

## Literatura

<sup>1</sup> Carlos Chagas Filho, *Ciência e Cultura*, 24 (11), 1091 (1972).

<sup>2</sup> Simão Mathias, *Cem anos de química no Brasil*, Estado de S. Paulo, 8/2/75.

<sup>3</sup> Hans Suter, *Biographical Sketch of Prof. Dr. Ing. Fritz Feigl*, Celanese Chemical Company, Clarkwood, Texas, USA.

<sup>4</sup> *Anal. Chim. Acta*, 25 205 (1961).

<sup>5</sup> Vinzenz Anger, *Anal. Chim. Acta*, 59 1 (1972).

<sup>6</sup> M. K. Zacherl, *Mikrochim. Acta* 1-2, 1 (1962).

<sup>7</sup> Friedrich Hecht, *Almanach der Oesterreichischen Akademie der Wissenschaften* 121, 327 (1971).

<sup>8</sup> Herbert Ballczo, *Discurso em homenagem póstuma na Technische Hochschule de Viena* (4 de maio de 1971).

## EDUCAÇÃO

### OS LIVROS TEXTOS E ALGUNS ASPECTOS DA LIGAÇÃO QUÍMICA

Aécio P. Chagas e Cláudio Airoidi

*Instituto de Química – Unicamp*  
13.100 Campinas (SP)

(Recebido em 01/10/82)

Einstein, certa feita, mencionou que a marcha da Ciência era orientada mais pelos autores de livros textos que pelo trabalho daqueles que ganhavam o Prêmio Nobel<sup>1</sup>. A observação desse grande cientista nos leva a considerar a grande importância dos livros textos, informando e formando geração após outra, não só de cientistas, mas de uma parte apreciável da sociedade. É com essa preocupação que iremos abordar um tema de importância fundamental na Química, referente às “*interações químicas*”.

Grande maioria dos livros textos de Química, universitários e secundários, nacionais e estrangeiros, nos dão a impressão que a ligação iônica e a ligação covalente são duas coisas de naturezas distintas e não extremos de um contínuo. Muitos textos também pouco mencionam as “*interações fracas*”, como por exemplo as interações íon-solvente, as ligações de hidrogênio, as interações entre moléculas no estado líquido ou gasoso. Alguns, ao fazê-lo, simplesmente as englobam sob o nome de “*forças de Van der Waals*”, sem entrar em mais detalhes ou sem mostrar a grande importância, por exemplo, nos processos vitais. Estas deficiências, se é que podemos ser assim tão rigorosos, tem origem histórica, e remontam a longa data.

No início deste século, havia três classes de substâncias quimicamente caracterizadas<sup>2</sup>:

1) Compostos salinos ou eletrólitos, que pareciam ser descritos por algum tipo de ligação eletrostática, como proposto por Berzelius.

2) Compostos não polares ou não eletrólitos, em geral compostos orgânicos, cujas ligações obedeciam ao postulado de Kekule sobre as valências constantes, violando as regras da classe 1.

3) “*Compostos moleculares*”, que violavam o postulado de Kekule, onde se incluíam os complexos de coordenação de Werner, com valências “*primárias*” e “*secundárias*”, e

uma grande variedade de associações moleculares mantidas pelas chamadas “*afinidades residuais*”.

Notemos que este quadro persiste ainda sutilmente na sistematização dos fenômenos químicos.

Gilbert Newton Lewis publicou em 1923 o livro “*Valence and the structure of atoms and molecules*”<sup>3</sup> em que apresenta, agora de forma mais elaborada, sua teoria da ligação química, bem como conseqüências importantes da mesma, como a teoria ácido-base. Lewis, com seu modelo de “*átomo cúbico*”, mostra que as ligações iônicas ou polares e as ligações covalentes ou não-polares são da mesma natureza (interações eletrostáticas entre os elétrons e os núcleos) e diferem mais quantitativa que qualitativamente. São, antes de mais nada, extremos de um contínuo formado por tipos intermediários. Partindo por caminho diferente, ou seja, do modelo iônico, Kasimir Fajans<sup>4</sup>, na mesma época, chega às mesmas conclusões. Assim também outros pesquisadores, alguns de forma menos completa<sup>2</sup>.

O modelo por par eletrônico de Lewis foi amplamente popularizado por Langmuir<sup>2</sup>, que não aceitava o ponto de vista que as ligações diferiam em grau e não em tipo. Na sua opinião, as ligações iônicas e as covalentes deveriam ser de naturezas diferentes. O livro de Sidgwick “*The Electronic Theory of Valence*” divulgou e difundiu com intensidade estas idéias<sup>5</sup>, no que contou com o apoio de outros cientistas. Todos estes pesquisadores se apoiavam no fato de que havia diferenças bruscas de comportamento em várias séries de compostos binários. O tratamento quântico de London sobre a molécula de hidrogênio (1927) não foi adequadamente interpretado e durante as décadas de 20 e 30, as mesmas idéias predominaram entre os químicos<sup>2</sup>.

Pauling, Mulliken e outros, utilizando a Mecânica Quântica, mostraram que os argumentos de Lewis, Fajans e outros eram corretos. Em 1932 e depois em 1939,

Pauling<sup>6,7</sup> mostrou também que as evidências experimentais, apontadas por Sidgwick em favor da existência de dois tipos de ligação, eram mais devidas às diferenças estruturais cristalinas que ao tipo de ligação. Mais recentemente, os dados experimentais acumulados referentes à estrutura molecular e cristalina e às energias de interação evidenciam a continuidade entre os tipos extremos de ligação química: iônica, covalente e metálica.

Com o intuito de sistematizar os fatos, permitindo que os mesmos possam ser entendidos em maior profundidade,

surgem freqüentemente na Química, esquemas ordenadores que explanam e às vezes permitem prever fatos novos, como foi o caso, por exemplo, da classificação periódica de Mendeleef. No caso das ligações químicas, Ketelar<sup>8</sup> propôs um esquema muito interessante, que é constituído por um triângulo, em cujos vértices temos os três modelos extremos de ligação química (iônica, covalente e metálica) e nos lados, casos intermediários reais, que vão mostrando a continuidade entre os extremos (vide figura 1). Este "triângulo das ligações químicas" figurou no frontispício

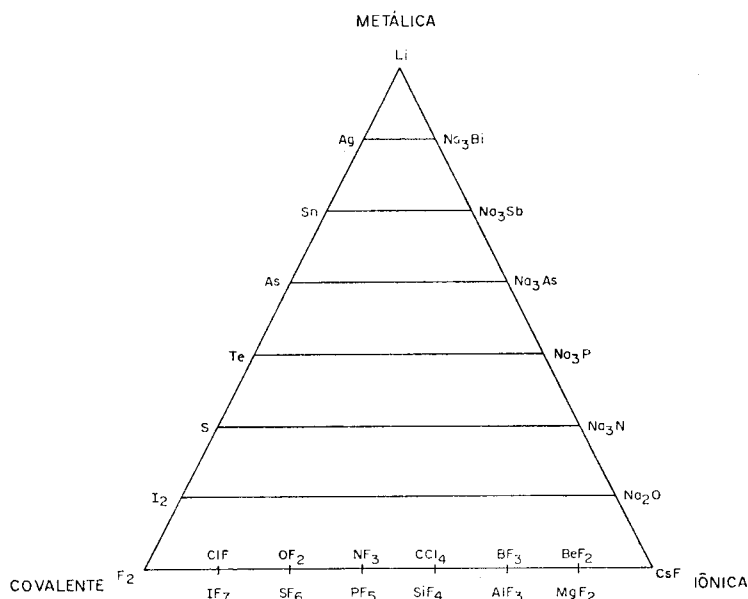


Fig. 1 - Triângulo das ligações químicas

das primeiras edições do livro texto do "Chemical Bond Approach Committee (CBA)"<sup>9</sup>. Esta idéia contida no "triângulo das ligações químicas" pode ser generalizada no "tetraedro das interações químicas". Este esquema engloba o anterior e passa a considerar também as interações que não levam à formação de uma ligação química propriamente dita (vide figura 2), levando agora em conta a energia das interações. Evidentemente, a escala de energia não é quantitativa, mas o zero da escala correspondente a uma interação nula entre as partículas (moléculas de um gás

ideal) e, à medida que esta interação aumenta, há um decréscimo de energia no sistema ( $E < 0$ , ou seja, quanto menor  $E$ , maior a interação). Acima do plano de interações nulas estariam as repulsões entre as partículas ( $E > 0$ ). Na região achuriada da figura 2 poderiam estar colocadas as ligações de hidrogênio, por exemplo. Cremos que as figuras são bastante claras para expressar esta idéia do contínuo.

No campo da Química de Coordenação temos muitos exemplos, bastante didáticos, que ilustram essas pequenas variações quantitativas, bem como as transições bruscas que

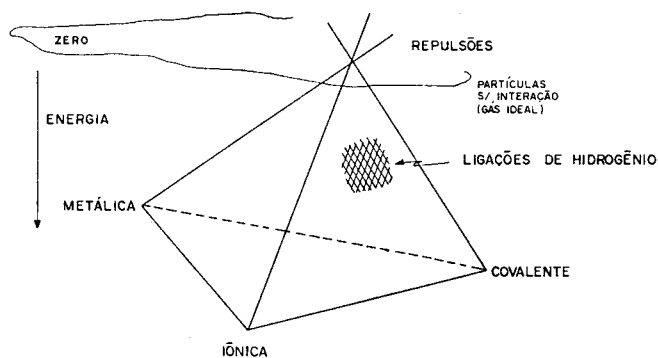
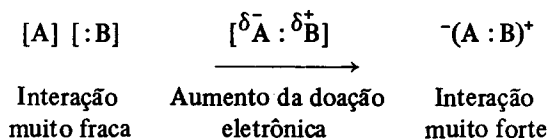


Fig. 2 - Tetraedro das interações químicas

ocorrem, decorrentes dessas mesmas variações quantitativas. Como já dissemos, a classificação periódica está cheia desses casos.

Dentre essas interações coordenativas, vamos então considerar as existentes apenas entre moléculas neutras. De um lado, temos interações intermoleculares bastante fracas, como as existentes entre as moléculas de um gás (Ne-Ne, O<sub>2</sub>-O<sub>2</sub>, etc.), e de outro, interações muito fortes, em que as moléculas reagentes interagem para formar uma nova molécula. Esquemáticamente teríamos<sup>2</sup>:



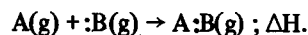
Lewis considerou B (o doador do par eletrônico) uma base e A (o receptor do par eletrônico) um ácido. Sidgwick propôs os nomes "Donnor" e "Acceptor" (Doador e Aceitador). Não vamos aqui discutir os modelos teóricos (Quânticos ou Clássicos) aplicáveis aos casos extremos e intermediários. Interessa-nos, de momento, mostrar que estamos numa das faces do tetraedro das interações químicas (qual delas?) e ressaltar o contínuo que há nessas

**Tabela 1** – Entalpias de ligação ilustrando a grandual transição entre as interações intermoleculares e intramoleculares.

Interação	Entalpia de ligação/kJ mol <sup>-1</sup>
Ne-Ne	0,2
O <sub>2</sub> -O <sub>2</sub>	0,9
Ar-Ar	0,92
Xe-Xe	2,2
I <sub>2</sub> -Benzeno	5,04
I <sub>2</sub> -Cloroacetnitrila	6,15
I <sub>2</sub> -p-Xileno	9,19
SO <sub>2</sub> -Dioxano	12,24
CHCl <sub>3</sub> -Acetona	14,02
HF-HF	20,00
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> SnCl-(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> P	21,01
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> SnCl-Dimetilcianamida	26,73
I <sub>2</sub> -(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> )NH <sub>2</sub>	30,92
I <sub>2</sub> -(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> Se	35,76
BF <sub>3</sub> -Cloroacetnitrila	42,45
SbCl <sub>5</sub> -CH <sub>3</sub> CN	56,12
(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>3</sub> Ga-O(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub>	58,83
(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>3</sub> In-O(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub>	70,54
BF <sub>3</sub> -NH <sub>3</sub>	79,67
PF <sub>3</sub> -Piridina	91,75
(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>3</sub> Al-Piridina	115,82
SbCl <sub>5</sub> -Piridina-N-óxido	137,94
SbCl <sub>5</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> S	157,68
SbCl <sub>5</sub> -Piridina	173,50
SbCl <sub>5</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> S	180,09
SbCl <sub>5</sub> -4-Picolina	200,07
SbCl <sub>5</sub> -Piperidina	231,23

interações. Este contínuo se manifesta sob o ponto de vista energético e sob o ponto de vista estrutural. No primeiro caso vejamos a tabela 1, que foi extraída da referência 2.

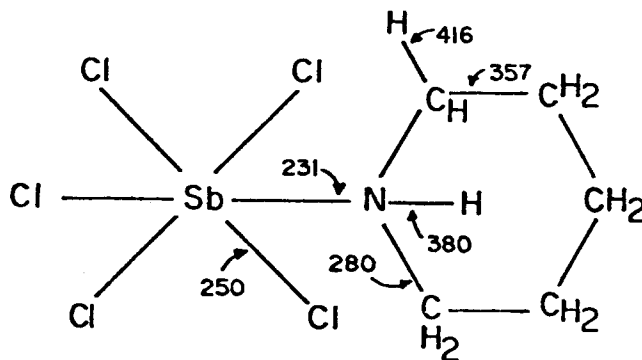
Os dados aí existentes referem-se genericamente ao processo:



Os valores de  $\Delta H$  (Entalpias de ligação<sup>10</sup>) foram obtidos de três maneiras: determinados experimentalmente, calculados teoricamente ou obtidos através de modelos semi-empíricos, ou seja, a partir de métodos onde se combina um cálculo teórico com determinações experimentais.

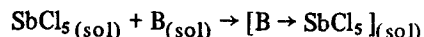
Nos primeiros exemplos da tabela as interações têm realmente um valor de  $\Delta H$  muito pequeno, quase desprezíveis. São interações entre moléculas de gases um pouco afastados apenas do comportamento ideal. A medida que as interações aumentam é possível já melhor identificar e caracterizar o produto AB. Quando este é isolado recebe o nome de aduto, ou de complexo molecular, ou de composto de adição, etc. Por exemplo, o aduto SbCl<sub>5</sub>.CH<sub>3</sub>CN foi isolado<sup>11</sup>, enquanto que o I<sub>2</sub>-benzeno só existe praticamente em solução.

A medida que  $\Delta H$  vai aumentando temos então uma interação cada vez mais forte, até que no último caso da tabela, a interação Sb-N é tão forte como a dos outros átomos de ambas as moléculas reagentes. No esquema abaixo ilustramos, como exemplo, os valores estimados das entalpias de ligação (em kJ mol<sup>-1</sup>)<sup>10</sup>:



Notamos que o valor correspondente a ligação Sb-N é da mesma ordem de grandeza que as outras ligações e poderíamos dizer que não seria mais um "composto de adição" com uma interação intermolecular Sb-N, mas uma molécula nova, em que essa interação pode ser agora considerada como intramolecular.

Um outro exemplo típico é mostrado no composto, X=O → SbCl<sub>5</sub> (a seta entre o O e o Sb indica o sentido da doação do par eletrônico pelo oxigênio) que pode ser visto na tabela 2, extraída da referência 11. Os valores de  $\Delta H$  tabelados referem-se ao processo

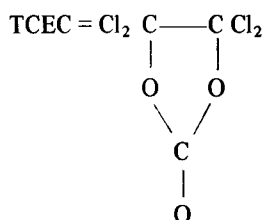


em solução de 1,2-dicloroetano. Todos os valores foram obtidos através de medidas calorimétricas. Estes dados,

Tabela 2 – Adutos do tipo  $>X=O \rightarrow SbCl_5$

Base (X=O)	$\Delta H/kJ\ mol^{-1}$	Distância Sb-O/pm
TCEC	3,3	240
PhCOCl	9,6	219
POCl <sub>3</sub>	49,0	217
Ph <sub>2</sub> SO	—	216
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>2</sub>	58,6	212
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> N-CH=O	111,3	205
[(H <sub>3</sub> C) <sub>2</sub> N] <sub>3</sub> P=O	159	205

Ph = fenila



obtidos num solvente pouco solvatante como esse, são geralmente proporcionais (e muito próximos) aos valores obtidos em fase gasosa, os quais nem sempre são possíveis de se obter. Os adutos sólidos foram isolados e aí determinou-se a distância Sb-O por difração de raio-X.

Um outro exemplo. Vamos considerar agora um conjunto de compostos em que existe caracteristicamente o grupo de átomos Y...X-X, em Y é um átomo de calcogênio (O, S, Se ou Te) e X o átomo de um halogênio (I ou Br). Na figura 3 temos representadas as estruturas desses compostos e na tabela 3 encontramos os valores das distâncias interatômicas. Eles podem ser considerados adutos entre as moléculas X<sub>2</sub> e as moléculas que contém Y. A interação entre Y e X representamos por ... para caracterizar a interação intermolecular.

Consideremos inicialmente o caso em que X=I. Aqui, a interação molecular será Y...I-I. À medida que o número atômico de Y aumenta, a distância Y-I diminui e a distância I-I aumenta. Isto do O ao Se. No caso do Te, seria mais correto representarmos como Te-I...I, ou seja, não mais existe o “aduto” R<sub>2</sub>Te...I<sub>2</sub>, mas um “haleto” R<sub>2</sub>TeI<sub>2</sub>.

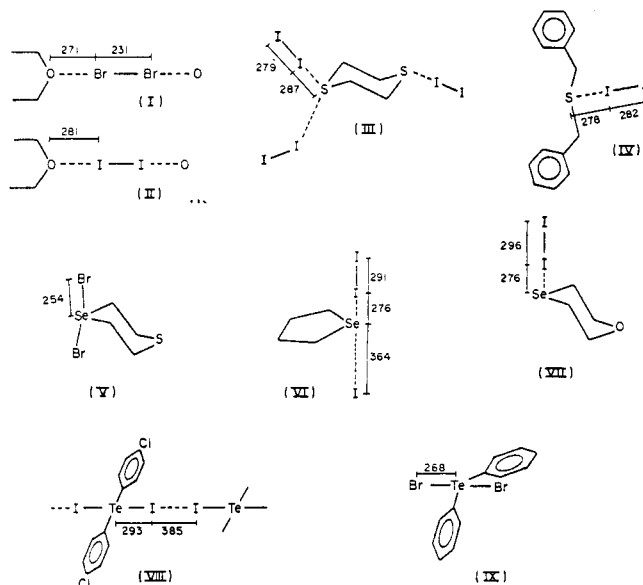


Fig. 3 – Alguns compostos com o grupo Y... X...X (as distâncias indicadas são medidas em pm)

Estes dados podem ser observados através dos valores de  $\Delta YX$  e de  $\Delta XX$  na tabela 3. Resumidamente:

O...I-I  
S...I-I  
Se...I-I  
Te—I...I

O...Br-Br  
S ? Br ? Br  
Se—Br...Br  
Te—Br...Br

Notemos que a estrutura do composto de Te e I tem uma geometria plana ao redor do Te (figura 3).

Vejamos o caso X=Br. No aduto com O...Br-Br temos valores semelhantes ao caso O...I-I. No caso do S e Br não há dados disponíveis na literatura, mas o caso do Se seria melhor representado como Se-Br...Br também, como no caso de Te e I. A tabela 3 nos mostra esta variação através dos valores de  $\Delta YX$  e  $\Delta XX$  e resumidamente:

No caso do Telúrio com Bromo, estes últimos átomos nem se aproximam entre si, no cristal, mas cada átomo de Br está próximo de um dos anéis benzênicos. A geometria ao redor do Te já não é plana, como no caso com o I, mas o ângulo C-Te-C é de 96°, quando esperar-se-ia um ângulo de 180° para a geometria plana.

Os exemplos vistos até agora referem-se a sistemas de átomos arranjados ao longo de uma linha, na qual estes se aproximam ou se afastam. Vamos ver agora um último exemplo, mostrando uma continuidade entre duas estruturas geométricas: a quadrilátera-plana e a tetraédrica, ambas

**Tabela 3** – Alguns compostos com o grupo Y...X-X (ver fig. 3 e tab. 4) (todas as distâncias em pm)

Composto	Estrutura (a)	Distância YX	Distância XX	$\Delta YX$	$\Delta XX$	Referência
OC <sub>4</sub> H <sub>8</sub> O.Br <sub>2</sub>	I	271	231	64	9	12
OC <sub>4</sub> H <sub>8</sub> O.I <sub>2</sub>	II	281	—	—	—	13
SC <sub>4</sub> H <sub>8</sub> S.2I <sub>2</sub>	III	287	279	113	12	14
(Ph-CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> S.I <sub>2</sub>	IV	278	282	122	15	15
SC <sub>4</sub> H <sub>8</sub> Se.Br <sub>2</sub>	V	254	—	—	—	16
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> Se.I <sub>2</sub>	VI	276	291	139	24	17
OC <sub>4</sub> H <sub>8</sub> Se.I <sub>2</sub>	VII	276	296	139	40	18
SeC <sub>4</sub> H <sub>8</sub> Se.2I <sub>2</sub>	III <sup>(b)</sup>	283	287	132	20	19
(p-Cl-C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> TeI <sub>2</sub>	VIII	293	385	142	129	20
Ph <sub>2</sub> TeBr <sub>2</sub>	IX	268	—	137	—	21

Y = calcogênio; X = halogênio.

YX = distância observada entre X e Y.

XX = distância observada entre X e X.

$\Delta YX = YX(VDW) - YX =$  diferença entre a soma dos raios de Van der Walls (distância de Van der Walls calculada) e a distância observada (ver tabela 4).

$\Delta XX = XX(COV) - XX =$  diferença entre a soma dos raios covalentes (distância covalente calculada) e a distância observada (ver tab. 4).

(a) ver as estruturas da figura 3.

(b) a estrutura deste composto de Se é análoga ao de S.

**Tabela 4** – Distâncias interatômicas covalentes e de Van der Walls calculadas (todas as distâncias em pm).

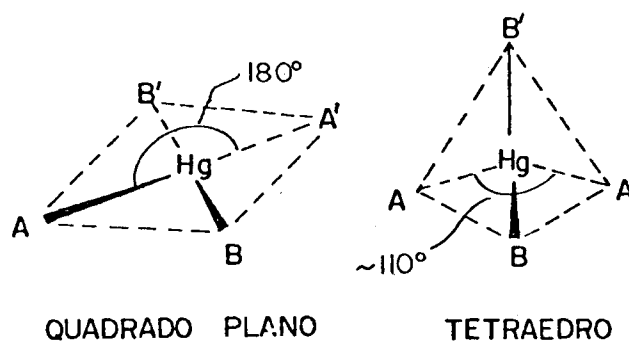
Átomos	Distância covalente <sup>(a)</sup>	Distância de Van der Walls <sup>(b)</sup>
O-Br	117	335
O-I	194	355
S-I	232	400
Se-Br	225	395
Se-I	242	415
Te-Br	243	415
Te-I	260	435
Br-Br	222	390
I-I	256	430

(a) Distância covalente (XX(COV) ou YX(COV)) é calculada somando-se os raios covalentes (Pauling)<sup>2,2</sup>.

(b) A distância de Van der Walls (XX(VDW) ou XY(VDW)) é calculada somando-se os raios de Van der Walls (Pauling)<sup>2,2</sup>.

com número de coordenação 4. No primeiro caso há um átomo no centro de um quadrado do qual os ligantes ocupam os vértices (ver figura 4, onde o átomo central é o Hg e os ligantes genéricos representados por A, A', B e B') sendo que o ângulo AHgA' é de 180°. No segundo caso, o átomo central (figura 2) de Hg está no centro de um tetraedro, com os ligantes (A, A', B e B') ocupando os vértices, sendo que o ângulo AHgA' é agora de ~ 110°.

Os compostos que vamos considerar estão na tabela 5 e suas estruturas parcialmente representadas na figura 5. São



**Fig. 4** – Geometrias com nº de coordenação 4

todos adutos formados com HgCl<sub>2</sub> e moléculas orgânicas. Pelo exame da tabela o composto com dioxano tem uma estrutura quadrilátera-plana (ângulo AHgA' de 180°); nos outros, vamos observar uma diminuição progressiva desse ângulo até o composto com ditiano, cujo ângulo AHgA' é de 114°, apresentando uma estrutura muito próxima a tetraédrica. Em outras palavras, os átomos de Cl vão se aproximando (fechando o ângulo) ao se passar da estrutura quadrilátera-plana à tetraédrica. Notemos também que, no caso em que as bases se ligam pelo S, possivelmente mais doadoras frente ao Hg, temos uma situação mais próxima da tetraédrica e uma distância ClHg maior.

Não cabe aqui uma maior discussão desses efeitos apresentados. Nosso objetivo foi secundariamente chamar a atenção para o contínuo e suas mutações bruscas, decorrentes de pequenas mudanças quantitativas existentes em uma infinidade de fenômenos químicos, em que a classificação periódica é o grande exemplo. Primariamente, queríamos chamar a atenção para a importância dos livros textos e do cuidado que se deve ter com os mesmos.

Tabela 5 – Dados estruturais de alguns adutos de HgCl<sub>2</sub>

Sistema	Átomo ligante	Ângulo (a)	Distância HgCl/pm	Referência
quadrado plano	—	180°	—	—
HgCl <sub>2</sub> ·2(dioxano)	O	180°	234	23
HgCl <sub>2</sub> ·2(ciclohexo-1,4diona)	O	173°	230	24
HgCl <sub>2</sub> ·2(trifenilarsinóxido)	O	147°	233	25
HgCl <sub>2</sub> ·2(tritiano)	S	117°	244	26
HgCl <sub>2</sub> ·2(tioxano)	S	114°	243	27
tetraédro	—	~110°	—	—

(a) Ângulo ClHCl ou AHgA', conforme representação da figura 4.

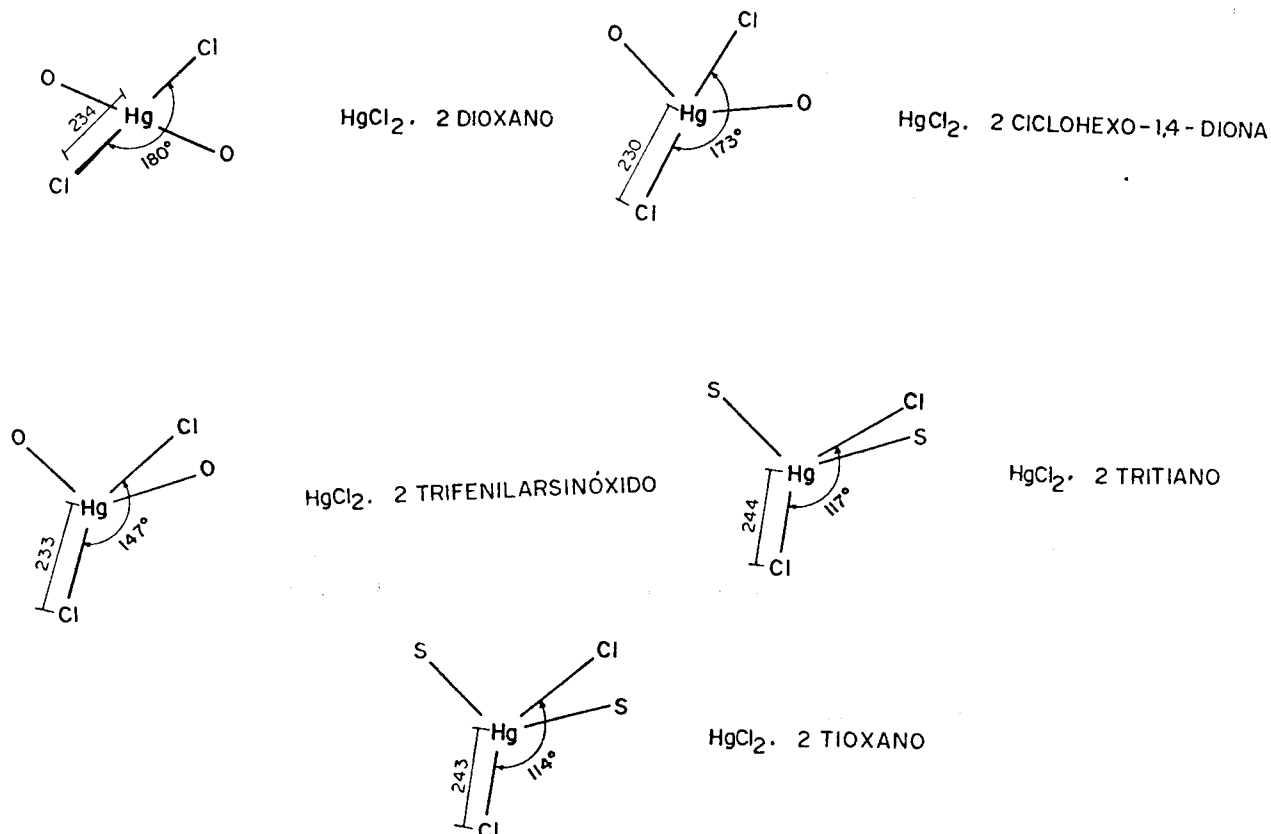


Fig. 5 – Representação parcial das estruturas de alguns adutos de HgCl<sub>2</sub>

## NOTAS E REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

<sup>1</sup> "Ex memoria citatur".

<sup>2</sup> William B. Jensen, "The Lewis Acid-Base Concepts", A Wiley-Interscience Publication, N. York (1980). Parte do texto foi anteriormente publicado pelo mesmo autor em Chem. Rev., 78, 1 (1978).

<sup>3</sup> G. N. Lewis, "Valence and the Structure of Atoms and Molecules", The Chemical Catalog Co., N. York (1923).

<sup>4</sup> K. Fajans, "Radioelements and Isotopes; Chemical Forces and the Optical Properties of Substances", McGraw-Hill, N. York (1931), apud ref. 2.

<sup>5</sup> N. V. Sidgwick, "The Electronic Theory of Valence", Clarendon Press, Oxford (1927) and "Some Physical Properties of the Covalent Link in Chemistry", Cornell University Press, Ithaca, N. York (1933), apud ref. 2.

<sup>6</sup> L. Pauling, J. Am. Chem. Soc., 54, 988 (1932).

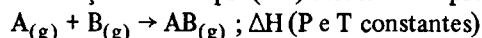
<sup>7</sup> L. Pauling, "The Nature of the Chemical Bond", 3rd ed., Cornell University Press, Ithaca, N. Y. (1960). 1st edition in 1939.

<sup>8</sup> J. A. A. Ketelaar, "Chemical Constitution", Elsevier Publishing Company, Amsterdam (1953).

<sup>9</sup> Chemical Bond Approach Committee, "Química", tradução para o português de Astréa M. Giesbrecht,

Ernesto Giesbrecht, Geraldo Vicentini e Madeleine Perrier, Editora Universidade de Brasília, ed. preliminar (1964) (A edição americana é de 1961).

<sup>10</sup> A variação de entalpia ( $\Delta H$ ) associada ao processo



em que há a formação de uma ligação química recebe genericamente o nome de "entalpia de ligação". Às vezes, por força de velhos hábitos, encontramos a expressão "energia de ligação" significando a mesma coisa. Usa-se também definir a entalpia de ligação utilizando-se o processo contrário, ou seja, de quebra da ligação e a diferença é apenas no sinal do valor de  $\Delta H$  (no caso de formação  $\Delta H < 0$  e de quebra  $\Delta H > 0$ ).

<sup>11</sup> V. Gutmann, "The Donor-Acceptor Approach to Molecular Interactions", Plenum Press, N. York (1978).

<sup>12</sup> O. Hassel and J. Hroslev, Acta. Chem. Scand., 8, 873 (1954).

<sup>13</sup> O. Hassel, Acta. Chem. Scand., 19, 2259 (1965).

<sup>14</sup> G. Y. Chao and J. D. McCullough, Acta. Cryst., 13, 727 (1960).

<sup>15</sup> C. Rømming, Acta. Chem. Scand., 14, 2145 (1960).

<sup>16</sup> L. Battelle, C. Knobler and J. D. McCullough, Inorg. Chem., 6, 958 (1967).

<sup>17</sup> H. Hope and J. D. McCullough, Acta Cryst., 17, 712 (1964).

<sup>18</sup> H. Maddox and J. D. McCullough, Inorg. Chem., 5, 522 (1966).

<sup>19</sup> G. Y. Chao and J. D. McCullough, Acta. Cryst., 14, 940 (1961).

<sup>20</sup> G. Y. Chao and J. D. McCullough, Acta, Cryst., 15, 887 (1962).

<sup>21</sup> G. D. Christofferson and J. D. McCullough, Acta. Cryst., 11, 249 (1958).

<sup>22</sup> M. C. Ball and A. H. Norbury, "Physical Data for Inorganic Chemists", Longman, London (1974).

<sup>23</sup> O. Hassel and J. Hroslev, Acta. Chem. Scand., 8, 1953, (1954).

<sup>24</sup> P. Groth and O. Hassel, Acta. Chem. Scand., 18, 1327 (1964).

<sup>25</sup> C-I. Brändén, Acta. Chem. Scand., 17, 1363 (1963).

<sup>26</sup> W. R. Costello, A. T. McPhail and G. A. Sim, J. Chem. Soc. (A), 1190 (1966).

<sup>27</sup> R. S. McEwen and G. A. Sim, J. Chem. Soc. A, 271 (1967).

## CARTAS DO EDITOR

### O II PLANO NACIONAL DE PÓS-GRADUAÇÃO E A PARTICIPAÇÃO DA COMUNIDADE ACADÊMICA E CIENTÍFICA NAS DECISÕES DE SUA COMPETÊNCIA

Gouvan C. de Magalhães

*Professor do Departamento de Química da Universidade Federal do Ceará.*

(Recebido em 07/02/83)

O II Plano Nacional de Pós-Graduação aprovado pelo Decreto nº 87.814, de 16/11/82, reconhece a necessidade de consultar a comunidade científica nas tomadas de decisões referentes à pós-graduação no país. Existe mesmo uma profusão de afirmações nesse sentido:

"O julgamento crítico da qualidade dos cursos de pós-graduação, em termos de produção intelectual e formação de recursos humanos, por parte dos profissionais qualificados de cada especialidade, ainda é prática pouco institucionalizada na comunidade acadêmica, embora seja utilizada crescentemente pelos órgãos governamentais que atuam na área, sob forma de comitês assessores, consultores científicos e reuniões de avaliação. Seu êxito depende: *da existência de uma massa crítica mínima em cada especialidade; do fortalecimento da identidade profissional expressa, na maioria das áreas, pela presença de associações científicas atuantes e pela publicação regular de periódicos especializados, dirigidos por corpos editoriais de reconheci-*

*do prestígio; do acesso da comunidade científica aos mecanismos de decisão, responsáveis pela estrutura e o funcionamento dos centros de pesquisa e de pós-graduação."*

... "A ênfase na qualidade dependerá, na sua operacionalização, e do aumento gradativo da eficiência e confiabilidade dos sistemas de informação e avaliação quanto ao desempenho dos programas de pós-graduação; *do estabelecimento de critérios e de mecanismos de avaliação conhecidos e aceitos como legítimos pela comunidade; e do comprometimento com os resultados, na hora da utilização dos instrumentos de ação de que dispõem as agências de fomento. Para a consolidação e a melhoria dos sistemas de informação e avaliação, é fundamental a participação direta e ativa da comunidade acadêmica e científica em geral e das universidades e centros de pós-graduação em particular.*

Outro problema a receber especial atenção é o da adequação do sistema às necessidades reais e futuras do