

Ligação covalente

- Ligação na qual dois átomos compartilham um par de elétrons
- Teoria de Ligação de Lewis – considera apenas os elétrons de valência do átomo
- Organizei algumas regras para guiar vocês em desenhar a estrutura de Lewis
 1. Conhecida a composição da molécula, conte o número de elétrons de valência de cada átomos. O número total dos elétrons de valência vai ter que ser distribuído entre os átomos
 2. A ligação covalente é formada por 2 elétrons. Os elétrons de uma ligação não são nem de um átomo, nem do outro, são dos dois ao mesmo tempo. As ligações são feitas e os elétrons distribuídos até que todos os átomos completem seu octeto (no caso do H, complete 2 elétrons de valência)
 3. Um guia para prever quantas ligações cada átomo vai fazer (não funciona sempre!) é estimar quantos elétrons faltam para o átomo completar o octeto. O número de ligações é igual ao número de elétrons que faltam para o elemento completar o octeto
 4. O átomo central normalmente é o átomo que faz mais ligações
 5. Os elétrons que não foram usados em ligação, devem ser distribuídos pelos átomos até que completem o octeto
 6. Para verificar se a estrutura de Lewis está correta, uma forma é calcular a carga formal de cada átomo: $f = V - N - 1/2L$

Hipervalência

- Elementos do período 3 em diante podem ter mais de 8 elétrons de valência!!!!
- Isso ocorre porque EXISTE o orbital d vazios
- Tomando como exemplo o SO_4^{-2}

Ressonância

- Tomando como exemplo o SO_4^{-2}
- Distância da ligação S-O é de 158 pm
- Distância da ligação S=O é de 143 pm
- Distância da ligação S-O no sulfato 149 pm e todas são iguais.
- Várias estruturas canônicas, todas elas contribuem!
- Estruturas canônicas são moléculas idênticas
- Não são estruturas canônicas moléculas que:
 1. Tem número de ligações diferentes ou cargas formais diferentes.
 2. Tem os mesmos átomos, porém estruturas diferentes (isômeros não são estruturas canônicas)
 3. Tem número diferente de elétrons desparelhados

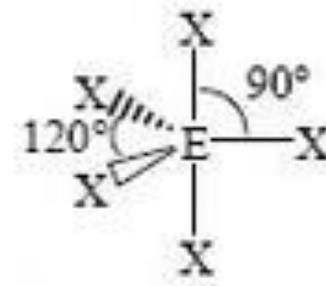
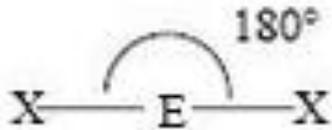
Alguns exemplos para hoje

- H_2O
- NH_3
- H_2SO_4
- Na_2SO_4
- NH_4^+
- HCN
- SF_5^-
- PO_4^{3-}
- OF_2
- SF_6

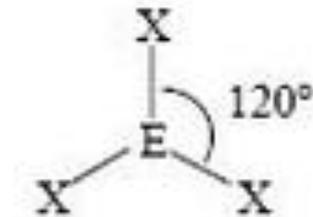
Elétrons de organizando no espaço?

Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência

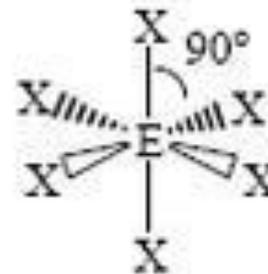
- Pares de elétrons buscas ficar o mais distante possível um do outro



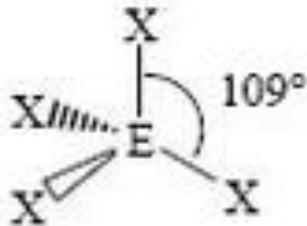
- E na molécula



- No átomo cer



- A definição da



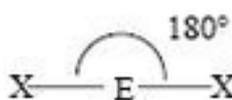
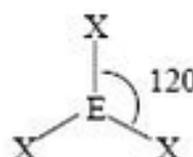
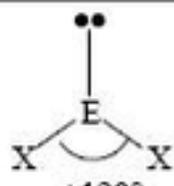
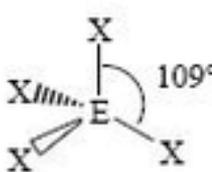
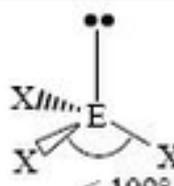
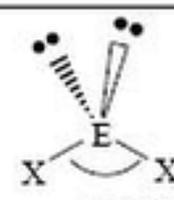
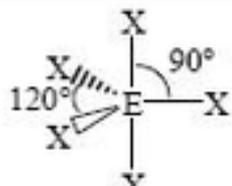
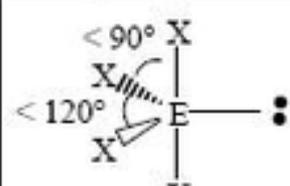
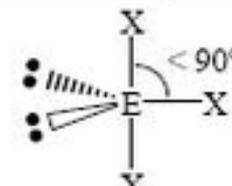
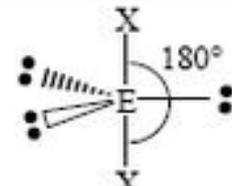
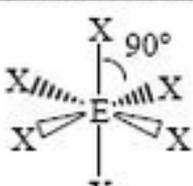
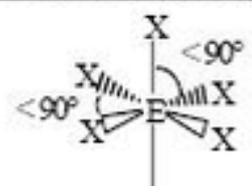
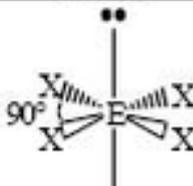
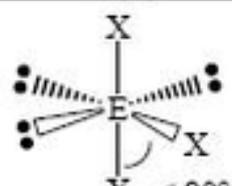
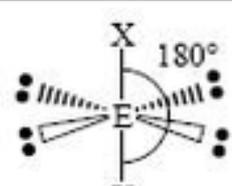
n a geometria final

Elétrons de organizando no espaço?

Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência

- E na molécula, como definir a geometria?
- No átomo central é preciso considerar elétrons ligantes e não ligantes
- A definição da geometria, conta apenas os átomos ligantes, porém os elétrons não ligantes afetam a geometria final
- Pares de elétrons não ligantes ocupam mais espaço que pares de elétrons ligantes!

VSEPR Geometries

Steric No.	Basic Geometry 0 lone pair	1 pares não ligantes	2 pares não ligantes	3 pares não ligantes	4 pares não ligantes
2	 <p style="text-align: center;">Linear</p>				
3	 <p style="text-align: center;">Trigonal Planar</p>	 <p style="text-align: center;">Bent or Angular</p>			
4	 <p style="text-align: center;">Tetrahedral</p>	 <p style="text-align: center;">Trigonal Pyramid</p>	 <p style="text-align: center;">Bent or Angular</p>		
5	 <p style="text-align: center;">Trigonal Bipyramid</p>	 <p style="text-align: center;">Sawhorse or Seesaw</p>	 <p style="text-align: center;">T-shape</p>	 <p style="text-align: center;">Linear</p>	
6	 <p style="text-align: center;">Octahedral</p>	 <p style="text-align: center;">Square Pyramid</p>	 <p style="text-align: center;">Square Planar</p>	 <p style="text-align: center;">T-shape</p>	 <p style="text-align: center;">Linear</p>

<i>Número estérico</i>	<i>Número de pares solitários</i>	<i>Geometria molecular</i>	
2	0	Linear	
3	0	Trigonal plana	
4	0	Tetraédrica	
4	1	Pirâmide trigonal	
4	2	Angular	
5	0	Bipirâmide trigonal	
5	1	Gangorra	
5	2	T	
5	3	Linear	
6	0	Octaédrica	
6	1	Pirâmide tetragonal	
6	2	Quadrado planar	