Continue

Ligação sigma e pi

About the author Vishal Goyal Introdução a Química Orgânica: Ligações Pi e Sigmas | Resumo Tradicional Contextualização As ligações pi (π) e sigma (σ) são conceitos fundamentais na Química Orgânica, essenciais para a compreensão das estruturas e reatividade das moléculas. Essas ligações explicam como os átomos se unem para formar moléculas complexas e determinam as propriedades físicas e químicas das substâncias orgânicas. A ligação sigma é a ligação mais forte e é formada pelo compartilhamento direto de elétrons entre átomos. Já a ligação pi é mais fraca, formada pela superposição lateral de orbitais p. Compreender essas ligações é crucial para avançar no estudo de reações químicas e mecanismos em Química Orgânica. As ligações sigma e pi não apenas determinam a força e a estabilidade das moléculas, mas também influenciam a geometria molecular. Por exemplo, em uma ligação dupla (um sigma e um pi), a molécula tende a ser plana, enquanto em uma ligação tripla (um sigma e duas pi), a molécula assume uma geometria linear. Além disso, a presença de ligações pi pode influenciar propriedades como a reatividade química e a condutividade elétrica dos compostos. Isso é particularmente importante em materiais avançados, como o grafeno, que possui ligações pi responsáveis por sua alta condutividade elétrica, tornando-o um material promissor para a eletrônica. Definição de Ligações Sigma (σ) As ligações sigma (σ) são formadas pelo compartilhamento direto de elétrons entre dois átomos, com orbitais atômicos sobrepostos linearmente. Esse tipo de ligação ocorre em todas as ligações simples, duplas e triplas. A ligação sigma é a ligação mais forte devido à sua superposição direta, o que resulta em uma maior densidade eletrônica entre os núcleos dos átomos envolvidos. Cada ligação simples entre dois átomos é uma ligação sigma. Em uma molécula de eteno (C2H4), por exemplo, a ligação entre os dois átomos de carbono é uma ligação sigma, assim como as ligações entre os átomos de carbono e hidrogênio. Em ligações duplas e triplas, uma das ligações será sempre uma ligação sigma. A formação de uma ligação sigma resulta em uma distribuição mais uniforme da densidade eletrônica ao longo do eixo que conecta os dois núcleos atômicos. Isso contribui para a estabilidade da molécula e sua geometria específica. Em termos de energia, as ligações sigma são mais estáveis devido à forte atração eletrostática entre os núcleos e os elétrons compartilhados. As ligações sigma (σ) são formadas pelo compartilhamento direto de elétrons entre átomos. Presentes em todas as ligações simples, duplas e triplas. São mais fortes devido à superposição direta dos orbitais atômicos. Formação das Ligações Pi (π) As ligações pi (π) são formadas pela superposição lateral de orbitais p não hibridizados de dois átomos. Esse tipo de ligação ocorre em ligações duplas e triplas, onde além da ligação sigma, há uma ou mais ligações pi. As ligações pi são mais fracas que as ligações sigma, devido à menor superposição dos orbitais envolvidos. Em uma molécula de eteno (C2H4), além da ligação sigma entre os átomos de carbono, há também uma ligação pi resultante da superposição lateral dos orbitais p. Em uma ligação tripla, como no acetileno (C2H2), existem duas ligações pi além da ligação sigma. As ligações pi são responsáveis por características específicas das moléculas, como a reatividade química. As ligações pi influenciam significativamente as propriedades das moléculas, especialmente em termos de reatividade. Devido à sua menor força comparada às ligações sigma, as ligações pi são mais suscetíveis a serem rompidas em reações químicas, o que explica a alta reatividade de moléculas com múltiplas ligações pi. Formadas pela superposição lateral de orbitais p não hibridizados. Presentes em ligações duplas e triplas. São mais fracas que as ligações sigma e influenciam a reatividade das moléculas. Geometria Molecular e Ligações A geometria molecular é influenciada pelo tipo de ligações presentes entre os átomos. As ligações sigma, sendo mais fortes e resultando em uma maior densidade eletrônica ao longo do eixo de ligação, contribuem para a estabilidade e a forma tridimensional da molécula. Em uma ligação simples, a geometria é tipicamente tetraédrica ao redor de cada átomo central, com ângulos de ligação de aproximadamente 109,5°. Para ligações duplas, como no eteno (C2H4), a presença de uma ligação sigma e uma ligação pi resulta em uma geometria plana ao redor dos átomos de carbono, com ângulos de ligação de aproximadamente 120°. Em ligações triplas, como no acetileno (C2H2), a presença de uma ligação sigma e duas ligações pi resulta em uma geometria linear, com ângulos de ligação de 180°. A compreensão da geometria molecular é fundamental para prever e explicar as propriedades físicas e químicas das substâncias. A geometria influencia aspectos como polaridade, solubilidade e a reatividade das moléculas. Portanto, estudar as ligações sigma e pi é essencial para entender como a estrutura molecular afeta o comportamento das substâncias. Ligações sigma resultam em uma maior densidade eletrônica e estabilidade da molécula. A presença de ligações pi em ligações duplas e triplas influencia a geometria molecular. Geometria molecular é crucial para entender as propriedades físicas e químicas das substâncias. Propriedades das Moléculas As propriedades das moléculas, como reatividade e condutividade elétrica, são fortemente influenciadas pelo tipo e número de ligações sigma e pi presentes. As ligações sigma, sendo mais fortes e estáveis, contribuem para a formação de estruturas moleculares robustas, enquanto as ligações pi, sendo mais fracas, aumentam a reatividade das moléculas. Por exemplo, em hidrocarbonetos insaturados como eteno (C2H4) e acetileno (C2H2), a presença de ligações pi torna essas moléculas mais reativas em comparação com hidrocarbonetos saturados como etano (C2H6). As ligações pi são mais facilmente rompidas durante reações químicas, facilitando a formação de novos produtos. Além disso, a presença de ligações pi em materiais como o grafeno contribui para sua alta condutividade elétrica, devido à delocalização dos elétrons pi. Dessa forma, o estudo das ligações sigma e pi é essencial para compreender as propriedades e comportamentos das moléculas em diferentes contextos. A aplicação desse conhecimento é vasta, incluindo a química de materiais, a síntese de novos compostos e a análise de reações químicas em diversos campos da ciência e tecnologia. Ligações sigma contribuem para a estabilidade estrutural das moléculas. Ligações pi aumentam a reatividade e influenciam a condutividade elétrica. Compreender as ligações sigma e pi é essencial para diversas aplicações científicas e tecnológicas. Para não esquecer Ligações Sigma (σ): Formadas pelo compartilhamento direto de elétrons entre átomos, resultando em ligações fortes. Ligações Pi (π): Formadas pela superposição lateral de orbitais p, presentes em ligações duplas e triplas, e são mais fracas. Geometria Molecular: Forma tridimensional que uma molécula assume, influenciada pelo tipo de ligações presentes. Reatividade Molecular: Capacidade de uma molécula de participar em reações químicas, influenciada pela presença de ligações pi. Condutividade Elétrica: Propriedade que permite a condução de eletricidade, influenciada pela delocalização de elétrons pi. Conclusão Nesta aula, exploramos detalhadamente as ligações sigma (σ) e pi (π), conceitos fundamentais na Química Orgânica. As ligações sigma são formadas pelo compartilhamento direto de elétrons entre átomos e são mais fortes, enquanto as ligações pi resultam da superposição lateral de orbitais p e são mais fracas. Compreender essas ligações é crucial para entender a estrutura e a reatividade das moléculas orgânicas. Discutimos como as ligações sigma e pi influenciam a geometria molecular, determinando se a molécula será plana, linear ou outra forma tridimensional. A geometria molecular é essencial para prever propriedades físicas e químicas das substâncias, como polaridade e solubilidade. Exemplos práticos, como as moléculas de eteno (C2H4) e acetileno (C2H2), foram usados para ilustrar esses conceitos. Por fim, abordamos como a presença de ligações pi afeta a reatividade e a condutividade elétrica das moléculas. Moléculas com ligações pi são geralmente mais reativas e podem conduzir eletricidade de maneira mais eficiente devido à delocalização de elétrons. Esse conhecimento é aplicável em diversos campos, como a síntese de novos materiais e a análise de reações químicas. Dicas de Estudo Revise os conceitos de orbitais atômicos e como eles se combinam para formar ligações sigma e pi. Utilize modelos moleculares para visualizar essas ligações. Pratique a identificação e contagem de ligações sigma e pi em diferentes moléculas orgânicas, utilizando exercícios e exemplos do livro didático. Explore aplicações práticas dos conceitos aprendidos, como a análise de materiais condutores e a reatividade de diferentes compostos orgânicos, para contextualizar melhor o conhecimento teórico. Perguntado por: Hugo Alves de Brito | Última atualização: 1. April 2022 Pontuação: 4.2/5 (54 avaliações) - Ligação σ: formada pela sobreposição frontal de dois orbitais p. - Ligação π: formada pela sobreposição lateral de dois orbitais p. Uma ligação σ é mais forte que uma ligação π. Qual tipo de ligação mais forte? Os compostos iônicos são formados pelas ligações iônicas, as moléculas são formadas pelas ligações covalentes e os metais são formados pelas ligações metálicas. Elas também diferem quanto à força: a ligação metálica é mais forte, sendo sucedida pela ligação iônica e então a covalente.Por que a ligação sigma é mais forte? Ligações sigma → São as ligações formadas pelo encontro frontal dos orbitais. Correspondem às ligações simples. São bastante fortes, devido a sobreposição dos orbitais. O que é uma ligação sigma é Pi? Ligação Sigma (σ) e Pi (π) A ligação sigma se estabelece quando dois átomos se ligam por uma ligação simples, uma ligação dupla ou uma ligação tripla. A ligação pi se estabelece quando dois átomos se ligam por uma ligação dupla ou uma tripla. As ligações pi são dependentes das ligações sigma.Ligação simples (—): é uma ligação sigma; Ligação dupla (=): apenas uma dessas ligações é sigma, a outra é ligação pi; Ligação tripla (≡): apenas uma dessas três ligações é sigma, as outras são ligações pi. 25 questões relacionadas encontradas As ligações pi estão presentes apenas nas ligações duplas (uma ligação é pi e a outra, sigma) e triplas (duas ligações pi e uma sigma). Assim, como na estrutura da pentoxiverina existem quatro ligações duplas, logo, existem quatro ligações pi. A ligação pi, que pode ser representada pelo símbolo π, é um tipo de ligação covalente que está presente em átomos capazes de realizar duas ou mais ligações químicas. ... Uma ligação dupla possui sempre uma ligação sigma (representada pelo símbolo σ) e uma ligação pi (π). A ligação sigma é uma ligação covalente em que o orbital de um átomo penetra o orbital de outro átomo em um mesmo eixo. Ligação sigma é o nome dado à interpenetração (junção) de dois orbitais (regiões com maior probabilidade de se encontrar um elétron) atômicos incompletos no mesmo eixo. Os dois tem o mesmo número de pares de elétrons não ligantes e apenas uma ligação simples. Um, dois ou três pares de elétrons podem ser compartilhados entre os átomos, resultando em ligações simples, duplas ou triplas, respectivamente. Quanto maior o número de elétrons compartilhados entre dois átomos, mais forte será a ligação entre eles. As ligações formam quando os orbitais nos átomos se superpõem. para dois elétrons devido as suas atrações pelos núcleos. Quanto maior a superposição entre dois orbitais, mais forte é a ligação formada. À medida que dois núcleos se aproximam, seus orbitais atômicos se superpõem. A ligação Iônica é a mais forte das ligações primárias. ... Todas ligações iônicas têm um grau de ligação covalente ou ligação metálica. Quanto maior a diferença na eletronegatividade entre dois átomos mais iônica se torna a ligação. Compostos iônicos conduzem eletricidade quando fundidos ou em solução. Um corpo encontra-se em repouso ou em movimento, dependendo das interações que estabelece com outros. Estas interações podem descrever-se por forças. É vulgar distinguir dois tipos de forças: forças aplicadas no sistema e forças de restrição ao movimento do sistema. Ligação iônica ou eletrovalente.Ligação covalente ou molecular.Ligação covalente dativa ou coordenada.Ligação metálica. Em outras palavras, as ligações químicas acontecem quando os átomos dos elementos químicos se combinam uns com os outros e os principais tipos são:Ligações iônicas: transferência de elétrons;Ligações covalentes: compartilhamento de elétrons;Ligações metálicas: existência de elétrons livres. Temos a ocorrência de uma ligação sigma sempre que entre dois átomos ocorre uma ligação covalente simples, dupla (na qual uma ligação é sigma e a outra ligação é pi) ou tripla (na qual uma é sigma e as outras duas são pi). Alguns átomos têm a capacidade de entrelaçar os subníveis de suas órbitas “s” e “p”, originando a hibridização do carbono sp sp2 sp3. Ou seja, esse fenômeno faz com que as partículas atômicas realizem um número mais elevado de ligações, desenvolvendo estabilidade. O átomo de carbono 2 forma 3 ligações π (pi) e 1 ligação σ (sigma). Os elétrons nos sistemas π conjugados são compartilhados por todos os átomos sp2 e hibridizados adjacentes que contribuem com orbitais atômicos paralelos p sobrepostos. Como tal, os átomos e os elétrons π envolvidos se comportam como um grande sistema ligado. Os elétrons pi são aqueles que fazem parte da ligação dupla, então para cada ligação dupla temos um par de elétrons ok? E sempre lembrar de contar com os pares de elétrons quando tivermos substâncias carregadas negativamente, porque esses pares também fazem parte do sistema aromático. Tem mais depois da publicidade ;) ligação dupla (=): representa duas ligações, sendo um sigma (σ) e uma pi (π); ligação tripla (≡): representa três ligações, sendo uma sigma e duas pi (π). · Há 9 ligações pi (π); · Todos os carbonos são híbridos sp2; · Os ângulos de ligação entre os carbonos são de 120°. Para saber se um composto realiza ligação iônica ou covalente, nós vamos olhar para a diferença de eletronegatividade. Quando o valor for menor que 1,7 a ligação será classificada como covalente. E se a diferença de eletronegatividade for maior ou igual a 1,7, a ligação será do tipo iônica. DETERMINAÇÃO DO CARÁTER DE UMA LIGAÇÃO Uma ligação química terá seu caráter determinado basicamente pelas eletronegatividades dos átomos que a compõem. Quanto maior for a diferença entre as eletronegatividades dos átomos, maior será o caráter iônico da mesma. Fala aí, nós somos o Responde Aí, e nossa missão é ajudar você a mandar bem na sua prova. As ligações covalentes, nas quais há o compartilhamento de elétrons, podem ser de dois tipos diferentes: ligações sigma (σ) e ligações pi (π). A ligação surge do entrosamento dos orbitais dos átomos. Esse entrosamento por ser frontal ou lateral, e é isso que determina se a ligação é σ ou π . Na ligação σ , o entrosamento dos orbitais é frontal: Já na ligação π , o entrosamento é lateral: Observações super importantes: Uma ligação simples é sempre uma ligação σ ; Uma ligação dupla é composta por uma ligação σ e uma ligação π ; Na ligação tripla, temos uma ligação σ e duas ligações π . Show? Continua aqui com a gente para aprender mais conteúdos =)Mostrar Conteúdo Completo Covalent chemical bond σ bond between two atoms: localization of electron density In chemistry, sigma bonds (σ bonds) or sigma overlap are the strongest type of covalent chemical bond.[1] They are formed by head-on overlapping between atomic orbitals along the internuclear axis. Sigma bonding is most simply defined for diatomic molecules using the language and tools of symmetry groups. In this formal approach, a σ-bond is symmetrical with respect to rotation about the bond axis. By this definition, common forms of sigma bonds are s+s, pz+pz, s+pz and dz2+dz2 (where z is defined as the axis of the bond or the internuclear axis).[2] Quantum theory also indicates that molecular orbitals (MO) of identical symmetry actually mix or hybridize. As a practical consequence of this mixing of diatomic molecules, the wavefunctions s+s and pz+pz molecular orbitals become blended. The extent of this mixing (or hybridization or blending) depends on the relative energies of the MOs of like symmetry. 1sσ* antibonding molecular orbital in H2 with nodal plane For homodiatomics (homonuclear diatomic molecules), bonding σ orbitals have no nodal planes at which the wavefunction is zero, either between the bonded atoms or passing through the bonded atoms. The corresponding antibonding, or σ* orbital, is defined by the presence of one nodal plane between the two bonded atoms. Sigma bonds are the strongest type of covalent bonds due to the direct overlap of orbitals, and the electrons in these bonds are sometimes referred to as sigma electrons.[3] The symbol σ is the Greek letter sigma. When viewed down the bond axis, a σ MO has a circular symmetry, hence resembling a similarly sounding "s" atomic orbital. Typically, a single bond is a sigma bond while a multiple bond is composed of one sigma bond together with pi or other bonds. A double bond has one sigma plus one pi bond, and a triple bond has one sigma plus two pi bonds. —— —————————————————— ————— Atomic orbitals Symmetric (s–s and p–p)sigma bonds between atomic orbitals A pi bond,for comparison —— —————————————————— ————— σs–hybrid σs–p Sigma bonds are obtained by head-on overlapping of atomic orbitals. The concept of sigma bonding is extended to describe bonding interactions involving overlap of a single lobe of one orbital with a single lobe of another. For example, propane is described as consisting of ten sigma bonds, one each for the two C−C bonds and one each for the eight C−H bonds. Transition metal complexes that feature multiple bonds, such as the dihydrogen complex, have sigma bonds between the multiple bonded atoms. These sigma bonds can be supplemented with other bonding interactions, such as π-back donation, as in the case of W(CO)3(PCy3)2(H2), and even δ-bonds, as in the case of chromium(II) acetate.[4] Organic molecules are often cyclic compounds containing one or more rings, such as benzene, and are often made up of many sigma bonds along with pi bonds. According to the sigma bond rule, the number of sigma bonds in a molecule is equivalent to the number of atoms plus the number of rings minus one. Nσ = Natoms + Nrings − 1 This rule is a special-case application of the Euler characteristic of the graph which represents the molecule. A molecule with no rings can be represented as a tree with a number of bonds equal to the number of atoms minus one (as in dihydrogen, H2, with only one sigma bond, or ammonia, NH3, with 3 sigma bonds). There is no more than 1 sigma bond between any two atoms. Molecules with rings have additional sigma bonds, such as benzene rings, which have 6 C−C sigma bonds within the ring for 6 carbon atoms. The anthracene molecule, C14H10, has three rings so that the rule gives the number of sigma bonds as 24 + 3 − 1 = 26. In this case there are 16 C−C sigma bonds and 10 C−H bonds. This rule fails in the case of molecules which, when drawn flat on paper, have a different number of rings than the molecule actually has - for example, Buckminsterfullerene, C60, which has 32 rings, 60 atoms, and 90 sigma bonds, one for each pair of bonded atoms; however, 60 + 32 − 1 = 91, not 90. This is because the sigma rule is a special case of the Euler characteristic, where each ring is considered a face, each sigma bond is an edge, and each atom is a vertex. Ordinarily, one extra face is assigned to the space not inside any ring, but when Buckminsterfullerene is drawn flat without any crossings, one of the rings makes up the outer pentagon; the inside of that ring is the outside of the graph. This rule fails further when considering other shapes - toroidal fullerenes will obey the rule that the number of sigma bonds in a molecule is exactly the number of atoms plus the number of rings, as will nanotubes - which, when drawn flat as if looking through one from the end, will have a face in the middle, corresponding to the far end of the nanotube, which is not a ring, and a face corresponding to the outside. Bond strength Molecular geometry ^ Moore, John; Stanitski, Conrad L.; Jurs, Peter C. (2009-01-21). Principles of Chemistry: The Molecular Science. Cengage Learning. ISBN 9780495390794. ^ Clayden, Jonathan; Greeves, Nick; Warren, Stuart (March 2012) [2002]. Organic Chemistry (2nd ed.). Oxford: OUP Oxford. pp. 101–136. ISBN 978-0199270293. ^ Keeler, James; Wothers, Peter (May 2008). Chemical Structure and Reactivity (1st ed.). Oxford: OUP Oxford. pp. 27–46. ISBN 978-0199289301. ^ Kubas, Gregory (2002). "Metal Dihydrogen and σ-Bond Complexes: Structure, Theory, and Reactivity". J. Am. Chem. Soc. 124 (14): 3799–3800. doi:10.1021/ja0153417. IUPAC-definition Retrieved from " Dezembro 23, 2019 por Ellissa Categorias Química Orgânica LIGAÇÃO SIGMA (σ) Toda ligação covalente feita através da interpenetração de dois orbitais situados em um mesmo eixo é denomina ligação sigma (σ). O orbital molecular correspondente pode ser chamado orbital molecular sigma. LIGAÇÃO PI (π) O compartilhamento feito entre dois orbitais situados em eixos parelos: é uma ligação pi (π) UMA GENERALIZAÇÃO IMPORTANTE HIBRIDAÇÃO Várias moléculas possuem estruturas não explicáveis pela simples interpenetração de orbitais atômicos puros. Surgiu, então, na década de 1930, a teoria dos orbitais híbridos, que pode ser resumida nos seguintes enunciados: a) Orbitais atômicos puros podem eventualmente se misturar, formando orbitais híbridos. b) x orbitais híbridos são formados pela mistura de x orbitais puros. c) os orbitais híbridos são iguais entre si, mas totalmente diferentes dos orbitais puros formadores. d) os orbitais híbridos, por repulsão, afastam-se ao máximo uns dos outros. Observação: A teoria da hibridação não é aplicável somente para explicar propriedades de moléculas que possuem o elemento carbono. Muitas outras moléculas necessitam desta teoria para explicar suas propriedades. Veja o resumo da aula nos slides abaixo: Um mol de abraços. Warning: require_once(): open_basedir restriction in effect. File(/var/www/html/colegioweb/simplehtmldom_1_5/simple_html_dom.php) is not within the allowed path(s): (/home/scriptbrasil/:/usr/share/php/:/var/lib/php/:/tmp/) in /home/scriptbrasil/colegioweb/wp-content/themes/colegio/single.php on line 51 Warning: require_once(/var/www/html/colegioweb/simplehtmldom_1_5/simple_html_dom.php): Failed to open stream: Operation not permitted in /home/scriptbrasil/colegioweb/wp-content/themes/colegio/single.php on line 51 Fatal error: Uncaught Error: Failed opening required '/var/www/html/colegioweb/simplehtmldom_1_5/simple_html_dom.php' (include_path='.:/usr/share/php') in /home/scriptbrasil/colegioweb/wp-content/themes/colegio/single.php:51 Stack trace: #0 /home/scriptbrasil/colegioweb/wp-includes/template-loader.php(106): include() #1 /home/scriptbrasil/colegioweb/wp-blog-header.php(19): require_once('...') #2 /home/scriptbrasil/colegioweb/index.php(17): require('...') #3 {main} thrown in /home/scriptbrasil/colegioweb/wp-content/themes/colegio/single.php on line 51 Share — copy and redistribute the material in any medium or format for any purpose, even commercially. Adapt — remix, transform, and build upon the material for any purpose, even commercially. The licensor cannot revoke these freedoms as long as you follow the license terms. Attribution — You must give appropriate credit , provide a link to the license, and indicate if changes were made . You may do so in any reasonable manner, but not in any way that suggests the licensor endorses you or your use. ShareAlike — If you remix, transform, or build upon the material, you must distribute your contributions under the same license as the original. No additional restrictions — You may not apply legal terms or technological measures that legally restrict others from doing anything the license permits. You do not have to comply with the license for elements of the material in the public domain or where your use is permitted by an applicable exception or limitation . No warranties are given. The license may not give you all of the permissions necessary for your intended use. For example, other rights such as publicity, privacy, or moral rights may limit how you use the material. A ligação sigma é um dos dois casos particulares de ligação covalente ou molecular (o outro tipo é a ligação pi), no qual os orbitais – região do átomo em que há maior probabilidade de encontrar um elétron – dos átomos envolvidos interpenetram em um mesmo eixo, conforme as representações a seguir: Penetração de dois orbitais pertencentes a um mesmo eixo horizontal: Representação por setas da penetração de orbitais no eixo horizontal. Penetração de dois orbitais pertencentes a um mesmo eixo vertical: Representação por setas da penetração de orbitais no eixo vertical. Penetração de dois orbitais pertencentes a um mesmo eixo diagonal: Representação por setas da penetração de orbitais no eixo diagonal. Em uma estrutura química, as ligações sigmas podem ser reconhecidas da seguinte maneira: Ligação simples (—): é uma ligação sigma; Ligação dupla (=): apenas uma dessas ligações é sigma, a outra é ligação pi; Ligação tripla (≡): apenas uma dessas três ligações é sigma, as outras são ligações pi. Veja a seguir a explicação e a representação dos tipos de ligações sigma mais simples que ocorrem entre os átomos de moléculas. Ligação sigma s-s A ligação sigma s-s é realizada quando um orbital o tipo s interpenetra outro orbital do tipo s. Essa situação ocorre exclusivamente quando dois átomos de hidrogênio ligam-se para formar uma molécula de gás hidrogênio (H2). Fórmula estrutural do gás hidrogênio Cada orbital do tipo s é representado por uma esfera, e que cada um apresenta-se com um elétron desemparelhado. Quando esses orbitais interpenetram, os elétrons passam a emparelhar-se: Representação da interpenetração entre dois orbitais do tipo s Título: Interpenetração de orbitais s O resultado dessa interpenetração entre os dois orbitais s é a formação de um único orbital, denominado orbital molecular s-s, que contém dois elétrons (esferas vermelhas). Representação utilizada para o orbital molecular do tipo s-s Ligação sigma p-p A ligação sigma p-p acontece quando um orbital do tipo p interpenetra outro orbital do tipo p, situação essa que ocorre quando dois átomos, ametálicos e diferentes do hidrogênio, ligam-se para formar uma molécula. Os elementos ametálicos que apresentam orbital p incompleto são: nitrogênio (N), fósforo (P), oxigênio (O), enxofre (S), selênio (Se), flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) e iodo (I). Um exemplo de molécula que apresenta ligação sigma p-p é a do gás cloro (Cl2).Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;) Fórmula estrutural do gás cloro Cada orbital do tipo p é representado por uma dupla-hélice, e cada uma está com um elétron desemparelhado. Representação dos orbitais p de cada átomo de cloro Obs.: As duplas-hélices podem ser representadas ainda nos eixos vertical ou diagonal, porém, estando nesses eixos, como representado a seguir, não configuram ligação sigma e sim ligação do tipo pi. Representação dos orbitais p em sentidos diferentes (verticais e diagonais) Quando os orbitais p interpenetram, os elétrons passam a emparelhar-se: Representação da interpenetração entre dois orbitais do tipo p O resultado dessa interpenetração entre os dois orbitais p é a formação de um único orbital, denominado orbital molecular p-p, que contém dois elétrons. Representação utilizada para o orbital molecular do tipo p-p Ligação sigma s-p A ligação sigma s-p ocorre quando um orbital do tipo s interpenetra um orbital do tipo p. Essa situação acontece exclusivamente quando um átomo de hidrogênio liga-se com um elemento ametálico, como nitrogênio (N), fósforo (P), oxigênio (O), enxofre (S), selênio (Se), flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) e iodo (I). Um exemplo de substância que apresenta a ligação sigma s-p é o ácido clorídrico (Hcl): Fórmula estrutural do ácido clorídrico Como já foi mencionado anteriormente, tanto o orbital s do hidrogênio quanto o orbital p do cloro apresentam um elétron. Quando esses orbitais interpenetram, os elétrons passam a emparelhar-se: Representação da interpenetração entre orbitais do tipo s e p O resultado dessa interpenetração entre os orbitais s e p é a formação de um único orbital, denominado orbital molecular s-p, que contém dois elétrons. Representação utilizada para o orbital molecular do tipo s-p Um dos orbitais (eixo horizontal) incompletos realiza a ligação sigma (σ), que ocorre com a interpenetração de orbitais no mesmo eixo. No outro orbital (eixo vertical) de cada oxigênio, ocorre a interpenetração no eixo paralelo, o que caracteriza a ligação pi (π). - Ligação σ: formada pela sobreposição frontal de dois orbitais p. - Ligação π: formada pela sobreposição lateral de dois orbitais p. Uma ligação σ é mais forte que uma ligação π. Ligação sigmaLigação simples (−): é sempre uma ligação sigma;Ligação dupla (=): uma ligação é sigma, e a outra é uma ligação pi;Ligação tripla (≡): uma ligação é sigma, e as outras duas são ligações pi;Ligação coordenada dativa (→): é sempre uma ligação sigma. Uma ligação π é mais fraca que uma ligação σ. Quanto maior a densidade de elétrons na região de sobreposição dos orbitais, mais forte a ligação. Em uma estrutura química, as ligações sigmas podem ser reconhecidas da seguinte maneira: Ligação simples (—): é uma ligação sigma; Ligação dupla (=): apenas uma dessas ligações é sigma, a outra é ligação pi; Ligação tripla (≡): apenas uma dessas três ligações é sigma, as outras são ligações pi. No orbital , por outro lado, isso não é verdade. Bem no centro ele tem um nó. Isso quer dizer que, aproximando dois átomos, fazendo seus orbitais interagir, existe um ponto onde não existe chance do elétron estar: isso enfraquece a ligação! Por isso as ligações com maior caráter tendem a ser mais fortes que as outras. O arco representado por cor diferente representa a interpenetração desses orbitais no eixo paralelo, ou seja, a ligação pi. Os arcos representados de cores diferentes representam a interpenetração desses orbitais no eixo paralelo, ou seja, a ligação pi. A força intermolecular do tipo dipolo induzido é a mais fraca entre as interações de duas ou mais moléculas. Elas também podem ser chamadas de forças de London e são as mais comuns quando se trata de compostos covalentes apolares. Já na ligação pi, a sobreposição ocorre lateralmente entre os orbitais dos átomos de carbono. Essa sobreposição é menos efetiva do que a ligação sigma, o que resulta em uma ligação pi mais fraca e mais sensível. Para saber se um composto realiza ligação iônica ou covalente, nós vamos olhar para a diferença de eletronegatividade. Quando o valor for menor que 1,7 a ligação será classificada como covalente. E se a diferença de eletronegatividade for maior ou igual a 1,7, a ligação será do tipo iônica. A ligação sigma é uma ligação covalente em que o orbital de um átomo penetra o orbital de outro átomo em um mesmo eixo. Ligação sigma é o nome dado à interpenetração (junção) de dois orbitais (regiões com maior probabilidade de se encontrar um elétron) atômicos incompletos no mesmo eixo. No TikTok, “sigma”, para os homens, seria um tipo de personalidade com características “alfa”, como a confiança, mas introvertidos e que não gostam de chamar atenção. Na trend, aparecem como pessoas que fazem tudo sozinhas e não pertencem a nenhuma tribo. Simples: possui uma ligação sigma; Dupla: Das duas ligações, apenas uma é sigma; Tripla: Um das três ligações é sigma. Um dos orbitais (eixo horizontal) incompletos realiza a ligação sigma (σ), que ocorre com a interpenetração de orbitais no mesmo eixo. No outro orbital (eixo vertical) de cada oxigênio, ocorre a interpenetração no eixo paralelo, o que caracteriza a ligação pi (π). existem três tipos de ligações químicas: a iônica, a covalente e a metálica. para que haja ligações entre os átomos uma estabilização seja por doação, recebimento, compartilhamento ou transferência de elétrons nos átomos é necessária. A substância metano apresenta apenas ligações sigma entre os átomos. Há quatro tipos de ligação covalente: simples, dupla, tripla e a dativa. Cadeia Saturada: quando apresenta somente ligações simples entre os átomos de carbono. Essas ligações são denominadas sigma (σ). Dizemos que o carbono presente nesta cadeia é saturado, pois apresenta quatro ligações simples. Cadeia Insaturada: quando apresenta pelo menos uma ligação dupla (=) ou então uma tripla (≡). Hibridização sp^2: ocorre quando um orbital s e dois orbitais p se misturam para formar três orbitais híbridos sp^2. Exemplo: Eteno (C_2H_4). Hibridização sp^3: ocorre quando um orbital s e três orbitais p se misturam para formar quatro orbitais híbridos sp^3. Exemplo: Metano (CH_4). Ligações de hidrogênio: essa é a interação mais forte que ocorre entre moléculas, é comparada à força dipolo-dipolo bem mais intensificada. As ligações insaturadas são mais instáveis e quando se rompem a cadeia poderá ficar saturada. Vários fatores podem contribuir para essa quebra de ligação, sendo o principal deles a temperatura. A ligação σ é formada pela interação de dois orbitais atômicos, segundo o eixo que une os dois átomos, ao passo que na ligação π, a interação dos orbitais atômicos se faz segundo o plano que contém o eixo da ligação. I. O total de ligações π (pi) na estrutura é igual a três. Os elétrons pi são aqueles que fazem parte da ligação dupla, então para cada ligação dupla temos um par de elétrons ok? E sempre lembrar de contar com os pares de elétrons quando tivermos substâncias carregadas negativamente, porque esses pares também fazem parte do sistema aromático. Você está em Material de apoio > Química orgânica Uma ligação A = B forma-se pela interpenetração (mistura) de um orbital semicheio do átomo A com um orbital semicheio do átomo B, que possuem elétrons de spins contrários. Desta interpenetração, resulta um orbital molecular contendo um par eletrônico compartilhado. Ligação Sigma (σ) e Pi (π) A interpenetração entre dois orbitais atômicos, resultando num obital molecular, pode se dar de forma linear, quando eles pertencem a um mesmo eixo (ligação sigma) ou pode se dar de forma paralela, quando eles pertencem a eixos paralelos (ligação pi). A ligação sigma se estabelece quando dois átomos se ligam por uma ligação simples, uma ligação dupla ou uma ligação tripla. A ligação pi se estabelece quando dois átomos se ligam por uma ligação dupla ou uma tripla. As ligações pi são dependentes das ligações sigma. Isto quer dizer que uma ou duas ligações pi sempre estão acompanhadas de uma ligação sigma. Veja que tipo de ligação há em: Ligação simples = uma ligação sigma Ligação dupla = uma ligação sigma e uma ligação pi Ligação tripla = duas ligações pi e uma sigma Exemplo: A – B   uma ligação σ A = B   uma ligação σ e uma ligação π A ≡ B   uma ligação σ e duas ligações π   Como referenciar: "Ligação covalente pelo modelo do orbital molecular" em Só Química. Virtuous Tecnologia da Informação, 2008-2025. Consultado em 24/05/2025 às 19:12. Disponível na Internet em Ligações sigmas são ligações covalentes resultantes da interpenetração de orbitais atômicos incompletos, em um mesmo eixo, entre átomos iguais ou diferentes. A ligação sigma (representada pela letra grega σ) é um dos dois possíveis tipos de ligações covalentes entre elementos químicos que devem receber elétrons para atingir a estabilidade eletrônica de acordo com a teoria do octeto. Podemos identificar a ligação sigma em qualquer fórmula estrutural da seguinte forma:Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;) Na fórmula estrutural da água, temos a presença de duas ligações sigma Ligação simples (−): é sempre uma ligação sigma; Ligação dupla (=): uma ligação é sigma, e a outra é uma ligação pi; Ligação tripla (≡): uma ligação é sigma, e as outras duas são ligações pi; Ligação coordenada dativa (→): é sempre uma ligação sigma. Princípios da ligação sigma Sempre envolve o compartilhamento de dois elétrons entre dois átomos; Ocorre quando um orbital incompleto de um átomo penetra o orbital incompleto de outro átomo em um mesmo eixo, como na representação da interpenetração de orbitais s e p a seguir: Interpenetração de orbitais em um mesmo eixo Nunca ocorre com orbitais paralelos entre si, como no caso dos orbitais p a seguir: Interpenetração de orbitais p no eixo paralelo Tipos possíveis de ligações sigma A determinação do tipo de ligação sigma é totalmente dependente dos subníveis mais energéticos dos átomos dos elementos químicos envolvidos na ligação. Assim, é fundamental conhecer os subníveis mais energéticos. Hidrogênio = seu subnível mais energético é o s; Flúor, cloro, bromo, iodo, enxofre (não hibridizado, ou seja, quando estiver realizando duas ligações), oxigênio, fósforo (não hibridizado, ou seja, quando estiver realizando três ligações) e nitrogênio = apresentam o subnível p como mais energético; Berílio (sempre é hibridizado) = apresenta o subnível sp mais energético; Boro (sempre é hibridizado) = apresenta o subnível mais energético sp2; Carbono (pode sofrer três hibridizações) = subnível mais energético sp (apenas se estiver realizando duas ligações duplas ou uma tripla e uma simples), subnível mais energético sp2 (apenas se estiver realizando duas ligações simples e uma dupla), subnível mais energético sp3 (apenas se estiver realizando ligações simples). A partir do subnível de cada átomo envolvido, podemos determinar o tipo de ligação sigma. Vale ressaltar que o tipo da ligação sigma é escrito da seguinte maneira: primeiro, o subnível mais simples (s ou p); depois, um traço e, em seguida, o subnível mais energético mais complexo. Veja um exemplo: Na fórmula estrutural da água, temos duas ligações sigma Temos duas ligações sigma entre o hidrogênio (subnível mais energético: s) e o oxigênio (subnível mais energético: p), assim, a ligação sigma é do tipo s-p Exemplos de determinação do tipo de ligações sigma entre átomos → Metanal (CH2O) Fórmula estrutural do CH2O No metanal, existem três ligações sigma (duas nas ligações simples e uma na ligação dupla). Duas delas ocorrem entre um átomo de hidrogênio (subnível mais energético: s) e o átomo de carbono (subnível mais energético: sp2). A terceira ocorre entre o oxigênio e o carbono. Assim, o metanal possui duas ligações sigma do tipo s-sp2 e outra do tipo p-sp2. → Amônia (NH3) Fórmula estrutural do NH3 Na amônia, existem três ligações sigma (três ligações simples) entre um átomo de hidrogênio (subnível mais energético: s) e o átomo de nitrogênio (subnível mais energético: p). Assim, a amônia possui três ligações sigma do tipo s-p. → Trifluoreto de boro (BF3) Fórmula estrutural do BF3 No trifluoreto de boro, existem três ligações sigma (três ligações simples) entre um átomo de flúor (subnível mais energético: p) e o átomo de boro (subnível mais energético: sp2). Assim, o trifluoreto de boro possui três ligações sigma do tipo p-sp2. Por Me. Diogo Lopes Dias Na molécula do isoctano (molécula da gasolina), existem apenas ligações sigma Crédito da Imagem: Shutterstock Escrito por: Diogo Lopes Dias Escritor oficial Brasil Escola Deseja fazer uma citação? DIAS, Diogo Lopes. "Ligação sigma"; Brasil Escola. Disponível em: . Acesso em 24 de maio de 2025. Correção de redação Enem gratuita! Corrigir agora! Quando se ouvem as palavras sigma e pi bond, podem vir à mente sonhos ansiosos de aderir à vida grega e de estar ligado aos seus irmãos ou irmãs gregos na faculdade. Mas sabia que sigma e obrigações pi são, de facto, tipos de ligações covalentes? Obrigações Sigma (σ) são o primeiro tipo de ligação covalente que se encontra entre dois átomos, formados por sobreposição de cabeça, constituindo exclusivamente ligações simples, encontrando-se também em ligações duplas e triplas. Ligações Pi (π) são o segundo e o terceiro tipos de ligações covalentes que se encontram entre dois átomos, formadas pela sobreposição lado a lado de orbitais p. Só se encontram em ligações duplas e triplas. Este artigo é sobre o ligações sigma e pi . Juntos, vamos aprofundar o que são as ligações sigma e pi e ver as suas diferenças . De seguida, abordaremos brevemente alguns exemplos de ligações sigma e pi. Em seguida, vamos analisar o avaria de ligações sigma e pi em ligações duplas e triplas. Finalmente, para aplicar o que aprendemos, vamos fazer algumas problemas práticos na contagem de ligações sigma e pi. Lembre-se de que as ligações covalentes se formam a partir da sobreposição de orbitais atómicas, que são apenas o espaço onde é provável que se encontrem electrões. Existem vários tipos de conjuntos de orbitais atómicas: s, p, d e f. Cada um destes conjuntos pode conter uma quantidade diferente de orbitais, existir em diferentes níveis de energia e ter formas diferentes. Quando duas moléculas se ligam, as orbitais combinam-se normalmente para formar orbitais híbridasPara compreender as ligações Sigma e Pi, é necessário ter um conhecimento básico de orbitais atómicos , hibridação e orbitais híbridas Consulte as explicações destes termos se precisar de os rever! Diferenças entre as obrigações Sigma e Pi Abaixo encontra-se uma tabela que destaca as diferenças mais importantes que deve conhecer entre as obrigações sigma e pi. Iremos abordar cada uma delas com mais pormenor. Ligações Sigma (σ) Obrigações Pi (π) Formado pela sobreposição de cabeça a cabeça entre orbitais atómicas (hibridizadas e não hibridizadas) Formado pela sobreposição lado a lado entre orbitais p Ligação covalente mais forte Ligação covalente mais fraca Pode existir independentemente em ligações simples, mas também em ligações duplas e triplas Deve coexistir com uma ligação sigma e encontra-se apenas em ligações duplas e triplas Quadro 1: Diferenças entre as obrigações sigma e pi, Fonte: Tallya Lutfak, StudySmarter originals Formação de ligações Sigma e Pi Não tem absolutamente nada a ver com as cabeças reais, mas sim com o local onde ocorre a ligação entre as orbitais. Nas ligações sigma, a sobreposição cabeça-cabeça significa que as duas orbitais se sobrepõem diretamente entre os núcleos dos átomos, enquanto que a sobreposição lado-ladosignifica que as duas orbitais se sobrepõem de forma paralela no espaço acima e abaixo dos núcleos. Três tipos de ligações sigma entre orbitais atómicas s-s, s-p e p-p e uma ligação pi entre orbitais p-p. Tallya Lutfak, StudySmarter Original. Força dos laços Sigma e Pi Como vimos acima, as ligações sigma têm uma maior área de sobreposição de ligação. Devido à diferença na sobreposição, as ligações sigma e pi diferem na força de ligação. Esta maior área de sobreposição corresponde a uma maior probabilidade de encontrar electrões de valência entre os núcleos dos átomos. Além disso, os electrões estão mais próximos dos núcleos, pelo que a ligação sigma é mais forte. Embora uma ligação sigma simples seja mais forte do que uma ligação pi, quando ambas estão presentes (como nas ligações duplas e triplas) a sua força combinada é maior do que a de uma ligação simples. Em seguida, veremos alguns exemplos de ligações sigma e pi em diferentes moléculas para que fique mais familiarizado com as interacções orbitais associadas a cada ligação. Exemplos de ligações Sigma e Pi O diagrama acima mostra que as ligações sigma podem ocorrer entre a sobreposição de duas orbitais atómicas s, uma orbital s e uma orbital p ou duas orbitais p. Outro tipo de interação que cria ligações sigma é a sobreposição de duas orbitais atómicas hibridizadas, como sp-sp. As ligações pi são normalmente formadas exclusivamente pela sobreposição lado a lado de orbitais p não hibridizadas.fornece exemplos de cada tipo de interação! Tipo de obrigação Orbitais atómicos sobrepostos Exemplo de moléculas sigma s-s H 2 , H-H sigma p-p F 2 , F-F sigma cabeça a cabeça s-p HCl, H-Cl sigma sp2-sp2 C=C em C 2 H 4 obrigações pi lado a lado p-p O=O em O 2 Tabela 2: Exemplos de ligações sigma e pi Fonte: Tallya Lutfak, StudySmarter Original Vamos agora explorar alguns exemplos de ligações sigma e pi no contexto de ligações múltiplas e identificar quantas ligações sigma e pi existem em ligações duplas e triplas. Ligações Sigma e Pi em ligações duplas Alguns exemplos de moléculas com ligações duplas são listados abaixo O 2 ou O=O NO ou N=O CO 2 ou O=C=O D Obrigações de dívida ocorrem entre dois átomos que partilham quatro electrões (dois pares de electrões). Lembre-se que a primeira ligação covalente que se forma entre dois átomos é sempre uma ligação sigma e as segunda e terceira ligações são obrigações pi. Com esta informação, quantas ligações sigma e pi achas que existem numa ligação dupla? Se disse uma ligação sigma e uma ligação pi, está correto! Uma ligação dupla é sempre constituída por uma ligação sigma e uma ligação pi. Mas porque é que isso acontece? Uma ligação simples é sempre uma ligação sigma e não podem existir duas ligações sigma entre os mesmos átomos. Uma vez formada uma ligação sigma com sobreposição cabeça a cabeça, a única outra forma de dois átomos partilharem electrões é através da sobreposição lado a lado de uma ligação pi. Ligações Sigma e Pi em Ligações Triplas Alguns exemplos de moléculas com obrigações triplas são listados abaixo N 2 ou C 2 H 2 ou H - - H CO ou Obrigações triplas ocorrem entre dois átomos que partilham seis electrões (três pares de electrões). Quantas ligações sigma e pi existem numa ligação tripla? Se respondeu uma ligação sigma e duas ligações pi, está novamente correto! Uma ligação tripla é sempre constituída por uma ligação sigma e duas ligações pi. Problemas práticos de contagem de Sigma e Pi Bonds Agora que sabemos o que são ligações sigma e pi e quando aparecem em ligações simples, duplas e triplas, só nos resta pôr os nossos conhecimentos em ação! Quando uma pergunta se refere à contagem do número de ligações sigma e pi presentes numa determinada molécula, pode ser fornecida uma versão condensada da fórmula estrutural ou uma estrutura de Lewis completa. Se apenas for fornecida uma fórmula condensada, deve certificar-se de que consegue desenhar corretamente o diagrama de Lewis. Diagrama de pontos de Lewis . Vamos dar alguns exemplos! Quantas ligações sigma (σ) e pi (π) existem na molécula abaixo? Fig. 2: Estrutura de Lewis do C 3 H 7 NÃO 2. A boa notícia é que este exemplo fornece-nos o diagrama de Lewis completo, por isso tudo o que precisamos de fazer é contar o número de ligações simples, duplas e triplas. Existem 11 ligações simples, 1 ligação dupla e 0 ligações triplas. Lembre-se, cada ligação simples é uma ligação sigma e cada ligação dupla consiste em 1 ligação sigma e 1 ligação pi. Isto significa que, no total, existem 12 ligações sigma (11 ligações simples + 1 ligação sigma da ligação dupla) e 1 ligação pi nesta molécula. Agora, vamos fazer um exemplo em que temos de ser nós a desenhar o diagrama de Lewis para a molécula, o que nos dará prática para desenhar estruturas de Lewis e contar as ligações. Quantas ligações sigma e pi existem no C 2 H 2, etino? A primeira coisa que precisamos de fazer é desenhar a nossa estrutura de Lewis para que possamos ver todas as ligações corretamente. A estrutura correcta deve ser semelhante à seguinte: Veja também: Meiose II: Fases e diagramas Agora, seguimos o mesmo processo e contamos todas as ligações simples, duplas e triplas na molécula. Existem 2 ligações simples e 1 ligação tripla. Então, qual achas que é o número total de ligações sigma e pi? Existem 3 ligações sigma (2 ligações simples + 1 ligação sigma da ligação tripla) e 2 ligações pi (da ligação tripla). Veja também: Densidade populacional fisiológica: Definição Obrigações Sigma e Pi - Principais conclusões As ligações Sigma formam-se pela sobreposição cabeça-a-cabeça de orbitais atómicas e são as primeiras ligações covalentes formadas entre átomos. As ligações Pi formam-se pela sobreposição lado a lado de orbitais p e são a segunda e terceira ligações formadas entre átomos. As principais diferenças são que as ligações sigma podem formar-se entre orbitais hibridizadas e são mais fortes do que as ligações pi. Uma ligação simples é constituída por 1 ligação sigma, uma ligação dupla é constituída por 1 ligação sigma e 1 ligação pi e uma ligação tripla é constituída por 1 ligação sigma e 2 ligações pi. Perguntas frequentes sobre as obrigações Sigma e Pi Como é que se identificam as ligações sigma e pi? As ligações sigma são sempre a primeira ligação a formar-se, pelo que cada ligação covalente é uma ligação sigma. As ligações pi são a segunda e terceira ligações a formar-se, pelo que as ligações duplas e triplas têm a ligação sigma inicial e depois uma e duas ligações pi, respetivamente. O que são ligações sigma e pi? As ligações sigma e pi são dois tipos de ligações covalentes formadas pela sobreposição de orbitais atómicas. As ligações sigma formam-se pela sobreposição direta cabeça a cabeça de orbitais atómicas e podem ocorrer entre orbitais s-s, p-p e s-p. As ligações pi formam-se pela sobreposição lado a lado de orbitais p. Qual é a diferença entre as ligações sigma e pi? As principais diferenças entre as ligações sigma e pi têm a ver com a sua formação e força. As ligações sigma são formadas por sobreposição direta cabeça a cabeça entre orbitais, enquanto as ligações pi são formadas por sobreposição lado a lado, normalmente entre orbitais p. Esta diferença na formação leva a uma diferença na força. As ligações sigma são mais fortes do que as ligações pi porque a sobreposição direta cabeça a cabeça proporciona umaAlém disso, as ligações sigma formam ligações simples e podem existir sem a presença de uma ligação pi; no entanto, uma ligação sigma já deve estar formada para que uma ligação pi se forme. Como se forma uma ligação pi? Uma ligação pi é formada devido à sobreposição de orbitais lado a lado, o que significa que as duas orbitais se sobrepõem acima e abaixo dos núcleos de forma paralela. Uma ligação pi é formada apenas entre duas orbitais p. Como é que se contam as ligações sigma e pi? Para contar as ligações sigma e pi, desenhe a estrutura de pontos de Lewis e conte as ligações simples, duplas e triplas presentes. Cada ligação simples é 1 ligação sigma, cada ligação dupla tem 1 ligação sigma e 1 ligação pi, e cada ligação tripla tem 1 ligação sigma e 2 ligações pi. Com esta informação, pode facilmente contar as ligações sigma e pi. A sigma bond is a single bond and results from an end-to-end orbital overlap. A pi bond results from multiple bonds and forms from side-to-side orbital overlap.

- http://umrllc.com/userfiles/files/a8dd737c-202e-4f50-bf42-c923b2c5445b.pdf
- https://www.icfost.org/public/kcfinder/upload/files/82723151096.pdf
- xowezeri
- https://muvedhatraders.com/ckfinder/userfiles/files/43509354189.pdf
- xalara
- refugu
- fufunodawo
- who won 2017 masters tournament
- tekokuhino
- prearson vue exam schedule