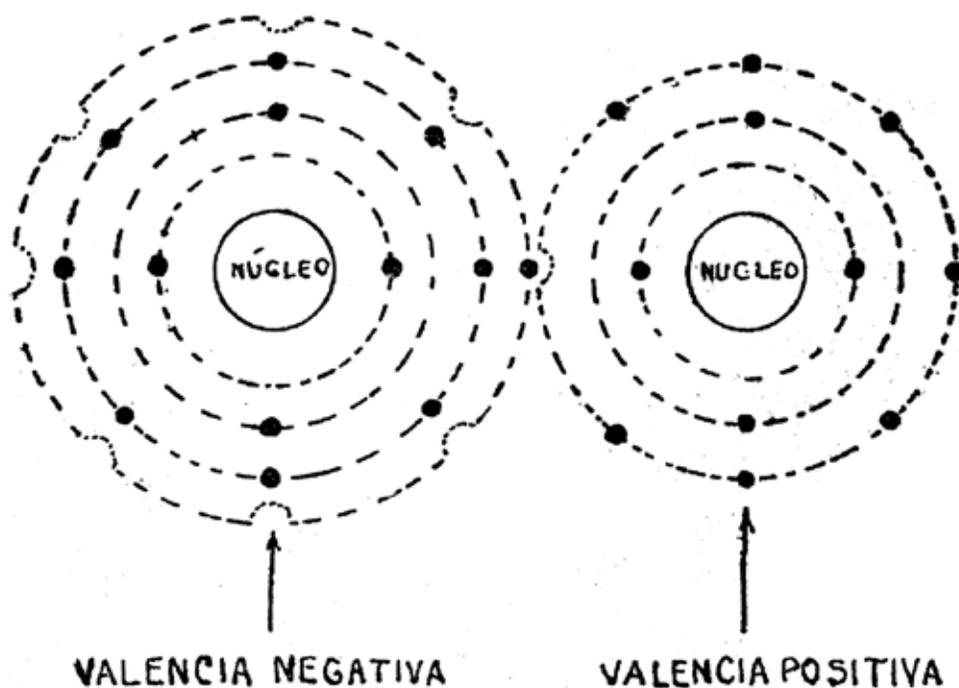
FLUORETO DE SODIO

SODIO

NUMERO ATOMICO 11
 VALENCIA POSITIVA 1
 VALENCIAS NEGATIVAS 7

FLUOR

NUMERO ATOMICO 9
 VALENCIAS POSITIVAS 7
 VALENCIA NEGATIVA 1



— ESQUEMA DUMA LIGAÇÃO ATÔMICA —

(Do livro de Puig, "Determinación de los coeficientes en las reacciones químicas por Valências positivas y negativas")

Exemplificando: O átomo de enxofre "S", que no H^2S possui duas valências negativas, e assim, está localizado em nosso gráfico em -2 e no final da reação, na qual pelo contato com HNO^3 , passa a ácido sulfúrico H^2SO^4 , tendo portanto $+6$, terá, no quadro acima, caminhado para a direita, pois, de -2 passou a $+6$. Diremos então que, o átomo de "S" se oxidou em 8 valências efetivas (soma aritmética).

Uma vez entendida a nossa "Representação Gráfica", compreenderemos imediatamente, sua finalidade prática na pesquisa dos átomos oxidados ou reduzidos e no esclarecimento do número de valências efetivas empregadas.

SETIMA PARTE

Os Coeficiêntes das Reações Químicas na Suposição de Saz

Ha uma identidade absoluta naquilo que comprehendemos, como, fenômeno químico e reação química. Para nós, o fenômeno químico é justamente, toda troca processada nos corpos, geralmente irreversível e que atera profundamente sua substância. Para que surja o fenômeno, ha necessidade da ação entre dois ou mais corpos. E, êssa ação, é justamente, o que nos denominamos “reação química”.

Uma equação química, uma igualdade se diria em matemática, representa graficamente a reação, com os seus pormenores atômicos e moleculares. A simbolização encerra, designações e quantidades. Os símbolos, os conjuntos de símbolos “as fórmulas”, os coeficientes e os expoentes, aí estão para comprovar nossa assertiva. E’ relativamente facil controlarmos a memoria no que diz respeito a fórmulas e símbolos atômicos. Ha na imensa variedade daquelas e no reduzido número destes, uma determinada incidência que aumenta indiretamente nossa retentiva. Poucas são as formulas usuais e nem chegam a vinte os elementos químicos quotidianamente

consultados. Não acontece o mesmo com os coeficientes. Estes variam incessantemente de uma reação a outra, na sua expressão numerica, e, por isso, a dificuldade em rete-los cresce dia a dia. Para seu cálculo, varias foram as maneiras indicadas. Sempre entretanto, são caminhos dificeis para qualquer que se inicia em química. Com a suposição de Saz, surgiu um modo facil e ao alcance de todo estudante com o qual se pode resolver facilmente o calculo dos coeficientes das reações químicas, evitando, o enorme e prejudicial dispendio menemónico.

Para calcular os coeficientes das reações químicas pela Teoria das Valências positivas e negativas, devemos perfeitamente conhecer:

- 1.º as fórmulas brutas das substâncias que entram na reação;
- 2.º) as valências por compensação ou as valências reais de cada átomo em cada molécula;
- 3.º) quais as moléculas que entram nos dois membros da equação química.

O principio basico para o cálculo dos coeficientes pela Teoria de Saz, pode ser traduzido da seguinte forma: "Numa reação química, o número de valencias oxidadas ou reduzidas e, ainda, substituidas é exatamente o mesmo". Daí que, nos casos de oxidação e redução seja igual o número de valências oxidadas e reduzidas, e, que nos casos de dupla troca, onde, não há nem oxidação nem redução, o número de valências que se substituem seja necessariamente o mesmo.

Dentro do que já expuzemos, para os casos de reações de "oxidação e redução", devemos assim, proceder:

a) escrever a equação química, colocando na forma do costume, à esquerda do sinal, as substancias ditas reagentes e à direita as substancias resultantes da reação;

b) determinar mediante, o computo das valências reais ou por compensação, quais os átomos que se oxidaram ou reduziram;

Exemplifiquemos: Em,

$\text{H}^2\text{S} + \text{HNO}^3 = \text{H}^2\text{SO}^4 + \text{NO} + \text{H}^2\text{O}$, o enxofre de 2 valências negatvias passou a 6 positivas, logo oxidou-se em 8 valências, enquanto, o azoto de 5 valências positivas passou a 2, reduzindo-se de 3 valências por átomo.

Com o conhecimento exato das valências oxidadas e reduzidas, passaremos ao cálculo.

Em baixo da molécula que possui o átomo oxidado, no primeiro membro, isto é o acido sulfurico (H^2S), escreveremos o número de valências calculado, no caso 8. Em baixo da molécula que tem o átomo reduzido, faremos identica coisa, escrevendo 3. Invertendo os valores teremos para a primeira molécula, coeficiente 3 e para a segunda coeficiente 8. Isto equivale a determinar o "m. m. c." entre os dois denominadores dados, e a equação então estará assim escrita: $3\text{H}^2\text{S} + 8\text{HNO} = \dots$ para o primeiro membro. O segundo membro será então encontrado através dum artifício de cálculo,

como, o seguinte: temos 3 átomos de enxofre, e no segundo membro, ha apenas um composto de enxofre que é o oxi-ácido (ácido sulfurico), logo terá o coeficiente 3. O protoxido de azoto, que, também, faz parte do segundo membro é o unico composto nitrogenado ali, consequentemente, deverá conter a totalidade dos átomos de azoto, por isto, o coeficiente que receberá será 8. Sobram na reação 8 átomos de hidrogênio e 4 de oxigênio. Integrarão 4 moléculas de agua, e a reação completa será assim representada: $3\text{H}^2\text{S} + 8\text{HNO}^3 = 3\text{H}^2\text{SO}^4 + 8\text{NO} + 4\text{H}^2\text{O}$, com o que se cumprirá exatamente a Lei de Lavoisier, e, portanto, será exequível. De um modo geral quando, na equação química aparecem ácidos ou bases, há sempre formação de moléculas de agua. Esta, entretanto, somente será registrada no fim, para que possa preencher o seu lugar exato, ou no primeiro ou no segundo membro. Devemos indicar debaixo das moléculas, onde, estão os átomos que se oxidam ou se reduzem, o total das valências oxidadas ou reduzidas. Estando os dois elementos, isto é o oxidado e o reduzido, na mesma molécula, debaixo desta, deve constar a soma dos produtos das valências oxidadas ou reduzidas pelo número de átomos. Quando os dois elementos, o oxidado e o reduzido, se encontram em moléculas diferentes, teremos então que decompor a reação em suas fases, por que, assim, em cada uma delas, sómente poderá existir um elemento que se oxida e outro que se reduz.

Lembraremos, também, as seguintes exceções: 1.º) quando, o átomo oxidado e o redutor fazem parte da mesma molécula, devemos sempre calcular os coeficientes pelo segundo membro da igualdade. Exemplo: $\text{Ag}^2\text{SO}^3 + \text{H}^2\text{O} = \text{H}^2\text{SO}^4 + 2\text{Ag}$, a reação apresentará as-

sim os seguintes coeficientes: $\text{Ag}^2\text{SO}^3 + \text{H}^2\text{O} = \text{H}^2\text{SO}^4 + \text{Ag}^2$. 2.º) quando os átomos da mesma espécie estão em moléculas iguais, onde, uns se oxidam e outros se reduzem; calcularemos também, o segundo membro e não o primeiro. Exemplo: $\text{Na}^2\text{SO}^3 = \text{Na}^2 + \text{Na}^2\text{SO}^4$, cujos coeficientes são: $\text{Na}^2\text{SO}^3 = \text{Na}^2\text{S} + \text{Na}^2\text{SO}^4$. 3.º) quando

átomos de igual espécie, estão em moléculas iguais, uns se oxidam outros se reduzem e outros não alteram suas valências, devemos também, calcular o segundo membro da equação.

Exemplo: $\text{K}^2\text{Cr}^2\text{O}^7 + \text{HCl} = \text{Cl}^2 + \text{CrCe}^3 + \text{KCl}^3 +$

H^2O , cujos coeficientes são: $\text{K}^2\text{Cr}^2\text{O}^7 + 14\text{HCl} = 3\text{Cl}^2 + 2\text{CrCl}^3 + 2\text{KCl} + 7\text{H}^2\text{O}$. 4.º) quando os átomos que se oxidam e se reduzem são da mesma espécie, porém, estão em moléculas diferentes é melhor calcular o primeiro membro da equação química.

Para reconhecer as valências, utilizaremos as seguintes regras: 1.º) Quando o hidrogênio está unido aos metaloides, funciona sempre, com sua valência positiva,

enquanto, unido aos metais funciona sempre, com sua valência negativa; 2.º) os metaloides unidos ao hidrogênio ou aos metais, utilizam sempre, suas valências negativas; quando unidos a outros metaloides, sempre o mais eletro-positivo se une por valências negativas; 3) os metais se unem aos metaloides pelas valências positivas, prevalecendo nas suas combinações, embora raras, o caráter mais ou menos elétrico-positivo.

Para determinar o número de valências dos metaloides ou dos metais que integram anions, nas combinações oxigenadas, multiplica-se por dois o número de átomos de oxigênio; subtraindo-se do produto, a valência real dos átomos de hidrogênio ou dos metais. O resto será a expressão da valência do metaloide e sempre positiva. Quando o metaloide está na reação com vários átomos, teremos então, que dividir o resto encontrado pelo número de átomos. Quando o composto estiver formado por metal ou metaloide com oxigênio, é bastante, multiplicar o número de átomos de oxigênio, por dois, para que se tenha o número de valências do metal ou do metaloide. Vários átomos do metal ou do metaloide, nós obrigam sempre a uma divisão, antes de estabelecer o número exato de valências em jogo.

OITAVA PARTE

UM RAI0 DE LUZ S0BRE OS IONTES

SVANTE AUGUST ARRHENIUS (1884), falando-nos de *dissociação iônica*, tinha pôsto por terra todo o arcabouço de Grotthus (1805) e Faraday (1) que nos inculcava a idéia duma decomposição pela passagem da corrente elétrica nos solutos dos cristaloides. Era para êstes a própria corrente elétrica que de antemão preparava o caminho, para futura passagem, iontizando os dissolvidos. Más, como, os eletrolitos não respondiam às normas exigidas quanto ao ponto ebulioscópico e ao ponto crioscópico, queixando-se disto, a "Lei de Raoult"; pois, estes recusam-se sempre, a comportar-se dentro do que se estabelecera para os compôstos molares. Tudo se esclareceu tão somente, com a sugestão do sueco que, admitindo a *pre-formação iônica* dos dissolvidos conseguiu explicar, claramente, as já examinadas anomalias dos eletrolitos em solução.

(1) "The electricity which decomposes, and that which is evolved by the decomposition of a certain quantity of matter are the same". Michael Faraday (1833).

Mas, salva a "Lei de Raoult" pairou, ainda, no ar uma interrogação. Qual a causa desta dissociação iônica ?

Já nos temos servido em várias ocasiões da "Lei de Du Fay" a quem não queremos contrariar. Os íontes de cargas elétricas contrárias tenderiam a aproximar-se por uma ação elétrico-estática, a mesma aliás, que servira a Kossel para nos falar de afinidade, em sua "Teoria sobre a valência química"; e isto não se verifica. Ha, pois, premência de uma "força" que possa manter em equilíbrio a ação elétrico-estática dos íontes dissociados entre si. Surgiu nesta azáfama de explicações a "constante dielétrica" dos solventes. Admitindo, o que praticamente se verifica que, quanto, maior a constante dielétrica dos solventes maior é a dissociação, não teremos, ainda, fugido à necessidade de uma outra "força" completamente estranha que, primeiro dissocie os íontes, porquê, somente desta fórmula poderá o valor dielétrico do solvente mantê-los distantes, separados. Outro, arrimo nosso fôra a tensão superficial. Entretanto, até agora,, o auxilio de forças estranhas ao aspéto do problema em nada positivaram uma solução. Saz, falla-nos de "força química". E' justamente, o trabalho de formar combinações entre solvidos e solventes a única possibilidade de justificar, presentemente, não só a suposição feliz de ARRHENIUS, como, facilitar a compreensão da variabilidade com a concentração, de determinadas constantes físicas, que existem no comportamento dos eletrolitos dissolvidos (Lei de Raoult).

A argúcia explicativa de Saz, não parou diante apenas, dos eletrolitos, ergueu-se além, completou nosso conceito sôbre o diferente comportamento dos chamados "gezes-raros". Quando modificadas certas condições, eles dotados comumente de inatividade, apresentam hidretos, combinações perfeitas com o hidrogênio. Explica-nos, também, a teoria do jesuita um conceito novo sôbre a agua de cristalização e certos fenômenos de "tribo-eletricidade" (2), que restaram a margem no *circumloquio* de sua primitiva interpretação.

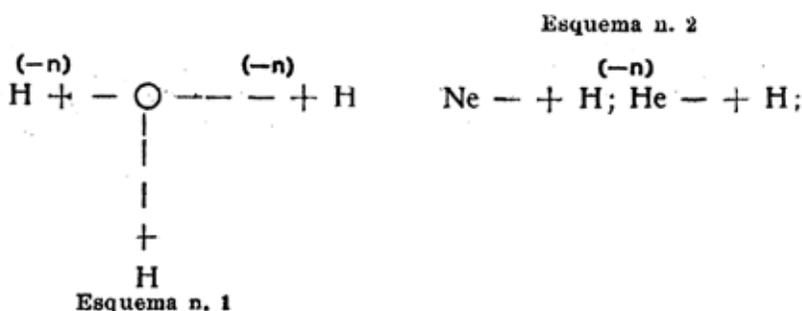
Resumindo a seguir o novo conceito sôbre valência, focalizaremos os pontos indispensaveis para que surja luz no vasto problema da iontização. Assim, dentro da noção estrutural da envolvente e do núcleo atômico; do lugar de cada átomo na classificação periódica ordenada pelo número de Moseley; na qualidade de átomo neutro eletricamente, mas, não quimicamente; na possibilidade de adquirir cargas elétricas de predominância positiva ou negativa, iontização; na combinação dos íontes com o solvente; na compreensão de que as valências positivas são formadas por negatônios da camada e sub-camadas externas da envolvente, e, que as valências negativas são a capacidade dessa envolvente

(2) A "Tribo-eletricidade", ou literalmente, eletricidade por atrito, consiste na migração de negatônios dos átomos simples ou moleculares para a superfície dos corpos em simples contáto determinando a iontização e formação de campos elétricos diferentes.

em aceitar negatónios para que o átomo atinja sua configuração estavel; no admitir que a penetração dos negatónios de um ou varios átomos na envolvente de outros constitua o que denominamos "combinação química"; no da afinidade, não como dependência elétrica, más, como, ação direta das envolventes atômicas exercida pela camada externa, podendo haver *atração elétrica e química*, ao mesmo tempo: voltam a nós completamente, esclarecidos aqueles pontos obscuros que acima referimos e dos quais trataremos detalhadamente a seguir.

Maria Sklodowska Curie e José João Thomson foram os que encontraram em primeira mão compósitos de formulas: OH^3 — NeH — HeH — e OH^4 . Ficaram éstas combinações completamente, inexplicadas já que não se pode admitir a possivel trivalência ou tetravalência negativa do oxigênio, e, também, valência ou valor químico aos denominados nulivalentes, dentro das concepções existentes, sôbre a valência quer do ponto de vista elétrico-estático (Kossel) ou eletromagnético (Lewis-Langmuir). No suposto de Saz, ao abandonar sua envolvente um negatónio e iontizar, assim, seu átomo positivamente, aumenta uma "valência negativa", isto é uma capacidade de fixar um negatónio. Um átomo normal de oxigênio (não excitado, neutro) que, possui normalmente duas valências negativas (duas possibilidades para fixar negatónios), perdendo um negatónio, forçosamente, adquirira, mais uma valência negativa, podendo desde logo fornecer-nos

os compósitos a primeira vista anômalos de Mme. Curie e Thomson (esquema 1.º), sem criar um caso impar na nossa suposição, como, abrira nas outras hipoteses sôbre a valência.

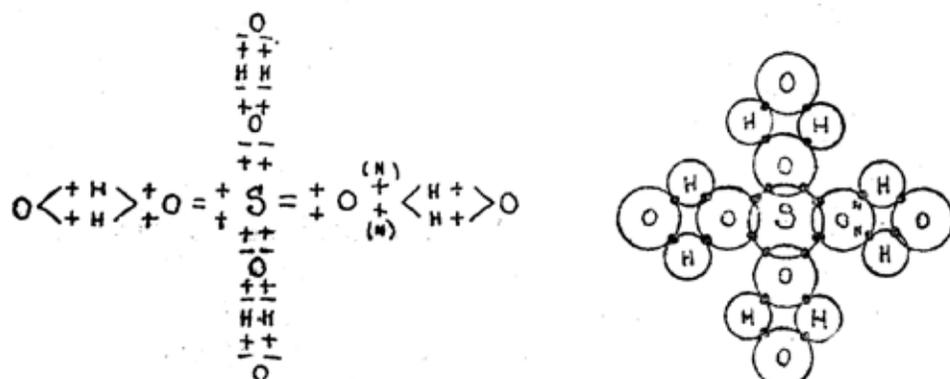


Um átomo qualquer de “gaz-raro”, Neônio ou Hélio, átomos ditos inertes, poderão ativar-se, e, assim, artificialmente, excitados (pressão, descarga elétrica, evaporação catódica etc.) perder um negatônio de sua envolvente adquirindo uma valência negativa. Dai os hidrêtos e os propalados compósitos Hélio-metal e Argônio-metal, etc. De todas as normas seguidas na obtenção das combinações dos “gazes-raros”, quer as de Boomer e Manley inglêses, discipulos de Lord Rutherford, como, as de Fery, orientadas por Langevin e Courtines, francêses e as de Horacio Damianovich e colaboradores, na Argentina, deduz-se, imediatamente, que tais compostos se conseguem pela excitação dos átomos daqueles elementos que, perdendo negatônios se armam logo em íontes e saltam à caça destas parti-

culas onde elas existem, a fim de, restaurar o equilíbrio que o ambiente atual lhes impoz.

Em o esquema 2º, poderemos verificar através da fórmula estrutural de Saz, o mecanismo destas uniões.

Aníons e cátions formam com a água (com os solventes em geral), combinações químicas perfeitas, como, bem poderemos vêr pelas fórmulas do aníon $SO_4^{(4-)}$ (esquema 3º) e do cátion magnésio (es-



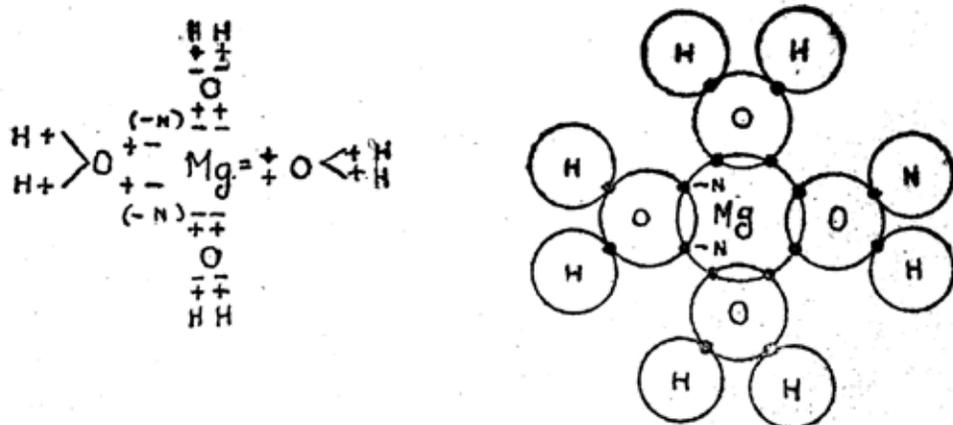
* — REPRESENTAÇÃO DO “ANÍONTE $SO_4^{(4-)}$ ” —
(esquema 3.º)

(Do livro de Saz, “Avances en la Teoría de las Valencias positivas y negativas”)

quema 4º). Estas combinações que já se conhecem de há muito, sob a denominação de “íons solvatados”, em virtude da força química que os une, mantêm-se distanciados em dissolução.

Por isto, a dissociação dos eletrólitos em seus íons existe antes da passagem da corrente elétrica na sua solução. Esta ionização é “permanente”, não aconte-

cendo o mesmo com a iontização provocada pelos Raios X, descargas elétricas, emanações radio-ativas, etc., pois, nêste caso, cessada a causa cessa, também, o efeito, e, os íontes, assim, formados, diante da inflexibilidade da "Lei básica da eletricidade" se anulam, por quê, atraindo-se mutuamente, se neutralizam. Os íontes solvatados, passíveis de força química, são mantidos indefinidamente, separados, ajudados pelo valor dielê-



— REPRESENTAÇÃO DO CATIONE Mg —
(esquema 4.º)

(Do livro de Saz, "Avances en la Teoria de las Valencias positivas y negativas")

trico do solvente. A atração química, a simetria do íonte sobrepujando a ação eléto-estática evitam que o mesmo se liquide, se anule. SVANTE ARRHENIUS, tinha razão. E, as anomalias que surgiam quando se eliminava o solvente, trazendo a diferença de condutibilidade e de dispersão íonica maior ou menor com o grau de concentração da substância, tinham origem nesta combi-

nação perfeita, entre, solvente e solvido. Admitindo a possibilidade dos iões solvatados, e, como, êstes, podem ser moléculas ou átomos, a explicação da água de cristalização surge perfeitamente, compreensível, comprovada através dos roentgenogramas e eletrogramas (3) o que nos mostra, claramente, que estamos dentro da razão, a pesar de que, êsta já se evidenciava ha muito tempo, com os anidridos, corpos que perderam água.

(3) Roentgenogramas — diagramas atômicos obtidos através da ótica Roentgen, utilizados, depois, de Laue e Bragg, como, um meio de conhecer a possível posição dos átomos nas moléculas ou a posição dos negatónios dos átomos.

Eletrograma — fotodiagramas semelhantes aos roentgenogramas obtidos porém com raios eletrônicos, utilizados desde a introdução do processo por George Paget Thomson (1927).

NONA PARTE

O átomo de carbono, a tétro-valência, o tetraedro e a simetria.

TETRA-VALÊNCIA: O átomo de carbono que desde os primórdios da Química, devido à sua capacidade extraordinária de combinação, vem sendo objeto de estudo, a-fim-de que, não possa aquele preconceito inicial emancipá-lo das normas gerais da valência, como, já lhe garantira posição destacada dentro da ciência; parece, felizmente, interpretado nessas suas subtilezas, e, englobado dentro do panorama da química atual.

Não é, entretanto, o carbono a única substância dotada destas qualidades excêntricas, más, existem elas, em varias outras que, até o presente momento, não mereceram por isso, significação maior, e, que como, as daquele constituem pontos não facilmente, explicados, dentro da Físico-química, de vez que, acreditamos sejam provenientes do "indeterminismo" científico que, vulgarmente ocorre, como mera casualidade." A capacidade do átomo de carbono de trocar entre si valências, o que nós já chamamos de "auto-saturação", e, a possibilidade sua, também, de formar moléculas com

milhares de átomos, como, a fenomenologia magnética que aparece em os átomos parentes do ferro, e neste em grau mais elevado e os fenômenos rádio-ativos, comuns aos átomos de número atômico além de oitenta, se classificam, justamente, entre o que de início catalogamos nas situações casuais que encontramos dentro do cenário científico. Mas, geralmente, excluimos, àquelas outras, para, sempre falar do singular que é o átomo de carbono, estabelecendo ligações entre si, e, mui especialmente, por poder atuar como verdadeiro "plástico" dissimulando até certo ponto sua presença, fazendo rebrilhar apenas, as qualidades dos outros átomos que, surgem assim, bem diferenciadas.

E' que o átomo de carbono é o responsável por uma vasta parte da Química, onde, estudamos mais de trezentas mil substâncias e lugar preferido para as grandes realizações da síntese química.

O carbono, colocado no segundo período, entre, as duas primeiras semi-series na "Tábua dos Elementos Periodicos" de Rydberg-Saz, (V. pg. 33) apresenta uma envolvente negatônica que, possui na camada mais externa dois negatônios e dois outros no nível interno, podendo por esta sua situação no sistema periodico, combinar-se indistintamente, com metais e ametais. Estudando esta sua estrutura, (1) verificamos que, na condição em que se encontra sua envolvente, somente com-

(1) — Pgs. 98 — Samuel Glasstone, "Theoretical Chemistry", 1944. New York.

pôstos di-valentes poderiam surgir de tal disposição atômica. Mas, com a moderna interpretação dada aos estados atômicos pela Química quântica, donde brotaram o que nos chamamos, estados estaveis e meta-estaveis ou excitados, com os quais podemos de forma, absolutamente certa, indicar os saltos de negatónios entre as diferentes camadas e sub-camadas (níveis eletrónicos), podemos encontrar o meio certo na explicação das ligações anormais do carbono com os outros átomos, o que parecia extranho, até bem pouco tempo. Assim, de acôrdo com isto, o carbono se apresentará, estavel com dois negatónios na camada mais externa e dois outros na imediatamente inferior (refiro-me, apénas, aos negatónios de valência), como já referimos, fornecendo-nos, então, compôstos di-valentes ou como, meta-estavel (excitado) (2), estrutura que oferece a possibilidade quântica de que os negatónios do nível inferior possam ocupar a camada mais externa, dando-nos desde logo, as organizações tri e tetra-valentes. E' por isto que temos o carbono di-valente nas carbilaminas ($R-C=N$) e tri-valente nos varios compôstos tri-arilmetilicos, como a tri-fenil-metila (C^6H^5)³C. Entretanto, a estabilidade destes compôstos tende sempre a ajustar-se à forma tetra-valente.

Não resta duvida que a interpretação quântica que veio à Química e a ciência em geral, através de Max

(2) — Pgs., 4-5 — idem, "Theoretical Chemistry".

Planck, trouxe uma elucidação maravilhosa para estes casos, em que, como no carbono, a labilidade de valência pareceria fazê-lo escapar ao apanhado geral que se vê nas nossas Tábuas de Elementos Periodicos.

O estado excitado comum ao átomo de carbono é aquele em que o mesmo se apresenta com três negatónios na camada mais extrna e um só no nível mais baixo, por isto, êle é, na maioria das vezes, tetra-valente.

Resta-nos explicar a impossibilidade do estabelecimento de uma Química do Silício idêntica à do Carbono. Os dois átomos que apresentam similitude na "Tábua dos Elementos Periodicos", o silício, átomo de quatorze negatónios e o carbono de seis, ambos, entretanto, tetra-valentes positivos e negativos, diferem, extraordinariamente, no seu comportamento em face ao oxigênio e ao hidrogênio. O carbono possui afinidade estreita para o oxigênio, enquanto, combina-se com o hidrogênio, em alto grau e, é capaz de fornecer-nos estruturas de centenas ou milhares de átomos, com êste elemento. O silício mostra fraca afinidade para o hidrogênio e robusta para o oxigênio, fóra a capacidade de "auto-saturação" que não possui, o que talvez provenha de sua situação, quântica, diferente da do carbono.

Em todos os compósitos orgânicos os átomos de carbono utilizam mutuamente suas valências positivas e negativas, inexistindo daí, uma possibilidade para a formação dos iontes, e, é por isto notória, sua incapacidade de conduzir a corrente elétrica.

O *TETRAEDRO*: JACOBUS HEINRICUS VAN'T HOFF, sentira para a ciência a necessidade indiscutível de conhecer a posição espacial das quatro valências do átomo de carbono. O "tetraedro" a cuja imagem Van't Hoff reportou o átomo de carbono demonstrando que, somente esta estrutura pode corresponder de fato aos resultados derivados do comportamento das substâncias orgânicas, surge diante dos fatos modernos que, se traduzem, pelo valor máximo da investigação, como, uma realidade assombrosa e feliz.

A suposição sobre o lugar ocupado pelos átomos empregados na saturação das valências do carbono degladiava-se, entre, a opção de um plano único e uma estereo possibilidade. O número excessivo de isômeros, decorrentes do situar das uniões e do próprio átomo de carbono em um só plano, concorrera, sem duvida, para que a ciência tivesse procurado com o holandês (3) uma outra solução mais consentânea com a realidade que, aquela que decidira abandonar. Nem mesmo a suposição do vertice atômico colocado na tetragonal da piramide, de base quadrada, caminho direto à criação do "tetraedro", pudera satisfazer-nos, encontrando-se no mesmo abuso de isômeros que, fizeram da primeira hipotese uma inutilidade, o motivo para o seu real afastamento.

(3) — J. H. Van't Hoff — químico holandês nascido em Rotterdam.

A possibilidade geometrica entrevista por Van't Hoff — a imagem tetraedrica do carbono — sancionada pela ciência de sua época, hoje, recebe com as nossas conclusões sôbre a estrutura cristalina e atividade ótica dos compôstos orgânicos, apénas, nova consagração, mantendo-se, assim, intácta e comprovada a admiravel concepção científica a que nos conduzira o químico de Rotterdam.

Respeitada a isoméria normal das substâncias, esclarecido o seu comportamento ótico, todos os fenômenos observados podem seguramente apresentar solução satisfatoria dentro da imagem do carbono tetraedrico.

A *SIMETRIA*: JOSEPH ACHILLE LE BEL, quasi simultaneamente com Van't Hoff, interpretando o henantiomorfismo (4) cristalino verificado por Louis Pasteur em o ácido tartárico, ofereceu-nos o conhecimento, hoje, vulgar do carbono simétrico e assimétrico. Geralmente, conhecemos como "carbono simétrico", a estrutura geométrica em que o carbono ocupa o centro de gravidade de um tetraedro regular que, por seus verticez deixa passar linhas que unem os pontos médios de átomos combinados iguais, formando distâncias iguais, com o ponto médio do átomo de carbono. Verifica-se que é o carbono simétrico uma consequência da estru-

(4) — Henantiomorfismo — propriedades henantiomórficas — chamam-se, assim, às substâncias capazes de apresentar isómeros.

tura regular, e, assim, o “carbono assimétrico”, surge com uma estrutura tetraédrica irregular que tem os seus vértices atravessados no centro, em distâncias desiguais (distâncias atômicas) (5), por linhas partindo do ponto médio dos átomos combinados diferentes, e que atingem o centro do átomo de carbono, que ocupa, igualmente, o centro de gravidade da imagem geométrica irregular. Em resumo, a estrutura tetraédrica regular corresponde à saturação das quatro valências do carbono por átomos iguais que mantêm, assim, a mesma distância atômica e formam o “carbono simétrico” enquanto, caracteriza-se a organização assimétrica, por possuir as quatro valências do carbono saturadas por átomos diversos, de distâncias atômicas, também, de diferentes comprimentos, apresentando-se aos nossos modernos meios de investigação (interferometria Roentgen ou eletrônica) como, uma imagem tetraédrica irregular.

(5) — Distância atômica — o comprimento entre os pontos médios de dois átomos ligados entre si, constitui o que nós denominamos, distância atômica.

Estes comprimentos são sempre determinados pela interferometria Roentgen.

DECIMA PARTE.

Complexos e Coloides dentro da Nova Teoria

Desde Jons Jacob Berzelius, que a tendência que possuem os metais das extremidades das semi-séries positivas e negativas da classificação periodica, como o Fe; Co; Ni; Ru; Rh; Pd; Os; Ir; e Pt, de formar certas combinações excepcionais traduzindo, via de regra, grave impecilho à interpretação, das valências em jogo, vem merecendo estudo acurado, parecendo finalmente que, após a explicação de Eugenio Saz, a questão dos complexos surge, bastante, mais simples e mais assimilavel. Mais de 1700 compostos restavam à margem da mais atirada doutrina no campo da valência química. Desde Jörgensen nenhuma das sugestões adotadas vencia definitivamente o assunto, até que, finalmente, todos os complexos se viram enquadrados dentro de um unico corpo de doutrina que conseguira alicerçar o problema. Refiro-me à Teoria dos Complexos de Werner. Faltava apenas, o que agora já conseguimos, unificar a suposição do alsaciano, com o que aceitamos em química para a explicação das valências dos elementos. E' isto que julgamos seja o mérito maior da obra de Saz neste particular.

SAIS DUPLOS E COMPLEXOS DEFINITIVOS —

A faculdade de ocultar os íontes valeu talvez a primeira das denominações lançadas para poder separar os complexos dos sais duplos. Daí acreditarmos que os complexos são altamente estaveis e dissimulam os íontes existentes, enquanto, os sais duplos, pouco estaveis, se desdobram quasi sempre nos íontes que possuem.

TEORÍA DE WERNER —

Explicando-nos o fáto acima descrito, Alfred Werner, traz-nos a idéia de que as ligações inter-atómicas, seriam forçosamente de duas ordens: *umas feitas através das valências principais ou eletrolíticas, outras, pelas valências residuais ou secundarias*. As valências principais seriam justamente, as valências atribuidas comumente ao átomo. Como as encontramos, também, nos radicais ou nos compósitos apresentando diferenciação íontica, são denominadas eletrolíticas. As valências secundarias ou residuais, são aquelas que fazem as ligações inter-moleculares, combinando já se vê, moléculas saturadas. Sómente as valências principais poderão formar combinações de primeira ordem, enquanto, as secundarias só o poderão fazer de segunda. A combinação de um átomo central com os radicais, deixa-nos, entretanto, entrever um novo tipo de valência: as chamadas valências de coordenação. E' justamente por esta espécie de ligação,

que surgem os isómeros de coordenação. O número de radicais que se podem combinar com um átomo central é limitado e constante. Na maioria das vezes este número é igual a seis. Este limite constitue o que nós chamamos com Werner, *Índice de Coordenação*.

A TEORIA DE WERNER E A SUPOSIÇÃO DE SAZ —

No suposto de Saz, cada número de coordenação será igual a duas valências positivas ou negativas, ou ainda positivas e negativas ao mesmo tempo. Com isto chegaremos facilmente à explicação do átomo central com doze negatónios que substituiu o de oito, resquício da Teoria das Octetas de Lewis-Langmuir e de sua convalência. O átomo central formará “anionte” quando estiver rodeado de radicais negativos e originará “cationtes” quando ocorrer cercado de moléculas saturadas ou neutras. As cargas elétricas dos aniontes complexos serão iguais em número aos radicais monovalentes ligados por duas valências positivas, a duas negativas do átomo central. *Estas valências negativas do átomo central, não provem da perda de negatónios*. Nos cationtes as cargas positivas serão iguais às valências positivas do átomo central, descontadas as moléculas neutras substituídas pelos radicais negativos, que naturalmente indicarão uma carga positiva de menos. As ligações entre radicais, moléculas neutras e átomo central se executam diferentemente. Para a ligação entre átomo central, radicais negativos e moléculas neutras e satu-

radas, os radicais combinam-se primeiramente, por uma valência positiva e outra negativa para depois ligarem-se ao átomo central por uma *tetrade* de valência integrada por duas valências positivas a duas negativas do referido átomo. Sómente depois de estar, assim, formado o conjunto, êste passa a combinar-se com duas valências negativas, uma delas resultante do salto de um negatônio do átomo central. Dentro do que acabamos de explicar, bem poderemos compreender a existência de substâncias desprovidas completamente de cargas iônicas quando os grupos de valências positivas e negativas do átomo central, estão ligados a radicais e os grupos negativos di-valentes, à moléculas saturadas. As cargas máximas dos cationes complexos são iguais às valências positivas dos átomos centrais, embora, tenhamos notado casos em que se apresentam menores. Isto surge sempre, que o átomo central está combinado por valências positivas a radicais negativos.

ASPÉTO DO CONJUNTO —

Três elementos encontraremos sempre em todos os complexos. Êstes elementos são: o átomo central, radical negativo e as moléculas saturadas. O agrupamento entre êstes elementos pode ser considerado da seguinte maneira: o radical negativo pode aparecer isolado como o Cl; CN; Br; etc., quando sua união é feita através, de uma valência positiva e de uma negativa ou ainda, quando, em combinação com o hidrogênio ou com

os metais. Assim teremos: ClK: CNH; BrNa etc. Quando o radical está unido por duas valências positivas a duas negativas dos átomos centrais, agirá apenas como, catante, não entrando, pois, na formação do núcleo. As moléculas saturadas podemos agrupá-las sob a denominações de, mono-coordenadas, bi-coordenadas etc., embora, possuam apenas valências positivas livres, devendo ser levado em conta que cada duas valências correspondem a um "índice de coordenação".

Os átomos centrais podem ser: monovalentes, divalentes, trivalentes etc., de acordo com o número de valências positivas que possuíam. Para um conhecimento mais aprofundado sobre o assunto, o leitor poderá consultar o trabalho de Eugenio Saz "Avances en la Teoria de las Valencias positivas y negativas".

COLOIDES —

A importância cada vez maior dos sistemas dispersos, que, aumenta dia a dia, como, também, as várias interrogações que os mesmos apresentam, dentro de sua estrutura, fazem com que se estude e aproveite, convenientemente, tudo aquilo que pode trazer algum esclarecimento direto ou indireto à coloidologia. A "Teoria de Saz", tratando da valência química dos elementos, de certo, trouxe novas luzes sobre tão debatido problema, e é por isto, que a aplicamos a seguir, a fim de iluminar certas passagens ligadas à estrutura de tais substâncias.

Por muito tempo se admitira que o estado de agregação molecular, influenciaria decididamente o estado coloidal. Dai acreditar-se que a complicação do edificio molecular deveria forçosamente acarretar a constituição dum estado disperso. Existem de fâto, diversas substâncias com forte complicação molecular que se apresentam normalmente como colóides. Entretanto, depois de G. Bredig, conhecemos que todos os elementos químicos, nos podem, também, deliciar com uma pseudo-solução. Inexiste neste caso a necessaria complicação molecular, várias vezes, outrora enunciada. Thomaz Graham, a quem devemos os primeiros passos neste assunto, não poderia mais apelar para sua diálise, si tivesse que fazer prova de suas assertivas, pôsto que, os seus próprios cristaloides, podem fornecer-nos soluções parecidas às colas. Hoje, entretanto, as mais subtis pseudo-soluções, não podem suportar o enorme poder de separação que ganhamos no campo da micro-visão. Si em algum tempo, o instrumento dos Jansen (1) restou incapaz para comprovar a heterogeneidade dos falsos solutos, necessitando do auxilio de Zsigmondi, o autor do ultra-microscópio, a pesar de observavel neles, o tão preconizado fenômeno de Faraday-Tyndall, hoje, graças à maravilha do belga Marton é possível obtermos cópias fotográficas de todas as moléculas e agrupamen-

(1) Hans e Zacarias Jansen (seculo XVII, D. C.). Inventores do microscópio compôsto.

tos moleculares que integram os sistemas dispersos. "Desapareceram, pois, as chamadas partículas amicroscópicas". H. Busch, E. Ruska, M. Knoll e B. Von Borries, dos Laboratórios Siemens na Europa, e V. K. Zworykine dos Laboratórios R. C. A. na América do Norte, foram de fato os continuadores do belga, dando-nos a possibilidade do microscópio eletrônico da realidade, e, mediante o qual, aumentos da ordem de cem mil diâmetros já foram atingidos. Varias são as publicações que, hoje, encerram em suas páginas ilustrações, sobre as novas possibilidades de observação do minúsculo, que obtivemos com a ótica eletrônica.

ESTRUTURA DOS SISTEMAS DISPERSOS E GENESE DAS MISCELAS —

A' luz da nova Teoria, o estado coloidal deve ser considerado, como, estado intermediário entre o suspensoide e o multi-molecular. Isto é comprovavel, pois, presentemente poderemos fazer surgir uma "fase" dispersa, dum estado molecular, como obtê-la dum sólido por peptização (digestão) ou pelo arco-voltaico, método êste, já citado, devido a Bredig. O tamanho das miscelas pode oscilar entre 0,1 e 0,001 do micrón, nos vários aspectos do estado coloidal.

E' fato comprovado que os coloides estão constituídos, quasi sempre, de alguma porção do anionte ou do catante, ou ainda, dos dois elementos eletrolíticos. Também sabemos que todos são portadores de cargas

elétricas positivas ou negativas, denominando-se em virtude disto coloides positivos ou negativos. Os “anfôteros”, são justamente, os coloides que possuem concomitantemente cargas positivas e negativas, em equilíbrio. Assim, como, ha orientação iônica nos solutos moleculares (em alguns), também, existe orientação de “miscelas iônicas” nas pseudo-soluções. No primeiro caso teremos o que chamamos “eletrólise” e no segundo “eletroforése”.

Pelo Supôsto de Saz, qualquer molécula simples poderá unir-se a outras semelhantes e, assim, formar u'a mscela. Os aniontes e cationtes com suas cargas elétricas, darão margem à formação das miscelas iônicas, e, como também, podem existir ao mesmo tempo cargas dos dois sinais, na mesma miscela, teremos, pois, a completa explicação dos chamados anfôteros, que já acima referimos. E' preciso acrescentar que toda molécula, com êssa sua possibilidade de formar miscelas, como já dissemos, pode apresentar-se, também, com carga positiva ou com carga negativa.

Dai termos coloides da mesma natureza positivos uns e negativos outros (2).

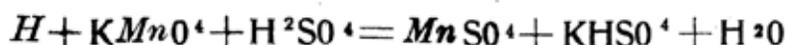
O isolamento das miscelas no meio de dispersão se obtem, por que êstas ficam rodeadas de valências posi-

(2) Melhor detalhe encontraremos na obra de Wolfgang Ostwald — Práticas de Coloido-química. Tradução da 5.^a edição alemã por G. Palacios S. J.

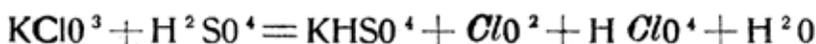
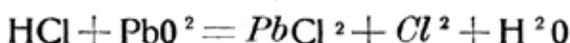
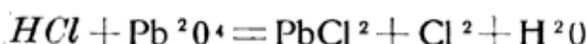
tivas e moléculas do meio dispersante (comumente água). Pelo exposto, melhor entenderemos algumas das propriedades físico-químicas dos coloides, que ainda restavam obscuras dentro das outras hipóteses explicativas da Valência Química. Demos aqui, apenas, pequenas noções de utilidade imediata. Conhecimentos maiores serão, pois, obtidos através das obras citadas em nossa bibliografia.

Exercícios para a Determinação dos Coeficientes—(*)

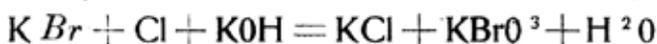
Hidrogênio



Clóro

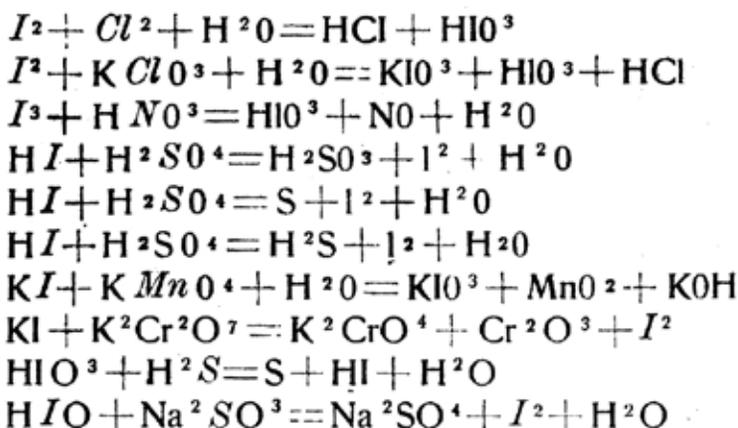


Bromo

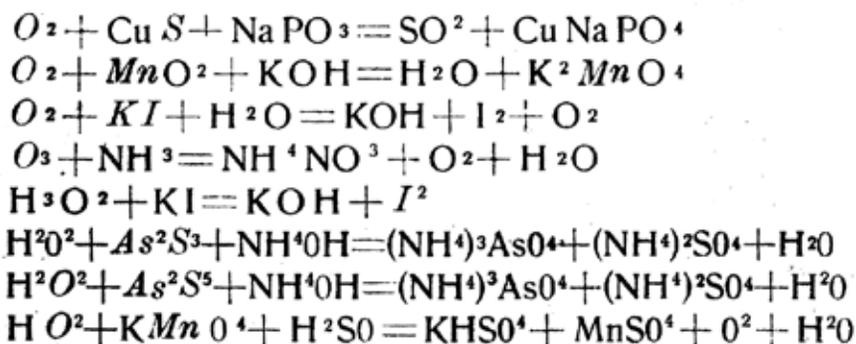


(*) Da obra de Ignacio Puig S. J. "Determinación de los coeficientes en las reacciones químicas por Valencias positivas y negativas"

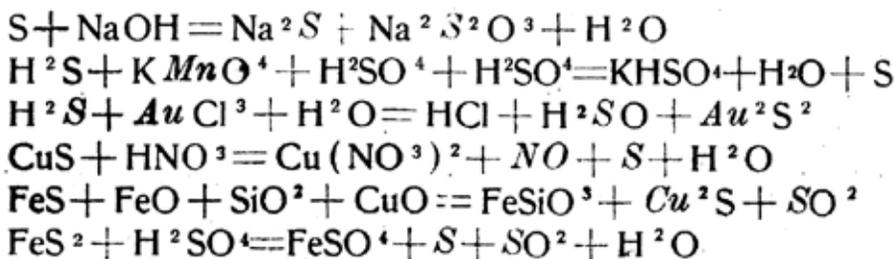
Iodo

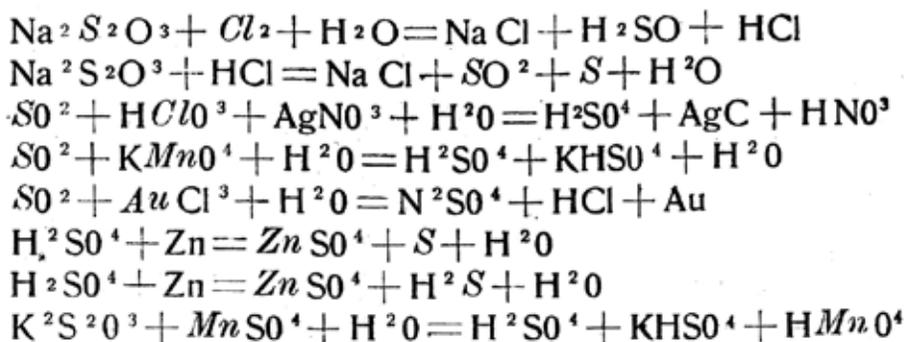


Oxigênio

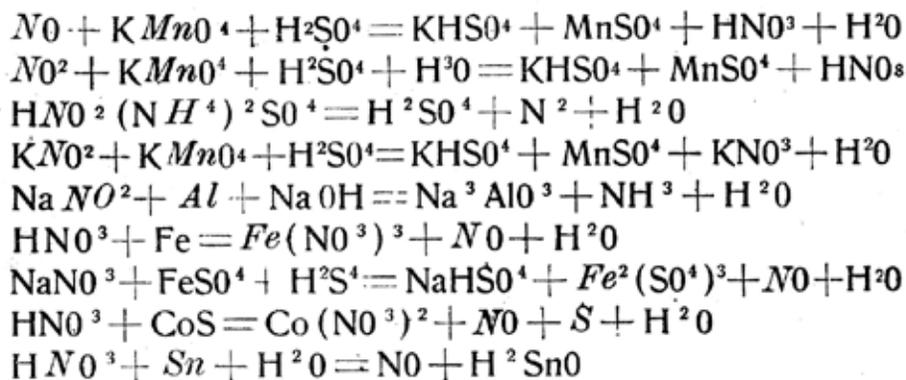


Enxofre





Azoto



NOTA:— Os elementos grifados são aquêles, sôbre os quais devem ser efetuados os calculos para a determinação dos coeficientes.

BIBLIOGRAFÍA

JEANS, JAMES

- The universe around us. Tradução de J. Cabrera. Madrid, 1933.
- Física e Filosofia — Tradução portuguesa de Alberto Candeias
- “Seara Nova” — Lisboa — 1944.

CASTELFRANCHI, CAETANO

- Física Moderna. Barcelona, G. Gilí, 1932.

BOHR, NIELS

- La Théorie atomique et la description des phénomènes. Paris
- 1932 — Gauthier-Villars.

BRAGG (W.H.) e BRAGG (W.L.)

- X Rays and crystal structure. Landres, Bell 1918.

PERRIN, JEAN

- Les atomes. Paris. Felix Alcan—1924.

MAGUIN, CHARLES

- La Théorie électronique de la valence. Reports du Premier
- Conseil de Chimie. Institut Internationale de Solvay, 1922.
- Paris—Villars.

LANGMUIR, IRVING

- The arrangement of electrons in atoms and in molecules.
- (American Chemical Society, Journal—1919).

LEWIS, GILBERT N.

- Valence and structure of atoms and molecules. (American
- Chemical Society—1919).

KOSSEL, WALTHER

- Les forces de Valence. Golay—1922, Paris.

PUIG, IGNACIO S. J.

- Materia y Energia. Pan-America, Buenos Aires 1943.

VELAYOS GONZALES, S.

—Las constantes universales de la Física. Espasa-Calpe. Madrid—1934.

PUIG, IGNACIO S. J.

—Determinación de los coeficientes de las reacciones químicas por Valenciae positivas y negativas. Barcelona, Casals—1928.

SAZ, EUGENIO S. J.

—Los coeficientes de las reacciones químicas. Método rápido para su determinación por valencias positivas y negativas. Barcelona-Iberica—1932.

SAZ, EUGENIO S. J.

—Ayances en la Teoría de las valencias positivas y negativas. Barcelona. Casals, 1933.

SAZ, EUGENIO S. J.

—Oxidación y reducción; Valenciae positivas y negativas. Madrid—1919—Congreso de Bildau.

SAZ, EUGENIO S. J.

—Teoría y Práctica del Análisis Químico Mineral explicado según la nueva Teoría de las valencias positivas y negativas. Casals—Barcelona—1924.

BOUTARIC, A

—La Physique moderne et l'électron. Felix Alean. Paris 1935.

PERRIN, JEAN

—Grains de matière et de lumière. Herman & Cie. Paris 1936.

TMOMSON, J. J.

—Au delà de l'électron. Herman & Cie. Paris 1937.

DE BROGLIE, LOUIS

—La physique nouvelle et les quanta. Flammarion. Paris 1937.

SCHELENK W.

—Tratado de Química Orgánica. Morata—Madrid—1943. Versão espanhola.

MALFITANO, G. — CARTOIRE, M.

—Les composés miscelaires selon la notion de complexité croissante en Chimie, de G Malfitano e M Cartoire — Paris — 1932.



ACADEMIA AMAZONENSE DE LETRAS
1918 · 2018



AMAZONAS
CULTURA DE
VALOR

Secretaria de
Cultura e Economia
Criativa



SECRETARIA ESPECIAL DA
CULTURA

MINISTÉRIO DO
TURISMO

