



Rede São Paulo de

Formação Docente

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

São Paulo
2011



UNESP – Universidade Estadual Paulista
Pró-Reitoria de Pós-Graduação
Rua Quirino de Andrade, 215
CEP 01049-010 – São Paulo – SP
Tel.: (11) 5627-0561
www.unesp.br



Governo do Estado de São Paulo
Secretaria de Estado da Educação
Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas
Gabinete da Coordenadora
Praça da República, 53
CEP 01045-903 – Centro – São Paulo – SP



**SECRETARIA
DA EDUCAÇÃO**



4. LIGAÇÃO COVALENTE EM ENTIDADES ISOLADAS



Sumário

Vídeo da Semana	3
4. Ligação Covalente em Entidades Isoladas	3
4.1 Ligação Covalente versus Iônica - O Caso do NaCl e do HCl	4
4.2 Geometria de Moléculas Isoladas: Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV)	5
Referências	18

Vídeo da Semana



4. Ligação Covalente em Entidades Isoladas

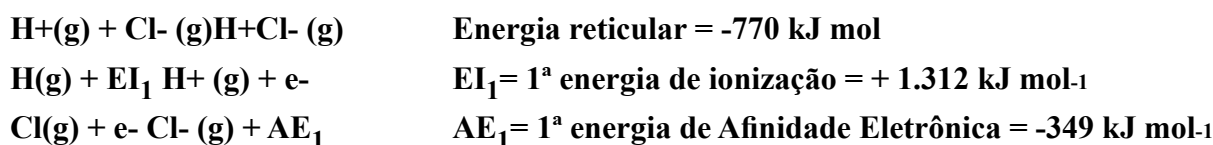
*Vamos agora abordar algumas considerações
sobre ligação covalente em entidades isoladas.*

3

4.1 Ligação Covalente versus Iônica - O Caso do NaCl e do HCl

Quando a formação do sólido iônico NaCl(s) a partir de Na⁺(g) e Cl⁻(g) foi discutida em termos energéticos no item 2.1, ficou evidente que a estabilidade da substância se deve principalmente à energia reticular resultante das interações eletrostáticas entre os íons de cargas opostas no retículo iônico. Para o caso específico do NaCl sua energia reticular é igual a -770 kJ mol⁻¹.

Suponhamos por um momento que, ao substituirmos o cátion Na⁺ por H⁺, seria formada a substância iônica HCl no estado sólido. Se isto ocorrer, é razoável supor que a energia reticular do sólido iônico HCl formado seja aproximadamente igual à do NaCl, pois teríamos uma interação entre íons de cargas +1 e -1 em ambos os retículos, com raios iônicos aproximadamente iguais. Como no caso do NaCl, vamos fazer o balanço energético para o suposto processo de formação do HCl(s), segundo a equação



$$\text{Balanço energético global} = -770 + 1312 - 349 = +193 \text{ kJ mol}^{-1}$$

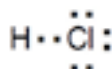
Neste caso, apesar do valor grande da energia reticular que seria envolvida no suposto processo de formação do sólido iônico, a primeira energia de ionização de H(g) é tão grande, que o balanço energético é desfavorável à formação da substância HCl por formação de retículo iônico formado por íons H⁺ e Cl⁻. **A conclusão óbvia é que a formação de HCl não pode ser explicada em termos de interação iônica entre H⁺ e Cl⁻.**

Como então se justifica a estabilidade da substância HCl? A resposta é que a formação da substância ocorre pelo **compartilhamento de um par de elétrons** entre os átomos H e Cl, formando uma **ligação covalente**, segundo o esquema que se segue.

Camadas de valências dos átomos isolados



Compartilhamento de um par de elétrons, formando a molécula HCl



Com a formação do par de elétrons, tanto H como Cl atingem suas capacidades máximas de elétrons permitidas pelos períodos da Tabela Periódica em que se situam, 2 e 8, respectivamente. As razões para a estabilização da interação através do compartilhamento de um par de elétrons pelos átomos de H e Cl serão discutidas em tópico posterior da disciplina (item 5.1), assim como a contribuição de componente iônica na ligação originalmente considerada como puramente covalente, em virtude dos diferentes valores das **eletronegatividades** desses elementos (item 6.1).

4.2 Geometria de Moléculas Isoladas: Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV)

Uma vez que se sabe que uma substância é formada por ligações predominantemente covalentes, e que existe como entidade isolada, constituindo uma **molécula**, é possível fazer previsões sobre a geometria ao redor do átomo central da molécula, através da aplicação de um conjunto de regras empíricas simples. Este conjunto de regras é conhecido pelo nome de **TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS DA CAMADA DE VALÊNCIA (TRPECV)**. Embora não constituam uma teoria no verdadeiro sentido da palavra, estas regras permitem fazer previsões surpreendentes sobre a geometria aproximada de moléculas isoladas, a partir de idéias intuitivas simples! A sequência se inicia com a montagem dos diagramas de pontos de Lewis para a molécula, e a aplicação da idéia intuitiva de que os pares de elétrons ao redor do átomo central da molécula, como centros de cargas negativas, tendem a se repelir e se orientar no espaço de modo a minimizar as repulsões eletrostáticas entre eles.

As regras para determinar a geometria de uma molécula pela TRPECV envolvem as seguintes etapas, que ficam mais fáceis de serem compreendidas aplicando para um caso concreto, como por exemplo, a molécula isolada PCl_3 . Este não é um dos casos mais simples, mas tem a vantagem de envolver a aplicação da maior parte das regras.

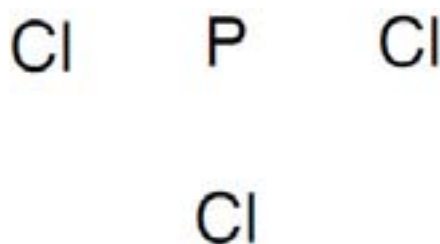
Montagem do diagrama de Lewis da molécula:

- Determine o número de elétrons na camada de valência de cada átomo que forma a molécula. O número de elétrons da camada de valência pode ser determinado através da aplicação das regras para se obter as configurações eletrônicas dos átomos em seu estado fundamental, ou através de suas posições na Tabela Periódica. No caso em questão, cada átomo de P e Cl, ambos do terceiro período da Tabela Periódica, tem 5 e 7 elétrons em suas camadas de valência, respectivamente.
- Some os elétrons presentes contidos nas camadas de valência de todos os átomos que compõem a molécula. Para o PCl_3 teremos um total de 26 elétrons, 5 do único átomo de P, e 21 dos 3 átomos de Cl ($3 \times 7 = 21$).
- Como não vamos nos restringir a aplicar as regras dadas somente às moléculas que obedecem à Regra do Octeto, usaremos a idéia de **capacidade máxima de elétrons que um elemento pode acomodar em sua camada de valência, ao invés da Regra do Octeto**. Este número é determinado pela relação empírica proposta por Niels Bohr, $2(n)^2$, onde n é o número do grupo da Tabela Periódica a que pertence um átomo. No caso específico dos átomos que formam a molécula PCl_3 temos:

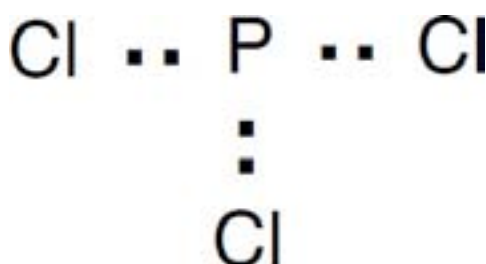
- para P e Cl, $n = 3 \longrightarrow$ número máximo de elétrons
que podem ser acomodados ao redor do átomo $= 2(3)^2 = 18$.

- Quando a molécula for formada por mais de um tipo de átomo, se houver um átomo que seja o único de sua espécie, ele será colocado no centro da estrutura. No caso presente, este átomo é o de P. Os átomos restantes serão colocados ao redor do átomo central.
- Observação: como o átomo de H só pode formar um único par de elétrons e, portanto, só uma ligação, ele **jamaiz** poderá ocupar a posição central numa molécula em que ele apareça.

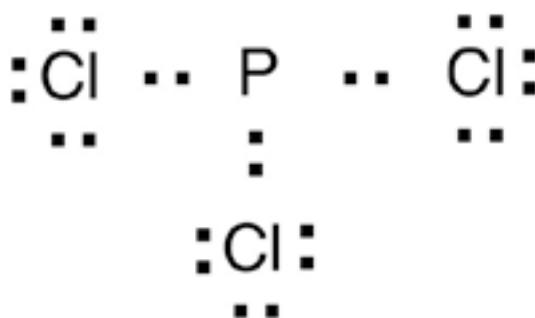
- Para o caso do PCl_3 , o resultado seria



- Distribua os elétrons das camadas de valências dos átomos, aos pares, um entre cada par de átomos adjacentes. No caso do PCl_3 teríamos a seguinte situação:



- Distribua os elétrons restantes, aos pares, ao redor de cada átomo periférico (no caso, os átomos de Cl), até completar seus octetos. A situação para o PCl_3 é representada a seguir.



- Some todos os elétrons colocados na estrutura. Caso ainda sobre elétrons do total existentes nas camadas de valências dos átomos da molécula, eles devem ser colocados aos pares ao redor do átomo central. Neste estágio, no caso da molécula de PCl_3 , já foram utilizados 24 elétrons, sobrando ainda 2 elétrons não utilizados. Esses elétrons são colocados como um par, ao redor do átomo central de P, resultando no diagrama de pontos de Lewis, representado a seguir.

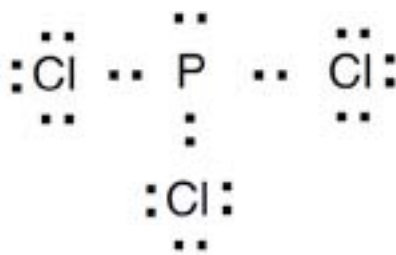
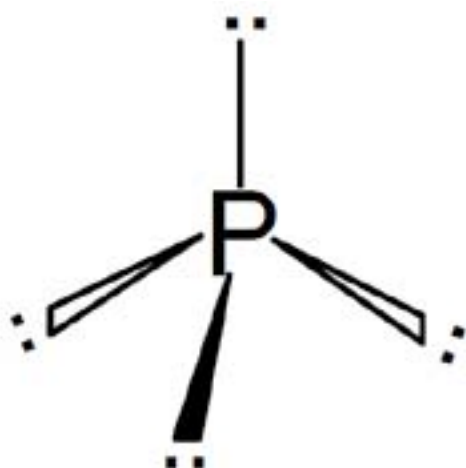


Diagrama de Lewis
da molécula de PCl_3

- Conte todos os pares de elétrons existentes ao redor do átomo, tanto os que estão compartilhados entre dois átomos adjacentes, denominados **pares compartilhados**, como os eventualmente presentes ao redor do átomo central, não compartilhados com outros átomos, denominados **pares isolados**. O total obtido na soma é denominado de **número de pares de elétrons estericamente ativos (npea)** significando o número total de pares eletrônicos ao redor do átomo central, que tenderão a adotar a geometria espacial que proporcione o maior afastamento possível entre os pares eletrônicos, de modo a minimizar a repulsão entre eles.

No caso do PCl_3 há 3 pares eletrônicos compartilhados ao redor do átomo de P, cada um correspondente a uma ligação covalente P - Cl, e 1 par isolado ao redor do átomo central de P, com um **npea** = 4. A geometria dos pares eletrônicos ao redor do átomo central que garante o máximo afastamento de 4 pares de elétrons é a de um tetraedro, com o átomo de fósforo em seu centro e os 4 pares eletrônicos ocupando os vértices de um **tetraedro**, representado a seguir.

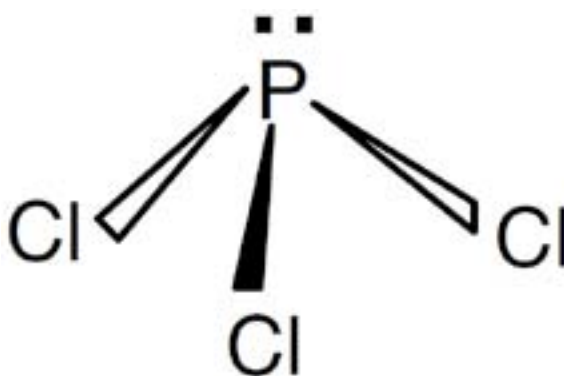


- Par eletrônico no plano da folha
- ▴ Par eletrônico saindo do plano da folha
- ▾ Par eletrônico atrás do plano da folha

O tetraedro é um sólido geométrico altamente simétrico, com todas as faces e as arestas iguais, com ângulos H-C-H também todos iguais, com valor de $109^{\circ} 28'$. Esta previsão, obtido pela aplicação de regras tão simples, é verificada para todos os compostos de carbono unidos por uma única ligação, constituindo o que se conhece como carbono tetraédrico.

- Determine a geometria molecular, a partir da geometria dos pares de elétrons. Se todos os pares eletrônicos ao redor do átomo central forem compartilhados, a geometria molecular será a mesma que a dos pares eletrônicos. Caso haja a presença de pares isolados ao redor do átomo central, obviamente a geometria molecular será diferente da geometria dos pares de elétrons. Neste caso, embora a geometria molecular seja derivada da geometria dos pares, deve ser analisado o número de pares de elétrons isolados presentes.

Apliquemos a regra para a molécula PCl_3 . Neste caso, a geometria molecular resultante será a de uma pirâmide de base triangular (forma de pirâmide trigonal), com o átomo de P em um de seus vértices, o par isolado sobre o átomo central de P ocupando um dos vértices do tetraedro formados pelos pares eletrônicos, e os outros 3 vértices do tetraedro original ocupados por átomos de Cl. A geometria resultante é mostrada a seguir. Para maior clareza, foram representados apenas os pares eletrônicos ao redor do átomo central de P.

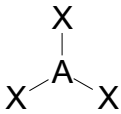
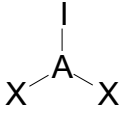
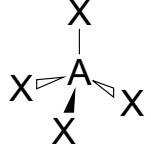
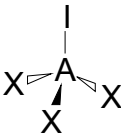


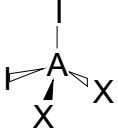
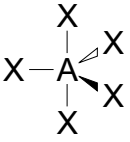
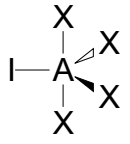
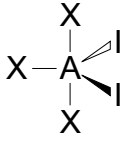
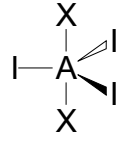
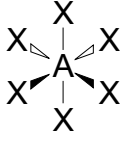
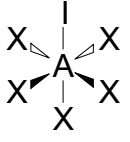
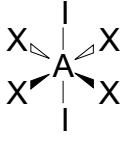
Geometria de pirâmide
trigonal

E quanto aos ângulos Cl – P – Cl, sendo derivados do tetraedro, serão iguais a $109^{\circ} 28'$, o valor previsto para o tetraedro regular, do qual a pirâmide trigonal é derivada? A resposta é não, pois a direção ocupada pelo par isolado é diferente das outras ocupadas pelos pares compartilhados. Como o par isolado se projeta mais no espaço que o par compartilhado,

espera-se que o efeito de repulsão do par isolado seja maior que o dos pares compartilhados. Se isto for verdade, a maior repulsão do par isolado sobre os pares compartilhados deve forçar o maior afastamento desses últimos, fazendo com que sejam previstos valores **menores** que $109^{\circ} 28'$ para os ângulos Cl – P – Cl. Medidas experimentais no estado gasoso pelas técnicas adequadas indicam um valor de 100° para os ângulos Cl-P-Cl, em excelente concordância com as previsões qualitativas feitas pela TRPECV. Outra medida experimental que apóia fortemente a geometria prevista pela teoria, é que a molécula PCl_3 apresenta polaridade, devido às diferenças de eletronegatividades entre P e Cl e à geometria de pirâmide trigonal. Caso a molécula fosse triangular plana, geometria que muito freqüentemente é erroneamente proposta pelos alunos, por ignorarem o efeito do par isolado, a molécula seria apolar, o que está em discordância com os resultados experimentais!

Com base na aplicação das regras da TRPECV foi montada a tabela que se segue, com as geometrias das moléculas de fórmula geral AX_nI_m , onde **A** é o átomo central da molécula, **X** representa um átomo ligados ao átomo central por pares de elétrons compartilhados, **n** sendo o seu número, **I** representa os pares isolados de elétrons, com **m** sendo seu número.

Tipo da Molécula	Geometria dos Pares Eletrônicos	Ângulo X – A – X	Geometria Molecular	Exemplo
AX_2	X – A – X	180°	Linear	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$
AX_3		120°	Trigonal Plana	BF_3 , COCl_2
AX_2I		$< 120^{\circ}$	Forma de V	SO_2 , O_3
AX_4		$109^{\circ} 28'$	Tetraedro	CH_4 , CH_3Cl
AX_3I		$< 109^{\circ} 28'$	Pirâmide trigonal	NH_3 , PCl_3

Tipo da Molécula	Geometria dos Pares Eletrônicos	Ângulo X – A – X	Geometria Molecular	Exemplo
AX_2I_2		$< 109^\circ 28'$	Forma de V	H_2O
AX_5		90° entre o eixo e o plano; 120° no plano	Bipirâmide trigonal (duas pirâmides triangulares opostas pelas bases)	PCl_5
AX_4I		No eixo, $< 180^\circ$; no plano $< 120^\circ$	Forma de gangorra distorcidas	SF_4
AX_3I_2		$< 90^\circ$	Forma de T distorcido	ClF_3
AX_2I_3		180°	Linear	I_3^- , XeF_2
AX_6		90°	Octaedro (bipirâmide de base quadrada, opostas pelas bases)	SF_6
AX_5I		90°	Pirâmide de base quadrada	IF_5
AX_4I_2		90°	Quadrado planar	XeF_4

Observação: as formas geométricas perfeitas, para as geometrias AX_2 , AX_3 , AX_4 , AX_5 e AX_6 , podem ser facilmente visualizadas utilizando-se balões de borracha cheios de ar, todos de mesmo tamanho. Para facilitar a tarefa, amarre os balões cheios usando os próprios bicos, formando pares. O procedimento está detalhado no material de apoio contido em:



As geometrias mais comuns, e o efeito de um par de elétrons isolados usando o procedimento descrito, são mostrados nas figuras:

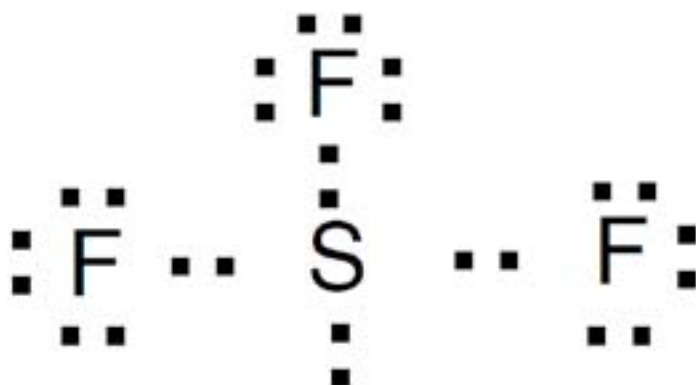
geometria linear	
trigonal plana	
tetraédrica	
tetraedro com par isolado	
bipirâmide trigonal	

4.3 Outros exemplos de aplicação da TRPECV

Tomemos o caso da molécula SF_4 . S é um elemento do 3º período da Tabela Periódica, com 6 elétrons na camada de valência, e número máximo de elétrons que pode acomodar igual a 18 [$2 \cdot (3)^2 = 18$]. F é um elemento do 2º período, com 7 elétrons na camada de valência, e número máximo de elétrons na camada de valência igual a 8 [$2 \cdot (2)^2 = 8$].

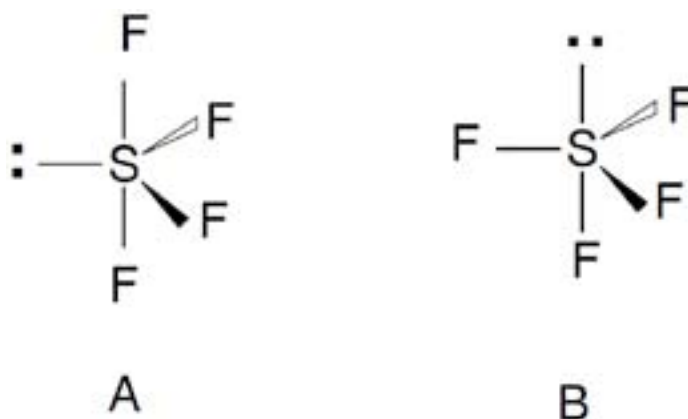
- Átomo central da molécula – S
- N° total de elétrons nas camadas de valência dos átomos que formam a molécula = $4 \times 7 + 1 \times 6 = 34$ elétrons.

Indo diretamente até a etapa em que os elétrons foram colocados aos pares entre o átomo de S central e cada átomo de F periférico, e a seguir adicionados pares de elétrons até completar os octetos de cada átomo de F, obtemos a representação apresentada a seguir.



Contando os elétrons, encontramos um total de 32 elétrons contabilizados até agora. Os dois elétrons faltantes devem ser então atribuídos ao átomo central de S, que fica assim com 4 pares de elétrons compartilhados e um par de elétrons isolado, num total de 5 pares de elétrons estericamente ativos, com fórmula geral AX_4I . Como se vê, o átomo central de S tem 5 pares de elétrons e, portanto, um total de 10 elétrons! Este é um caso de uma **molécula hipervalente estável!**

Para uma molécula com um número total de 5 pares de elétrons ao redor do átomo central, está prevista uma geometria de bipirâmide trigonal para a geometria dos pares. Como um par de elétrons é isolado, a geometria da molécula será derivada, mas não igual à dos pares eletrônicos. Para esta situação são possíveis duas situações distintas, apresentadas a seguir. Por simplicidade, e uma vez que todos os átomos de F periféricos tiveram seus octetos satisfeitos, estamos representando apenas os pares de elétrons estereoativos ao redor do átomo central nas fórmulas.



Na representação **A** o par eletrônico isolado está colocado no plano horizontal da molécula, enquanto que na **B** está colocado na posição axial (direção vertical, a 90° do plano horizontal). Qual das duas representações é a que melhor representa a geometria da molécula?

Para responder esta questão, é necessário tecer-se considerações sobre as intensidades das repulsões envolvendo pares isolados e compartilhados, e os ângulos entre eles. Como o efeito de repulsão dos pares isolados é maior que a dos compartilhados, é razoável propor que a intensidade de repulsão será: par isolado-par isolado > par isolado-par compartilhado >> par compartilhado – par compartilhado. Quanto ao ângulo entre os pares eletrônicos, com base em observações empíricas, a ordem esperada de repulsão deve ser: $90^\circ >> 120^\circ > 180^\circ$.

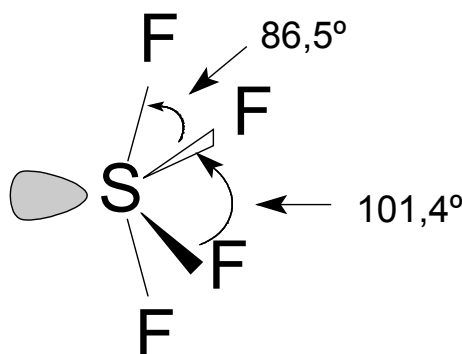
Aplicamos estas regras às representações **A** e **B**. Como só há um par isolado, só precisamos considerar as interações mais importantes, par isolado-par compartilhados. Logo, só precisamos considerar os ângulos entre os pares isolados e compartilhados, e especialmente as interações a 90° .

Para a representação **A**, temos o seguinte balanço: duas interações do par isolado situado no plano horizontal, com os dois pares compartilhados a 90° , nas posições axiais (perpendiculares ao plano horizontal). Para a representação **B**, onde o par isolado foi colocado numa das posições axiais, haverá 3 interações par isolado- par ligado a 90° .

Logo, com base nas regras simples propostas, a geometria da molécula será dada pela representação **A**, com o par isolado no plano horizontal, e a molécula tendo a forma aproximada de uma gangorra.

E quantos aos ângulos F – S – F da molécula na geometria favorecida pela menor repulsão, o que podemos dizer? Se todos os pares fossem compartilhados, os ângulos previstos para o arranjo regular seriam de 120° para os pares situados no plano horizontal, e de 180° entre os

pares axiais. Com a presença do par isolado ocupando uma das posições do plano horizontal, o seu efeito de repulsão fará com que os ângulos finais sejam menores que os 120° e 180° da geometria perfeita. Valores medidos experimentalmente são aproximadamente iguais a 173° e 101° para os pares axiais e do plano horizontal, respectivamente. A geometria da molécula SF_4 , com os valores dos ângulos determinados experimentalmente é esquematizada a seguir.



Como se vê, as previsões feitas por uma abordagem tão simples como a TRPCEV, baseada apenas nos diagramas de Lewis das moléculas, e regras surgidas da idéia lógica de pares de elétrons tenderem a manter a máxima separação no espaço para minimizar as repulsões, são surpreendentes. No entanto, mais uma vez se faz a advertência de que um conjunto de regras simples como este, é uma visão simplificada do problema das ligações. O surgimento de interações que se afastem das puramente covalentes – por exemplo, aumento do caráter iônico devido às diferenças de eletronegatividades dos átomos que interagem – pode introduzir fatores que não têm condições de serem levadas em conta por uma abordagem tão simples. A TRPCEV, em conjunto com a Regra do Octeto, deve ser encarada como instrumento útil para fornecer uma visão inicial de um problema complexo representado pelas ligações químicas, e como tal não pode ser considerada de uma maneira dogmática, como sendo infalível!

15

Tomemos como nosso último exemplo, o íon molecular NO_3^- (sim, íons moleculares também podem facilmente ser abordados pela TRPECV!). Ambos os átomos formadores do íon molecular pertencem ao 2º período da Tabela Periódica, e cada um pode acomodar até 8 elétrons em sua camada de valência.

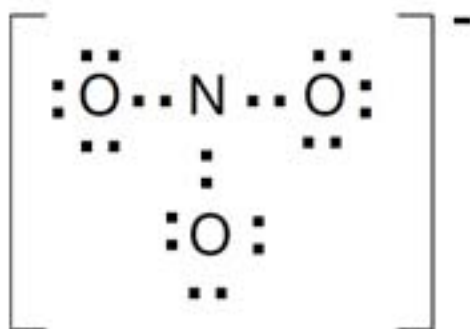
- Número de elétrons na camada de valência de N = 5
- Número de elétrons na camada de valência de O = 6

- Contabilização do número total de elétrons disponíveis nas camadas de valência do íon NO_3^- :

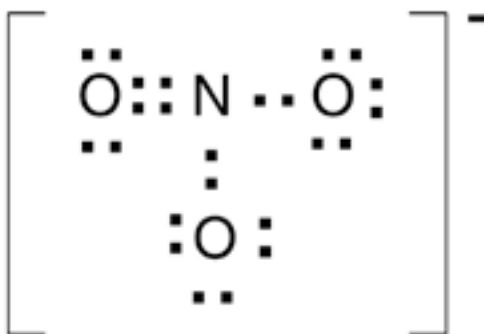
$$1 \text{ N} = 1 \times 5 = 5$$

$$3 \text{ O} = 3 \times 6 = 18$$

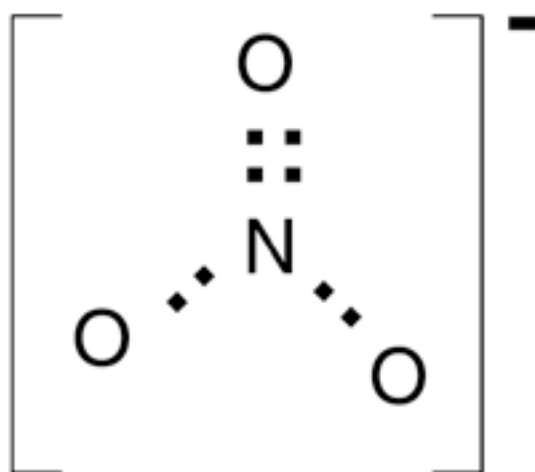
- Carga negativa = + 1 elétron
- Número total de elétrons no íon $\text{NO}_3^- = 24$
- Montando a estrutura com o N como átomo central, e distribuindo os elétrons entre cada par de átomos, e nos átomos periféricos, inicialmente obtemos o diagrama de Lewis que se segue.



Contando os elétrons no diagrama, verifica-se que os átomos periféricos de O já atingiram sua capacidade máxima de acomodar elétrons (no caso, o octeto!), e que os 24 elétrons já foram utilizados! A contagem dos elétrons ao redor do átomo central de N revela que há apenas 6 elétrons, não tendo sido satisfeita a capacidade máxima de acomodar elétrons de N. Como fazer para que o átomo central de N também tenha seu octeto preenchido? A solução é propor a formação de uma ligação dupla entre um dos átomos de hidrogênio periférico e o átomo central de N, que deste modo ficaria também com sua capacidade máxima de acomodar elétrons satisfeita. Isto é representado no esquema que se segue.

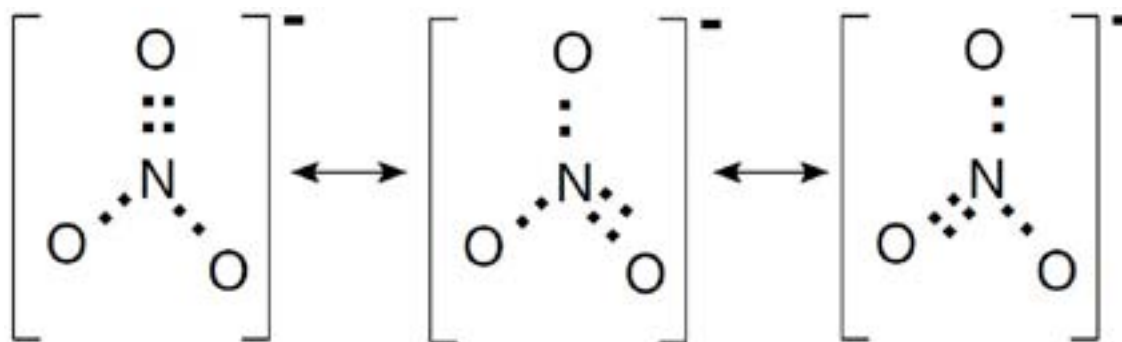


Neste diagrama de Lewis, todos os átomos tiveram seus octetos satisfeitos! Agora se pergunta: qual é a geometria do íon molecular NO_3^- ? A resposta é dada facilmente pela TR-PECV, considerando o número de pares de elétrons estericamente ativos ao redor do átomo central de N. Por estericamente ativos, queremos dizer pares de elétrons que ocupam uma direção fixa do espaço. **Para este efeito, uma ligação simples, dupla ou tripla representa uma única direção do espaço, sendo todas elas contadas como contribuindo com um único par estereoativo.** Com isto, ao redor do átomo central de N temos 3 pares de elétrons estereoativos (1 relativo à dupla ligação, e dois relativos a duas ligações simples!). Deste modo, o íon molecular se enquadra na classificação AX_3 , com todos os pares eletrônicos compartilhados, e a geometria da molécula será a trigonal plana, com ângulos O – N – O todos iguais, e com valor de 120° , como mostrado a seguir, representando por simplicidade apenas os pares de elétrons ao redor do átomo central de N.



A partir desta representação da geometria da molécula, surge um problema: uma ligação dupla é mais forte do que uma ligação simples, de modo que se as ligações forem localizadas como representadas no esquema, a ligação dupla deveria ser mais curta que as ligações simples! No entanto, isto não é verificado experimentalmente por nenhuma das técnicas disponíveis que, ao contrário, mostram que as três ligações são todas iguais, todas tendo o mesmo comprimento de ligação! Para compensar esta inadequação, decorrente de associarmos as ligações com pares eletrônicos localizados entre os pares de átomos que as formam, é proposto o conceito de **ressonância**. Segundo este conceito, a dupla ligação estaria deslocalizada pela molécula, sendo igualmente provável de ser formada entre cada um dos pares N – O que com-

põem a molécula. Como resultado, cada ligação teria 1/3 de caráter de dupla, e a molécula seria formada pela contribuição de três formas de ressonância de igual importância, representadas no esquema que se segue.



Referências

- ATKINS, P.; JONES. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- KOTZ, J. C.; TREACHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. São Paulo: Editora Cengage Learning, 2010. v. 1. Tradução da 6. ed. americana.
- LEWIS, G. N. The Atom and the Molecule. **Journal of the American Chemical Society**, v. 38, n. 4, p. 762-785, Apr. 1916. DOI: 10.1021/ja02261a002.
- - PERUZZO, T. M.; CANTO, E. **Química na abordagem do cotidiano**. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2006. v. 1
- MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. **Química para o ensino médio**. São Paulo: Scipione, 2008. (Série Parâmetros).
- QUÍMICA NOVA NA ESCOLA. São Paulo: Instituto de Química – USP, maio 2001. Cadernos temáticos n. 4. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/>>. Acesso em: 15 jan. 2011.

Ficha da Disciplina:

Ligação Química



Luiz Antonio Andrade de Oliveira

Camila Silveira da Silva

Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira



Estrutura da Disciplina

Semana	Temas	Ativ.	Datas
1	1. Evolução Histórica do Conceito de Ligação Química	1	4/abr a 10/abr
2	2. A ligação Química no Contexto do Átomo Divisível 2.1 Regra do Octeto: Importância Histórica, Limites de sua Utilização	<u>2</u>	11/abr a 17/abr
3	3. Ligação Química: Conceito e Tipos 3.1 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligação Covalente 3.2 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligação Iônica 3.3 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligação Metálica 3.4 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligações (ou Interações) Intermoleculares	<u>3</u> , <u>4</u> , <u>5</u>	18/abr a 24/abr
4	4. Ligação Covalente em Entidades Isoladas 4.1 Ligação Covalente versus Iônica - O Caso do NaCl e do HCl 4.2 Geometria de Moléculas Isoladas: Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV) 4.3 Outros Exemplos de Aplicação da TRPECV	<u>7</u> , <u>8</u> , 9	25/abr a 1/mai
5	5. Obedecer ou não a Regra do Octeto? 5.1 O Caso do H_2SO_4 e do ânion SO_4^{2-} 5.2 O Caso em que não há Átomo Central na Molécula.	<u>10</u> , <u>11</u> , 12, 13	2/mai a 8/mai

Resumo

A busca da compreensão do por que a matéria sofre transformações, gerando nova matéria com propriedades diferentes das iniciais, e as explicações para essas transformações, têm ocupado a mente humana desde a Antiguidade. Só muito mais recentemente estas transformações foram interpretadas como sendo decorrente da quebra e formação de ligações químicas.

Atualmente, a **ligação química** é interpretada como resultante da interação entre os elétrons das camadas de valência dos átomos que formam uma **substância**. Esses elétrons são atraídos por todos os núcleos dos átomos que compõem a substância, e ao mesmo tempo interagem e se repelem entre si, tendo como resultado final um abaixamento de energia da substância formada em relação aos átomos iniciais isolados.

O comportamento dos elétrons ligados aos núcleos de cada um dos átomos isolados que formam uma substância, por sua vez, a rigor é descrito à luz dos conceitos da **Química Quântica**. Deste modo, a descrição da ligação química requer, em algum grau, a utilização de conceitos associados à descrição probabilística do elétron, envolvendo termos como **orbital**, densidade eletrônica, sobreposição de orbitais, ordem de ligação, dentre outros.

- Segundo definição recomendada pela IUPAC, diz-se que há uma ligação química entre dois átomos ou grupos de átomos quando há forças atuando entre eles, de modo que leve à formação de um agregado com estabilidade suficiente que torne conveniente para o químico considerá-lo como uma “espécie molecular” independente. Com base nesta definição são quatro os tipos de interações existentes entre os átomos que formam uma substância química: ligação iônica, ligação covalente, ligação metálica e interações intermoleculares.
- As três primeiras interações – ligação iônica, covalente e metálica – são fortes, e constituem o que tradicionalmente é incluído nos livros didáticos como ligações químicas. O quarto tipo de interação – as interações moleculares – normalmente é muito mais fraca que as três primeiras, e usualmente não são classificadas nos textos didáticos tradicionais como ligações químicas. Embora mais fracas, as interações intermoleculares são muito importantes na compreensão das características físicas de uma substância, como por exemplo, o ponto de fusão, densidade de suas fases, estrutura e estabilidade de proteínas e DNA.
- Este importante aspecto da Química, a ligação química, que juntamente com a estrutura e reatividade das substâncias, constitui a espinha dorsal do conhecimento químico atual, será o objeto do terceiro módulo do nosso Curso.

Pró-Reitora de Pós-graduação

Marilza Vieira Cunha Rudge

Equipe Coordenadora

Cláudio José de França e Silva

Rogério Luiz Buccelli

Ana Maria da Costa Santos

Coordenadores dos Cursos

Arte: Rejane Galvão Coutinho (IA/Unesp)

Filosofia: Lúcio Lourenço Prado (FFC/Marília)

Geografia: Raul Borges Guimarães (FCT/Presidente Prudente)

Inglês: Mariangela Braga Norte (FFC/Marília)

Química: Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira (IQ Araraquara)

Equipe Técnica - Sistema de Controle Acadêmico

Ari Araldo Xavier de Camargo

Valentim Aparecido Paris

Rosemar Rosa de Carvalho Brena

Secretaria

Márcio Antônio Teixeira de Carvalho

NEaD – Núcleo de Educação a Distância

(equipe Redefor)

Klaus Schlünzen Junior

Coordenador Geral

Tecnologia e Infraestrutura

Pierre Archag Iskenderian

Coordenador de Grupo

André Luís Rodrigues Ferreira

Guilherme de Andrade Lemeszenski

Marcos Roberto Greiner

Pedro Cássio Bissetti

Rodolfo Mac Kay Martinez Parente

Produção, veiculação e Gestão de material

Elisandra André Maranhe

João Castro Barbosa de Souza

Lia Tiemi Hiratomi

Liliam Lungarezi de Oliveira

Marcos Leonel de Souza

Pamela Gouveia

Rafael Canoletti

Valter Rodrigues da Silva