



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



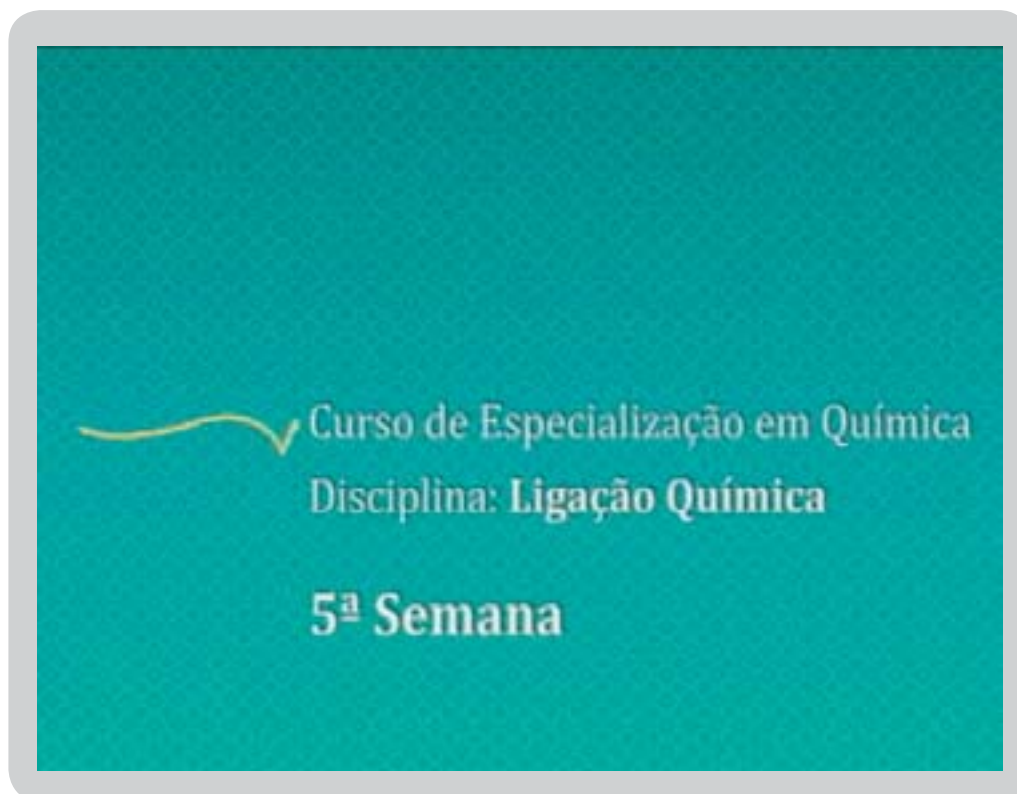
**SECRETARIA
DA EDUCAÇÃO**



Sumário

Vídeo da Semana	3
5. Obedecer, ou não, a regra do octeto?	3
5.1 O Caso do H_2SO_4 e do ânion SO_4^{2-}	3
5.2 O caso em que não há átomo central na molécula	13
Referências	16

Vídeo da Semana



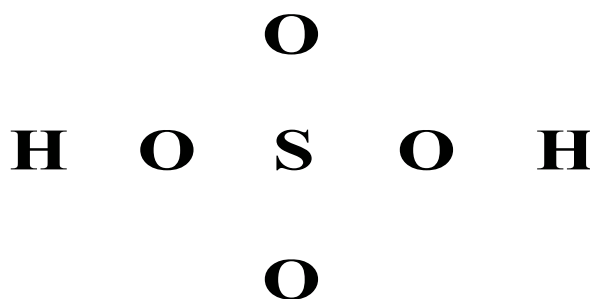
5. Obedecer, ou não, a regra do octeto?

Há casos em que é possível escrever várias fórmulas de Lewis, com todas elas obedecendo às regras discutidas até aqui. Dessas fórmulas de Lewis, algumas obedecem a Regra do Octeto, e outras não. Propomos agora uma reflexão: dentre essas fórmulas de Lewis, a que obedece a Regra do Octeto será sempre a mais provável? Propomos abordar esse tópico através do exemplo que se segue.

5.1 O Caso do H_2SO_4 e do ânion SO_4^{2-}

Começemos com o H_2SO_4 . Como está presente apenas um átomo de S, ele será o átomo central da molécula. A seguir, ligados diretamente ao átomo central irão os átomos de O (lembre-se que os átomos de H só podem compartilhar um par de elétrons cada um e, portanto,

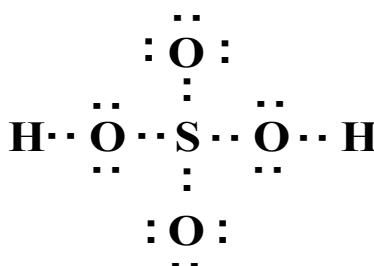
não poderiam estar nos lugares ocupados pelos átomos de O). O esquema inicial resultante, representado no plano por facilidade, é dado no esquema que se segue.



Agora vamos fazer a contabilidade dos elétrons das camadas de valência (CV) dos átomos que formam a molécula:

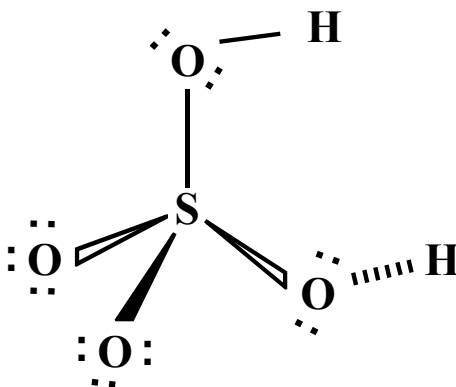
ÁTOMO	PERÍODO (n)	Nº MÁXIMO DE ELÉTRONS ($2n^2$)	Nº DE ELÉTRONS NA CV	CONTRIBUIÇÃO TOTAL DO ÁTOMO
S	3	18	6	6
O	2	8	6	24
H	1	2	1	2
Número total de elétrons nas camadas de valência dos átomos				32

Distribuindo os 32 elétrons das camadas de valências, de acordo com as regras dadas anteriormente, chega-se facilmente ao diagrama de pontos representado a seguir.



Neste diagrama de pontos todos os átomos de S e O têm seus octetos preenchidos, e cada um dos átomos de H periféricos atinge sua capacidade máxima de elétrons em sua camada de

valência, ao compartilhar 2 elétrons com o átomo de O vizinho. A partir deste diagrama de Lewis, e do número de pares de elétrons estereoaativos ao redor do átomo central de O, igual a 4, todos compartilhados (a molécula é do tipo AX_4), pode-se prever que a geometria dos pares eletrônicos e molecular será tetraédrica regular, com ângulos O – S – O iguais a $109^\circ 28'$. A geometria resultante é mostrada no esquema que se segue.



Se considerarmos o ânion molecular SO_4^{2-} , formado pela ionização das duas ligações O-H ao se dissolver ácido sulfúrico em água, o problema de escrever o diagrama de pontos é semelhante. A única diferença é que, no lugar das ligações O-H agora há uma carga negativa em cada átomo de O da ligação original. Do ponto de vista do número total de elétrons presentes nas camadas de valência dos átomos não há nenhuma mudança, pois os dois elétrons que eram provenientes dos átomos de H, agora são procedentes das cargas do ânion, que equivale a dois elétrons a mais. Portanto, tanto a espécie neutra quanto a iônica terá a mesma geometria tetraédrica regular ao redor do átomo central de S. Estas previsões são verificadas experimentalmente, através dos métodos de estudos adequados a cada caso, tanto no tocante aos valores dos ângulos O – S – O, quanto ao comprimento das distâncias S – O, todas iguais no ânion SO_4^{2-} !

4

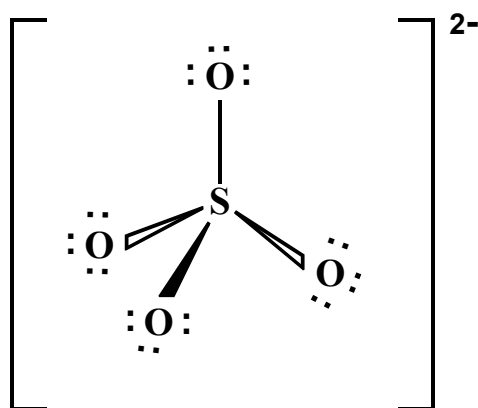
No entanto, apesar da regra do octeto para os átomos de S e O estar sendo obedecida, e das previsões feitas com base na geometria determinada pela TRPECV, os diagramas de ponto encontrados em textos didáticos e científicos são ligeiramente diferentes do que montamos. Qual é razão para esta aparente divergência? O problema é que a geometria proposta deve estar de acordo também com outras propriedades dos átomos, tais como suas eletronegatividades, distribuições de cargas, etc. Para levar em conta essas propriedades, uma regra útil é a da determinação das **Cargas Formais** dos átomos que formam a molécula, ou íon molecular, em estudo.

As regras para a determinações das **Cargas Formais** são simples, e implicam em comparar os elétrons que cada átomo que forma a molécula tinha quando estava isolado, em relação aos elétrons que tem, após a formação da molécula. Depois de formada a molécula, os pares de elétrons isolados ao redor de cada átomo são contados integralmente para o átomo, pois esses elétrons continuam a pertencer **integralmente** ao átomo, não tendo havido mudança em relação à situação em que o átomo tinha quando isolado. Já quanto aos pares de elétrons compartilhados, exatamente por serem compartilhados por dois átomos, é contado um elétron para cada átomo. Destas considerações surge a fórmula geral que permite calcular a carga forma de cada átomo da molécula, dada a seguir, que representa a **primeira regra do procedimento**.

$$\text{Carga Formal de um Átomo} = \text{CF}$$

$\text{CF} = \text{número de elétrons na camada de valência do átomo isolado} - \text{número de elétrons em pares isolados ao redor do átomo na molécula} - \frac{1}{2} \text{ número de elétrons em pares compartilhados ao redor do átomo na molécula}.$

Tomemos o caso da geometria proposta para o ânion molecular $[\text{SO}_4]^{2-}$, mostrada a seguir, para determinar as cargas formais dos átomos na molécula, e apresentar as outras regras relativas à determinação das cargas formais durante o procedimento.



Carga formal do átomo de S nesse diagrama = $\text{CF}_\text{S} = 6 - 0 - 8/2 = 6 - 0 - 4 = +2$

Carga formal de cada átomo de O nesse diagrama = $\text{CF}_\text{O} = 6 - 6 - 2/2 = 6 - 6 - 1$

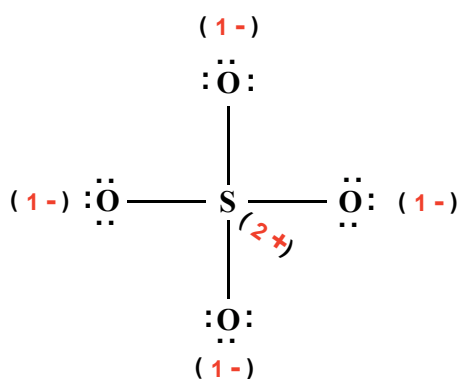
Primeiramente, nota-se que todos os átomos de O são equivalentes no diagrama, bastando um único cálculo de cálculo formal para esses átomos. A **segunda regra** lógica que deve ser obedecida pelas Cargas Formais, é que a soma de todas as cargas formais dos átomos que compõe a molécula neutra, ou a espécie iônica molecular, deve ser igual zero ou à carga do íon, respectivamente. Aplicando esta regra para o presente caso temos:

Somatória de todas as cargas formais dos átomos que compõem

$$\text{a espécie molecular} = \Sigma_{CF}$$

$$(\Sigma_{CF}) \text{ de } \text{SO}_4^{2-} = 1 \times (+2) + 4 \times (-1) = +2 - 4 = -2$$

Estes resultados estão resumidos no esquema genérico que se segue, no qual foi usada a forma plana e simplificada, por facilidade. As cargas formais calculadas estão representadas em vermelho, colocadas entre parênteses, próximas dos átomos a que estão associadas.



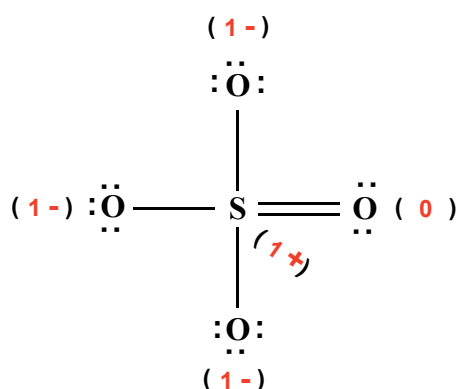
A aplicação da segunda regra é um meio seguro de testar se os cálculos efetuados estão corretos! No presente caso, verifica-se que a segunda regra é obedecida, pois a $\Sigma_{CF} = -2$, exatamente a carga do íon SO_4^{2-} !

A **terceira regra** relativa ao procedimento, é a que diz que, se várias distribuições eletrônicas forem possíveis para uma mesma geometria, as que tiverem cargas formais de sinais opostos em átomos adjacentes são as mais prováveis. Se forem possíveis várias distribuições e existirem cargas formais de sinais opostos na distribuição proposta, as mais prováveis são aquelas em que as cargas de sinais opostos estejam localizadas em átomos adjacentes. No caso de existirem

cargas formais de apenas um sinal, as cargas devem estar localizadas em átomos não adjacentes. Estas regras só permitem propor distribuições eletrônicas que resultem na máxima atração e a mínima repulsão entre as cargas formais. A partir do esquema anterior, verifica-se que a terceira regra também é obedecida pela distribuição eletrônica proposta para o íon SO_4^{2-} .

A **quarta regra** do procedimento diz que, caso que seja possível propor distribuições eletrônicas diferentes da determinada inicialmente, que, sem alterar o número total de elétrons da espécie molecular, minimizem as cargas formais ao redor de cada átomo da espécie, a distribuição que resultar nas **menores cargas formais para cada um dos átomos, será a mais provável**.

Aplicando a quarta regra ao último esquema apresentado, verifica-se que é possível construir outra distribuição eletrônica, através do deslocamento de um dos pares eletrônicos inicialmente localizados em qualquer um dos átomos de O periféricos, para a região entre o átomo de O e o átomo de S central. Desta mudança resulta a formação de uma ligação $\text{S} = \text{O}$, nesta direção específica. Esta situação, com os valores das cargas formais recalculados, é representada no esquema apresentado a seguir.



Como se vê facilmente pelo esquema, agora há dois átomos que sofreram modificações de suas distribuições eletrônicas, o átomo de S central e o átomo de O ligado por dupla ligação ao átomo central de S. As outras três ligações $\text{S} - \text{O}$ permaneceram com as mesmas distribuições eletrônicas, e com as mesmas cargas formais que possuíam anteriormente. Os cálculos das cargas formais dos átomos envolvidos na ligação $\text{S} = \text{O}$, e o atendimento da segunda regra, são mostrados a seguir.

Carga formal do átomo de S central = CF_S

$$CF_S = 6 - 0 - \frac{1}{2} (2 \times 5) = 6 - 0 - 5 = +1$$

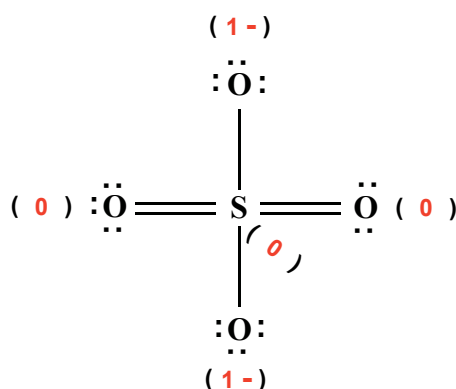
Carga formal do átomo de O ligado por dupla ao S = $CF_{O=}$

$$CF_{O=} = 6 - 4 - \frac{1}{2} (2 \times 2) = 6 - 4 - 2 = 0$$

$$\Sigma CF = 1 \times (1+) + 3 \times (1-) + 1 \times (0) = 1 + (3-) + 0 = 2-$$

A terceira e quarta regras também são obedecidas, pois os 3 átomos de O ligados ao átomo de S por ligações simples têm cargas formais de sinais diferentes, e a carga formal de S foi reduzida de uma unidade. É importante notar que agora o átomo de S central tem 10 elétrons em sua camada de valência, não mais obedecendo à Regra do Octeto, formando um **“composto hipervalente”**, através da expansão da camada de valência do átomo central de S. Como o número máximo de elétrons que pode ser atingido pelo átomo central de S é 18, por ser um elemento do terceiro período, o S pode sofrer expansão de sua camada de valência sem maiores problemas. Caso um elemento do segundo período estivesse como átomo central de uma espécie análoga, tal expansão não seria possível, pois o número máximo de um elemento do segundo período é 8, suficiente para formar apenas 4 ligações!

Pode-se verificar facilmente que é possível abaixar ainda mais a carga formal positiva existente ao redor do átomo central de S, pela repetição do procedimento anterior com mais um átomo de O ligado por ligação dupla. O resultado é mostrado no esquema que segue, junto com o recálculo da carga formal do átomo de S central.



Os cálculos relativos aos dois tipos de átomos de O presentes no diagrama são os mesmos do caso anterior. Apenas o recálculo da carga formal do átomo central de S é apresentado a seguir.

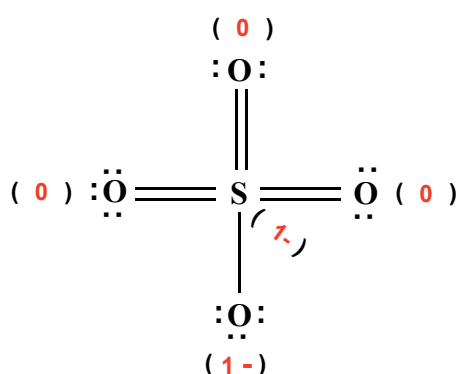
$$\text{Carga formal do átomo de S central} = \text{CF}_S$$

$$\text{CF}_S = 6 - 0 - \frac{1}{2} (2 \times 6) = 6 - 0 - 6 = 0$$

Pela análise dos resultados apresentados no diagrama que representa a situação, pode-se verificar facilmente que todas as regras referentes às cargas formais são obedecidas - $\sum \text{CF} = 2-$, as cargas formais de mesma carga estão localizadas em átomos não adjacentes e ocorreu diminuição da carga formal do átomo de S central, e de mais um átomo de O periférico. Mais uma vez, no entanto, pode-se verificar que agora o átomo de S central passa a ter 12 elétrons em sua camada de valência, mas ainda dentro de sua capacidade máxima de acomodar elétrons (18 elétrons).

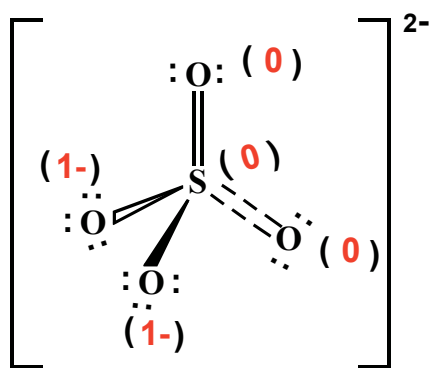
9

A pergunta que se faz agora é: o procedimento pode continuar ocorrendo, até que todas as ligações entre o átomo central S e os átomos de O periféricos sejam transformadas em duplas, ocasião em que o átomo central de S ficaria com 16 elétrons ao seu redor, número de elétrons mais próximo da configuração eletrônica do gás nobre seguinte, com 18 elétrons? A resposta é facilmente dada se repetirmos mais uma vez o procedimento anterior, chegando à distribuição eletrônica esquematizada a seguir.



A análise desta distribuição mostra que a segunda e a terceira regra são obedecidas, mas não a quarta, pois a carga formal de S passou de zero na estrutura anterior para 1- na atual. Logo, a distribuição eletrônica mais provável, de acordo com as regras simples de cargas formais seria a anterior. A geometria obtida continua sendo de um tetraedro regular, pois embora haja duas ligações S = O e duas S – O, do ponto de vista estérico, ligações duplas ou simples ocupam uma única direção do espaço, sendo equivalentes para a determinação da geometria. Aliás, baseado nisso, é importante salientar que todas as distribuições levam sempre à proposição da mesma geometria, a de um tetraedro perfeito em todos os casos!

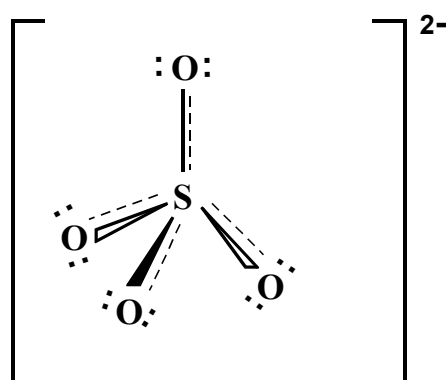
A geometria e distribuição eletrônica mais provável para o ânion molecular, assim como as cargas formais de seus átomos, estão representadas no esquema que se segue.



A análise da distribuição eletrônica final proposta como a mais provável pela aplicação das regras de cargas formais também se mostra compatível com as eletronegatividades dos átomos que formam a molécula. Na escala de Pauling os valores de H, S e O são iguais a 2,20, 2,58 e 3,44, respectivamente. De acordo com esses valores de eletronegatividade, as cargas negativas do íon molecular devem estar localizadas sobre os átomos de O. Os valores de cargas formais

calculados são compatíveis com estas informações, indicando que a distribuição eletrônica proposta é plausível.

Experimentalmente, sabe-se que as quatro ligações entre o átomo central de S e os átomos de O periféricos são todas iguais, apresentando comprimentos iguais. Na distribuição eletrônica proposta, aparentemente haveria duas distâncias de ligação diferentes, pois duas ligações são representadas como ligações S – O e duas como ligações duplas S = O. Como as ligações duplas são previstas serem mais fortes, elas deveriam ser mais curtas que as ligações simples. Na realidade, esta situação é decorrência da inadequação de se supor que os pares de elétrons estão localizados entre átomos adjacentes específicos. Como a formação das duas duplas ligações S = O é igualmente provável de ocorrer entre o átomo central e qualquer um dos átomos de O periféricos, a situação é resolvida pela aplicação do conceito de **ressonância**, já introduzido anteriormente. Segundo este conceito, a distribuição eletrônica do íon molecular SO_4^{2-} seria a formada por todas as estruturas de ressonância possíveis, resultando numa situação em que as duas duplas ligações estariam igualmente distribuídas pelas quatro ligações S – O, de modo que cada ligação tivesse uma ordem de ligação total igual a uma ligação simples e $\frac{1}{2}$ de ligação dupla (duas ligações distribuídas entre quatro pares de átomos), todas equivalentes. O resultado é mostrado a seguir.



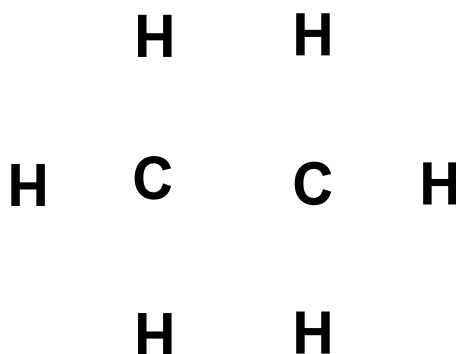
----- = densidade eletrônica deslocalizada

5.2 O caso em que não há átomo central na molécula

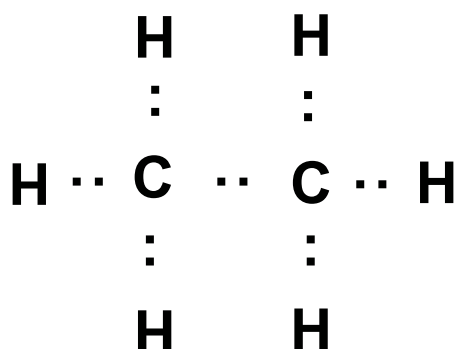
Este será o último caso abordado, devido à utilidade que pode assumir, por permitir uma primeira abordagem de moléculas orgânicas sem envolver orbitais atômicos, utilizando apenas as regras da TRPECV.

Iniciemos empregando as regras da TRPECV ao caso da molécula estável com composição C_2H_6 , o etano. Os átomos de H e C presentes na molécula apresentam 1 e 4 elétrons em suas camadas de valência, respectivamente. Um balanço do número total de elétrons presentes nas camadas de valência dos átomos que a compõe é igual a 14 ($6 \times 1 = 6$ dos átomos de H, e $2 \times 4 = 8$, dos átomos de C) .

Como os átomos de H só podem ser periféricos, pois só são capazes de formar uma ligação cada, a única possibilidade que resta é os dois átomos de C ocuparem a porção central da molécula, com os 6 átomos de H ao redor deles, três átomos de H por átomo de C. O esquema é apresentado a seguir.

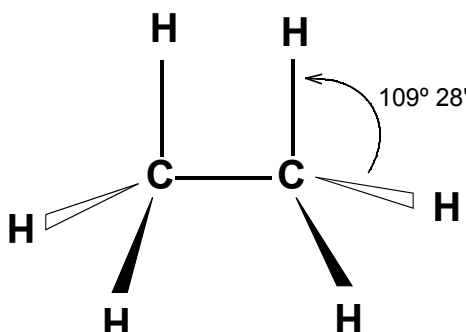


Os 14 elétrons contabilizados formam 7 pares de elétrons, que são distribuídos inicialmente de modo a haver um par de elétrons entre todos os átomos adjacentes. O esquema resultante é mostrado a seguir.



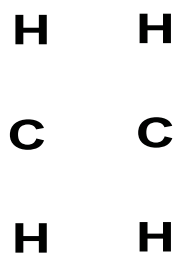
Contando os elétrons neste esquema, vê-se que todos os 14 elétrons presentes nas camadas de valência dos átomos foram utilizados. Contando-se os elétrons ao redor de cada um dos átomos que compõe a molécula, verifica-se que cada átomo de carbono, um elemento do segundo período, atingiu sua capacidade máxima de acomodar elétrons em sua camada de valência, que é igual a 8. Quanto aos átomos de H, todos eles completaram suas capacidades de acomodar elétrons, igual a 2 para um elemento do primeiro período.

Agora, como a molécula não tem um átomo central, devemos considerar os pares de elétrons em torno de cada um dos átomos de carbono. A partir do diagrama é fácil ver que há 4 pares de elétrons compartilhados em torno de cada átomo de carbono. Assim, para cada átomo de carbono está prevista uma geometria tetraédrica perfeita para os pares eletrônicos ao seu redor. Como não há par de elétrons isolados, a geometria molecular será a mesma da dos pares eletrônicos, sendo cada átomo de carbono tetraédrico, com ângulos H – C – H iguais a $109^\circ 28'$. A geometria da molécula é apresentada no esquema que se segue.

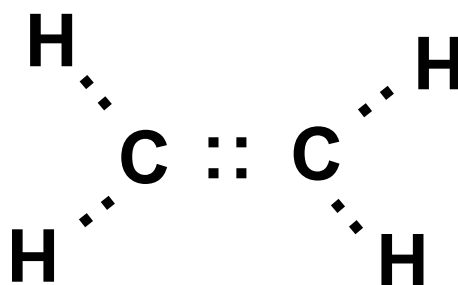


13

Consideremos agora a molécula estável de fórmula molecular C_2H_4 . Por razões idênticas a do caso anterior, a única distribuição possível dos átomos é a dada no esquema que se segue.

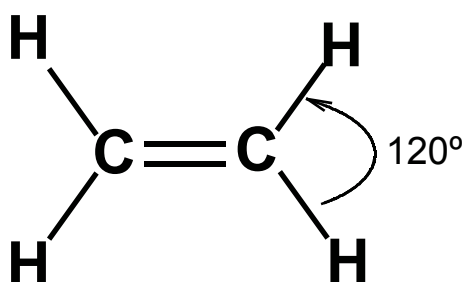


A contagem dos elétrons presentes nas camadas de valência dos átomos de C e H que compõe a molécula é igual a 12, pois há dois átomos de H a menos que no caso anterior. Ao se distribuir os 6 pares de elétrons entre cada par de átomos adjacentes, verifica-se que há somente 5 pares distintos de átomos, sobrando 1 par de elétrons. O único meio de utilizá-lo é colocando-o entre os dois átomos de C, formando uma dupla ligação, já que cada átomo de H comporta apenas 1 par de elétrons. O esquema resultante é mostrado a seguir.



A análise dos pares de elétrons ao redor de cada átomo que compõe a molécula mostra que tantos os átomos de H quanto os de C atingiram suas capacidades máximas de acomodar elétrons em suas camadas de valência. Agora, em torno de cada átomo de C há três pares de elétrons estereoativos (uma ligação dupla e duas simples). Para um átomo com 3 pares de elétrons compartilhados ao seu redor, está prevista uma geometria trigonal plana regular, com ângulos H – C – H iguais a 120°. A representação da geometria da molécula no plano horizontal é mostrada a seguir.

14



Embora não se pretenda prolongar mais este assunto, as Regras de Cargas Formais também podem ser aplicadas no estudo de casos em que várias seqüências de átomos podem ser acomodadas para uma dada fórmula molecular. Por exemplo, simplesmente a aplicação das regras ao ânion de carga -1, formado por 1N, 1C e 1S, permite propor a seqüência de átomos mais plausível, NCS^- , que coincide com a determinada experimentalmente!

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