

química

: Termoquímica

Estuda as variações de energia que acompanham as reações químicas.

Energia: capacidade de realizar trabalho.

- **Solar** – fonte primária da Terra;
- **Térmica** – movimento aleatório dos átomos e das moléculas
- **Química** - armazenada dentro das unidades estruturais das substâncias químicas
- **Nuclear** – armazenada no conjunto de neutrões e prótons do átomo.
- **Potencial** - consequência da posição de um objeto.

Calor: transferência de energia térmica entre dois corpos que estão a temperaturas diferentes.

O sistema, parte específica do universo que nos interessa, pode ser **isolado**, onde não há trocas com o meio, **fechado**, onde apenas se troca energia, ou, então, **aberto**, onde se troca matéria e energia com o meio.

Processo exotérmico: libertação de calor para o exterior.

$$E_{\text{produtos}} < E_{\text{reagentes}}$$

Processo endotérmico: absorção de calor do exterior.

$$E_{\text{produtos}} > E_{\text{reagentes}}$$

Funções (variáveis) de estado - propriedades que são determinadas pelo estado do sistema, independentemente do modo como ele foi atingido.

Primeira Lei da Termodinâmica:

A energia pode ser convertida de uma forma noutra, mas não pode ser criada ou destruída

$$\Delta E_{\text{sistema}} + \Delta E_{\text{vizinhança}} = 0$$

ou

$$\Delta E_{\text{sistema}} = -\Delta E_{\text{vizinhança}}$$

$$\Delta E = q + W$$

q é positivo para um processo endotérmico e negativo para um processo exotérmico, e w é positivo para o trabalho realizado sobre o sistema pela vizinhança e negativo para o trabalho realizado pelo sistema sobre a vizinhança.

Se um sistema perde calor para a vizinhança ou realiza trabalho sobre ele, devemos esperar que a sua energia interna diminua, dado que ambos os processos são consumidores de energia. Por esta razão, tanto q como w são negativos. Ao contrário, se houver adição de calor ao sistema ou se for realizado trabalho sobre ele, a energia interna do sistema deve aumentar.

Processo	Sinal
Trabalho realizado pelo sistema sobre a vizinhança	-
Trabalho realizado sobre o sistema pela vizinhança	+
Calor absorvido pelo sistema a partir da vizinhança (processo endotérmico)	+
Calor absorvido pela vizinhança a partir do sistema (processo exotérmico)	-

A pressão constante:

$$q = \Delta H \text{ e } w = -P\Delta V$$

Onde ΔV , a variação do volume, é dada por $V_f - V_i$. O sinal de menos na equação tem em conta a convenção de sinais para w . Para a expansão de um gás (trabalho realizado pelo sistema), $\Delta V > 0$, assim, $-P\Delta V$ é uma quantidade negativa. Para a compressão de um gás (trabalho realizado sobre o sistema), $\Delta V < 0$, assim, $-P\Delta V$ é uma quantidade positiva.

O calor e o trabalho não são funções de estado porque não são propriedades de um sistema. Eles manifestam-se apenas no decorrer de um dado processo (durante uma transformação). Assim, os seus valores dependem do caminho percorrido pelo sistema durante a transformação, variando de acordo com ele.

Entalpia: é utilizada para quantificar o fluxo de calor libertado ou absorvido por um sistema num processo que ocorre a pressão constante.

$$H = U + PV$$

Onde U é a energia interna do sistema e P e V são a pressão e volume do sistema. Dado que U, P e V são todas funções de estado, isto é, as variações em $(U + PV)$ só dependem do estado final e inicial. Consequentemente, a variação em H , ou seja, ΔH , também só depende dos estados inicial e final e, por isso, H também é uma função de estado.

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

$$\Delta H = H(\text{produtos}) - H(\text{reagentes})$$

Se:

- O sistema absorve calor, então, o processo é endotérmico e, por isso, $\Delta H > 0$;

- O sistema liberta calor, então, o processo é exotérmico e, por isso, $\Delta H < 0$;

Calor específico (c) de uma substância: é a quantidade de calor necessária para elevar de um grau Celsius a temperatura de um grama da substância.

Capacidade calorífica (C) de uma substância é a quantidade de calor necessária para elevar de um grau Celsius a temperatura de uma dada quantidade da substância.

$$C = ms$$

Calor (q) absorvido ou libertado:

$$q = ms\Delta t$$

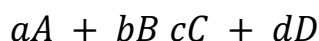
$$q = C\Delta t$$

$$q_{\text{sis}} = q_{\text{água}} + q_{\text{cal}} + q_{\text{reac}}$$

Entalpia de formação padrão (ΔH_{f°) - calor posto em jogo quando se forma uma mole de um composto a partir dos seus elementos à pressão de 1 atm.

A entalpia de formação padrão de qualquer elemento na sua forma mais estável é zero.

Entalpia padrão de reação ($\Delta H_{\text{reac}^\circ}$) - entalpia de uma reação levada a cabo a 1 atm.



$$\Delta H_{\text{reac}^\circ} = \sum n\Delta H_{f^\circ}(\text{produtos}) - \sum n\Delta H_{f^\circ}(\text{reagentes})$$

Lei de Hess - quando os reagentes são convertidos em produtos, a variação de entalpia é a mesma, quer a reação se dê num só passo, quer numa série de passos. A entalpia é uma função de estado.

Não esquecer de trocar o sinal de ΔH ao inverter uma equação.



Entalpia de solução (ΔH_{sol}) ou calor de solução - calor libertado ou absorvido quando uma certa quantidade de soluto se dissolve numa certa quantidade de solvente

$$\Delta H_{sol} = H_{Solução} - H_{componentes}$$

$H_{Solução}$: entalpia da solução final

$H_{componentes}$: entalpia (solvente + soluto)

· Estrutura eletrónica dos átomos

O átomo é neutro, uma vez que no núcleo se encontram os neutrões e os prótons (carga positiva), e na nuvem eletrónica se encontram os eletrões, com carga negativa

Equação de Onda de Schrodinger:

Equação que descrevia simultaneamente a natureza ondulatória e corpuscular do eletrão.

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

A função de onda Ψ (psi) é denominada orbital ou orbital atómica, e é caracterizada por três números quânticos, sendo estes a solução matemática à equação de Schrodinger para o átomo de hidrogénio.

Ψ^2 define a distribuição da densidade eletrónica (dá a probabilidade de localizar o eletrão no espaço).

Números Quânticos:

Caracterizam a

Nº quântico principal – n	
Nº quântico de momento angular – l	
Nº quântico magnético – m_l	
Nº quântico de spin – m_s	

Caracterizam o

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

n é o número quântico principal e define o nível de energia

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

l é o número quântico de momento angular ou azimutal e está relacionado com a forma da orbital

Para um dado valor de $n \gg l = 0, 1, 2, \dots, n-1$

Se:

- $n = 1 \gg l = 0$
- $n = 2 \gg l = 0, 1$
- $n = 3 \gg l = 0, 1, 2$

Relação entre l e a orbital:

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

l	0	1	2	3
Nome do orbital	s	p	d	f

m_l é o número quântico magnético e corresponde à orientação da orbital no espaço.

Para um dado valor de $l \gg m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

Se:

- $l = 0$ (orbital s), $m_l = 0$
- $l = 1$ (orbital p), $m_l = -1, 0, 1$
- $l = 2$ (orbital d), $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

m_s é o número quântico do spin

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } m_s = -\frac{1}{2}$$

- **Camada** - eletrões com o mesmo valor de n

- **Subcamada** - elétrons com os mesmos valores de n, l
- **Orbital** - elétrons com os mesmos valores de n, l, m_l

n	ℓ	m_ℓ	Número de orbitais	Designações dos orbitais atômicos
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	$3d_{xy}, 3d_{yz}, 3d_{xz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$

Forma das orbitais:

Orbitais s:

- A função de onda estende-se do núcleo até ao infinito.
- O e⁻ pode encontrar-se em qualquer lugar do espaço.
- A probabilidade de encontrar o e⁻ perto do núcleo é maior.
- Há cerca de 90% de probabilidade de se encontrar o e⁻ numa esfera de raio 100pm.

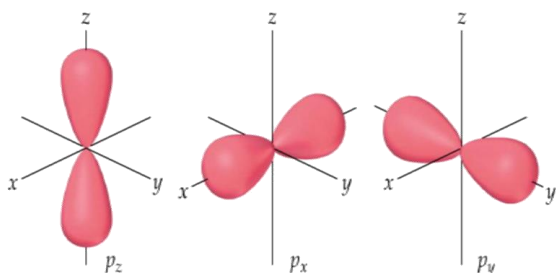
$$l = 0$$

- ✓ As orbitais **s** tem todas a forma esférica e o tamanho da orbital aumenta com o n^o quântico principal

Orbitais p:

(Só existem orbitais p a partir de $n = 2, l = 0, 1$)

- As orbitais **p** têm a forma representada abaixo encontrando-se orientadas sobre os eixos coordenados.

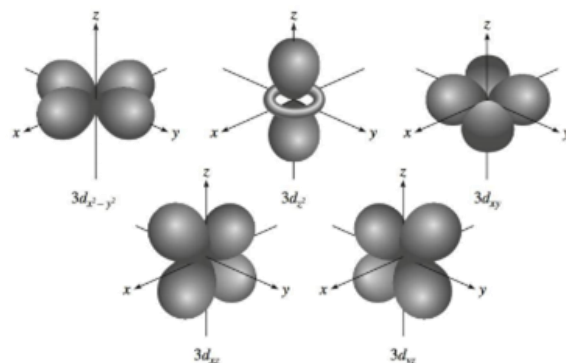


- O tamanho aumenta com o n^o quântico principal
- Orbitais do mesmo nível de energia n tem energia igual

Orbitais d:

(Só existem orbitais d a partir de $n = 3, l = 0, 1, 2$)

- As orbitais **d** têm a forma representada abaixo.



- O tamanho aumenta com o n^o quântico principal

Caracterização de um elétron num átomo:

Um elétron é caracterizado por uma única função de onda Ψ .

Cada função de onda tem uma solução única (um conjunto único de números quânticos)

Princípio de exclusão de Pauli:

nenhum par de elétrons num átomo pode ter os quatro números quânticos iguais.

Uma orbital pode alojar 2 elétrons.

Energia das orbitais num átomo com um único elétron:

- A energia apenas depende do número quântico principal n

- Quanto maior n maior a energia
- Orbitais no mesmo nível possuem a mesma energia - orbitais degeneradas possuem igual energia

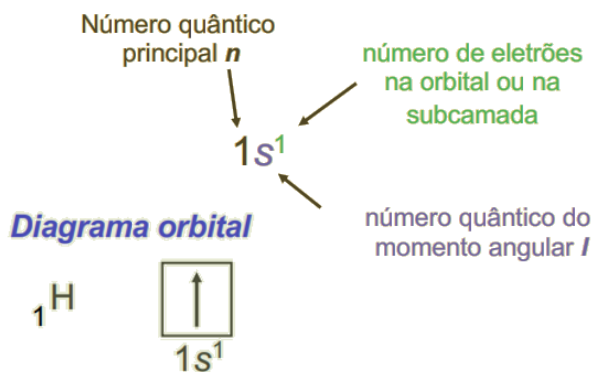
Energia das orbitais num átomo com vários eletrões:

- A energia depende de n e l
- Os e^- exercem repulsão entre si

Ordem de preenchimento das orbitais num átomo polieletrónico:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$

A **configuração eletrónica** é o modo como os eletrões estão distribuídos pelas várias orbitais atómicas num átomo.



Regras para preenchimento de orbitais

- 1 Os eletrões começam a distribuir-se pelas orbitais de menor energia
- 2 Cada orbital comporta apenas 2 eletrões
- 3 Quando as orbitais de menor energia estiverem completas passa-se para a orbital de energia imediatamente seguinte
- 4 Em orbitais de igual energia começa-se por distribuir um eletrão em cada orbital com spins paralelos. Em seguida começa-se a emparelhar os e^- .



Tabela Periódica

Configuração eletrónica de valência igual
 >> propriedades químicas semelhantes

Variação periódica das propriedades físicas:

- Carga Nuclear Efetiva (Z_{ef}) - «carga positiva» sentida por um eletrão

$$Z_{ef} = Z - \sigma, 0 < \sigma < Z$$

σ = constante de blindagem

✓ A blindagem reduz a atração eletrostática entre núcleo e eletrões externos

Blindagem das camadas interiores + blindagem na mesma subcamada

✓ Camadas interiores completas exercem blindagem sobre os eletrões exteriores de uma forma mais eficiente do que eletrões na mesma subcamada se blindam mutuamente.

- Raio Atómico

Quanto maior for a carga nuclear efetiva mais fortemente atraídos são os e^- de valência e menor será o raio.

- Raio Iônico

Perda de elétrons - os cátions têm a configuração eletrônica de gás nobre.

Ganho de elétrons - os ânions têm a configuração de gás nobre.

Iões/átomos isoeletrônicos - possuem igual nº de elétrons

O cátion é sempre menor do que o átomo a partir do qual se formou, porque reduz a repulsão eletrão, mas a carga nuclear mantém-se, logo, a nuvem eletrônica diminui e o cátion é menor. O ânion é sempre maior do que o átomo a partir do qual se formou, pois, a carga nuclear mantém-se, mas a repulsão resultante do ou dos elétrons adicionais aumenta a nuvem eletrônica.

Nos iões isoeletrônicos, a dimensão do ião baseia-se na dimensão da nuvem eletrônica e não no número de prótons no núcleo.

Por exemplo, o Na^+ é menor do que o F^- . Ambos os iões têm o mesmo número de elétrons, mas Na ($Z = 11$) tem mais prótons do que F ($Z = 9$). A carga nuclear efetiva do Na^+ resulta em menor raio.

Em relação aos cátions isoeletrônicos, vemos que o raio dos iões tripositivos é menor que o dos iões dipositivos, que, por sua vez, são menores que os iões monopositivos Al^{3+} , Mg^{2+} , Na^+ . O ião Al^{3+} tem o mesmo número de elétrons que o Mg^{2+} , mas tem um próton a mais. Assim, a nuvem eletrônica no Al^{3+} é mais retraída que no Mg^{2+} . E o mesmo acontece com o Na^+ . Já em relação aos

ânions isoeletrônicos, vemos que o raio aumenta quando vamos do ião mononegativo para o dinegativo e assim por diante.

- Energia de ionização (E_i) - energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso e no seu estado fundamental (kJ/mol).

Após remoção de um e^- , a repulsão entre e^- diminui. Como a carga nuclear permanece constante, é necessária mais energia para remover outro e^- .

Quanto maior E_i , mais difícil é remover o e^- .

- ✓ Gases nobres – maior E_i
- ✓ Metais alcalinos – menor E_i

Os elementos do mesmo grupo têm configurações eletrônicas dos elétrons mais externos semelhantes. Contudo, à medida que o número quântico principal n aumenta, também aumenta a distância média entre um elétron de valência e o núcleo. Uma maior separação entre o elétron e o núcleo implica uma atração mais fraca, de modo que se torna mais fácil remover o primeiro elétron à medida que vamos de um elemento para o seguinte do grupo, apesar da carga nuclear efetiva também aumentar na mesma direção.

- Afinidade eletrônica - a variação de energia que ocorre quando um elétron é captado por um átomo no estado gasoso para originar um ânion. (kJ/mol)

- ✓ A afinidade eletrônica tem um valor negativo quando há libertação de energia

- ✓ Quanto mais negativa for a afinidade eletrónica, maior será a tendência para um átomo captar um e-
- ✓ Os gases nobres que tem subcamadas exteriores s e p completamente preenchidas não tem tendência para captar e-

Assim, uma afinidade eletrónica grande e positiva significa que o anião é muito estável (isto é, o átomo tem uma grande tendência para aceitar um eletrão), tal como uma energia de ionização elevada de um átomo significa que o eletrão no átomo é muito estável

A variação da afinidade eletrónica é pequena quando se considera elementos de cima para baixo no mesmo grupo.

: Ligação Química

Lewis admitiu que os átomos reagem de forma a alcançarem uma configuração eletrónica mais estável.

Quando os átomos interagem para formar uma ligação química, apenas as suas camadas mais exteriores estão em contacto.

Para formar a ligação química, são fundamentais apenas os eletrões de valência

Símbolos de Lewis:

Um átomo é representado pelo seu símbolo químico e pelos eletrões de valência

O nº eletrões de valência coincide com o nº do grupo ou com o último algarismo do nº do grupo (exceto o hélio).

O nº de e- desemparelhados corresponde ao nº de ligações que um átomo pode formar num composto.

Ligação Iónica:

Átomos com Energia de ionização baixa tendem a perder e-

Átomos com afinidade eletrónica elevada tendem a captar e-

- Energia de rede (E) - energia necessária para separar completamente uma mole de um composto iónico sólido nos seus iões no estado gasoso.

$$E = k \frac{Q + Q -}{r}$$

Q+ é a carga do catião

Q- é a carga do anião

r - é a distância entre os iões

A energia de rede (E) aumenta à medida que Q aumenta e/ou à medida que r diminui.

A uma maior energia de rede corresponde maior ponto de fusão.

Dois átomos partilham eletrões para adquirirem a configuração de gás nobre.

Regra do octeto:

Válida apenas para elementos do 2º período, pois estes têm somente subcamadas 2s e 2p, as quais podem conter um total de 8 eletrões

Qualquer átomo, exceto o hidrogénio, tem tendência para formar ligações de forma a ficar rodeado por 8 e-

de valência (o hidrogénio adquire a configuração do hélio).

Comprimento das Ligações depende:

- ✓ dos átomos ligados
- ✓ do tipo de ligação

Comprimento das Ligações:

Ligação tripla < Ligação Dupla < Ligação Simples

Força da ligação covalente é dada pela quantidade de energia necessária para a quebrar.

- Energia de ligação - variação de entalpia necessária para quebrar uma ligação particular em 1 mole de moléculas no estado gasoso.

A força da ligação covalente depende do tipo de ligação:

Ligação simples < Ligação dupla < Ligação tripla

Ligação covalente polar ou ligação polar - ligação covalente com maior densidade eletrónica na vizinhança de um dos átomos

- Eletronegatividade - tendência de um átomo para atrair a si os eletrões numa ligação. Um átomo que tem uma afinidade eletrónica elevada (tende a captar eletrões facilmente) e uma alta energia de ionização (não perde eletrões com facilidade), tem uma eletronegatividade elevada

Os átomos dos elementos com eletronegatividades muito diferentes têm tendência a formar ligações iónicas uns

com os outros, porque o átomo do elemento menos eletronegativo cede seus eletrões ao átomo mais eletronegativo. Já os átomos dos elementos com eletronegatividades semelhantes têm tendência a formar ligações covalentes polares entre si pois, neste caso, apenas ocorre um pequeno deslocamento da densidade eletrónica em direção ao elemento mais eletronegativo.

Aumento da diferença na eletronegatividade

Aumento da diferença na eletronegatividade →		
Covalente partilha de e ⁻	Covalente polar deslocamento parcial de e ⁻	Iónica transferência de e ⁻

A eletronegatividade e a afinidade eletrónica são conceitos relacionados, mas diferentes. Ambos indicam a tendência de um átomo em atrair eletrões. No entanto, a afinidade eletrónica refere-se à atração de um átomo isolado por um eletrão adicional, enquanto a eletronegatividade exprime a capacidade de um átomo numa ligação (com outro átomo) de atrair os eletrões compartilhados. Além disso, a afinidade eletrónica é uma quantidade medida experimentalmente, enquanto a eletronegatividade é um número estimado que não pode ser medido.

Estruturas de Lewis:

- o Descrevem a ligação covalente de forma simples;
- o Ajudam a explicar o esquema das ligações em muitos compostos;
- o Ajudam a prever as propriedades e reações da molécula

- Carga formal de um átomo - carga elétrica correspondente à diferença entre o n.º de eletrões de valência num átomo isolado e o n.º de eletrões atribuídos a esse átomo numa estrutura de Lewis.

$$\text{carga formal de um átomo numa estrutura de Lewis} = \text{n.º total de electrões de valência do átomo livre} - \text{n.º total de electrões não-ligantes} - \frac{1}{2} \left(\text{n.º total de electrões ligantes} \right)$$

A soma das cargas formais dos átomos numa molécula ou num ião devem ser iguais à carga na molécula ou no ião.

Carga Formal e Estruturas de Lewis

1 Para moléculas, uma estrutura de Lewis na qual não existam cargas formais, é preferível a uma estrutura na qual estejam presentes cargas formais.

2 Estruturas de Lewis com cargas formais elevadas são menos plausíveis do que aquelas com cargas formais baixas.

3 Entre estruturas de Lewis com distribuições semelhantes de cargas formais, a estrutura mais plausível é aquela em que as cargas formais negativas estejam localizadas nos átomos mais eletronegativos.

Regras para escrever estruturas de Lewis:

1 Escreva o esqueleto estrutural do composto, mostrando os átomos que estão ligados uns aos outros. Coloque o elemento menos eletronegativo no centro. O hidrogénio e o fluor ocupam posições terminais.

2 Conte o número total de eletrões de valência. Adicione 1 por cada carga negativa. Subtraia 1 por cada carga positiva.

3 Ligar os átomos do esqueleto entre si usando os pares de e- necessários.

4 Distribuir os pares que sobram em torno dos elementos mais eletronegativos, até completar o octeto.

5 Determinar a carga formal de cada elemento.

6 Tentar anular as cargas formais tendo em atenção se os átomos obedecem à regra do octeto.

- Estrutura de ressonância - cada uma de duas ou mais estruturas de Lewis para uma molécula particular que não possa ser descrita adequadamente por apenas uma estrutura de Lewis. Nenhuma das estruturas de ressonância representa adequadamente a molécula, a qual tem a sua própria estrutura estável e única (\leftrightarrow).

Exceções à regra do Octeto:

- ✓ Octeto Incompleto - o n.º de e- que rodeia o átomo central é menor que 8
- ✓ Moléculas com Número Ímpar de Eletrões
- ✓ Octeto expandido (átomo central com número quântico principal $n > 2$)

Modelo de Repulsão dos Pares Eletrónicos da Camada de Valência (RPECV):

Permite-nos prever a geometria da molécula admitindo que os pares de eletrões em torno do átomo central vão orientar-se no espaço de forma a

minimizar a repulsão eletrostática entre si (elétrons ligantes ou isolados).

As moléculas possuem a fórmula geral: AB_x ,

Em que:

- A – Átomo central
- B – Átomos em torno do átomo central
- x – N° de átomos em torno do átomo central

Classe	N.º de pares de e- ligantes no átomo central	N.º de pares isolados no átomo central	Disposição pares de elétrons	Geometria molecular
AB_2	2	0	linear	linear
AB_3	3	0	triangular plana	triangular plana
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica
AB_5	5	0	bipiramidal trigonal	bipiramidal trigonal
AB_6	6	0	octaédrica	octaédrica

pares isolados
vs. repulsão
pares isolados

>

pares isolados
vs. repulsão
pares ligantes

>

pares ligantes
vs. repulsão
pares ligantes

Moléculas com pares de elétrons não ligantes:

As moléculas possuem a fórmula geral: AB_xE_y

Em que:

- A – Átomo central
- B – Átomos em torno do átomo central
- x – N° de átomos em torno do átomo central
- E – Pares de elétrons não ligantes em torno do átomo central
- y – N° de pares de elétrons não ligantes em torno do átomo central

Classe	N.º de pares de e- ligantes no átomo central	N.º de pares isolados no átomo central	Disposição pares de elétrons	Geometria molecular
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica
AB_3E	3	1	tetraédrica	piramidal trigonal
AB_2E_2	2	2	tetraédrica	angular

Previsão da Geometria Molecular:

- 1 Desenhe a estrutura de Lewis da molécula
- 2 Conte o número de pares isolados e de pares ligantes em redor do átomo central
- 3 Utilize o modelo de RPECV para prever a geometria da molécula

A polaridade das moléculas depende da sua geometria

Teoria da Ligação de Valência (TLV):

Os elétrons numa molécula ocupam orbitais atômicas dos átomos individuais.

- Quando 2 átomos se aproximam suficientemente, as suas orbitais atômicas podem sobrepor-se.
- A formação de uma ligação pressupõe que os 2 e- tenham spins opostos.
- O n° de ligações que um átomo pode formar é dado pelo n° de e- desemparelhados.

Postulados da TLV:

- 1 Quanto mais extensa for a sobreposição de orbitais atômicas, mais forte a ligação.
- 2 As ligações simples, duplas e triplas resultam da partilha de 1, 2 ou 3 pares de elétrons, respetivamente.

3. Em moléculas covalentes, os elétrons podem ocupar orbitais híbridos, em vez das AO dos átomos isolados

- Hibridização – coalescência (ou mistura) de duas ou mais orbitais atômicas para formar um novo conjunto de orbitais híbridos

- O conceito de hibridização não se aplica a átomos isolados

- Coalescência de, pelo menos, 2 orbitais atômicas não equivalentes (por ex, s e p). As orbitais híbridas têm uma forma muito diferente das orbitais atômicas originais

- O número de orbitais híbridos é igual ao número de orbitais atômicas puras que participam no processo de hibridização.

- As ligações covalentes são formadas por: Sobreposição de orbitais atômicas puras
- Sobreposição de orbitais híbridos com orbitais atômicas puras
- Sobreposição de orbitais híbridos com outras orbitais híbridas

- O processo de hibridização necessita de fornecimento de energia

Ligação Sigma (σ) – densidade eletrônica entre os 2 átomos ligados.

Ligação Pi (π) – densidade eletrônica acima e abaixo dos núcleos dos átomos ligados.

- Ligação simples | ligação sigma
- Ligação dupla | ligação sigma e | ligação pi

- Ligação tripla | ligação sigma e 2 ligações pi

σ	π
s+s	
p+p	p + p
s+p	paralelas
s+hibrida	
p+hibrida	

Determinar a hibridização do átomo central

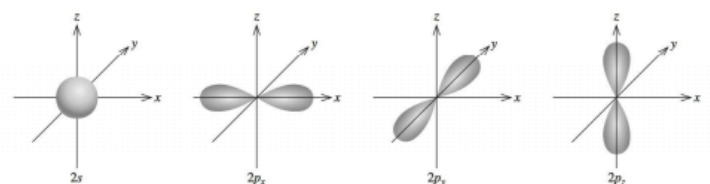
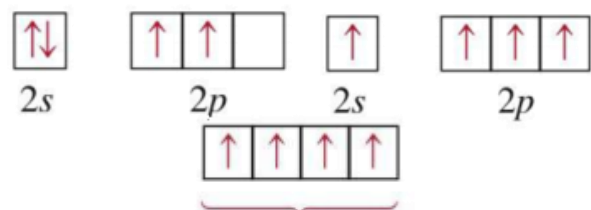
1. Escrever a estrutura de Lewis da molécula

2. Prever a sua geometria usando a TRPECV

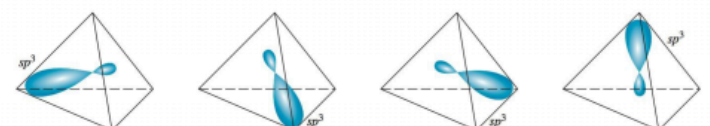
3. Ver configuração eletrônica do átomo no nível de valência

4. Prever o tipo de hibridização que o átomo terá que sofrer para arranjar o nº de orbitais híbridos necessárias para a geometria prevista anteriormente

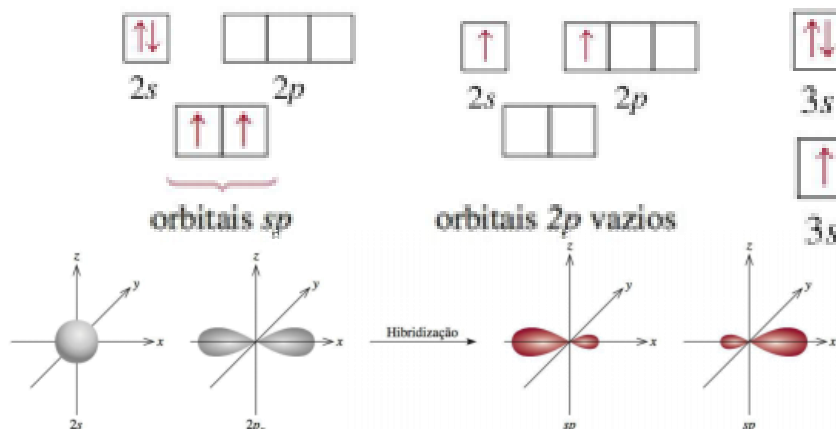
Hibridização sp^3



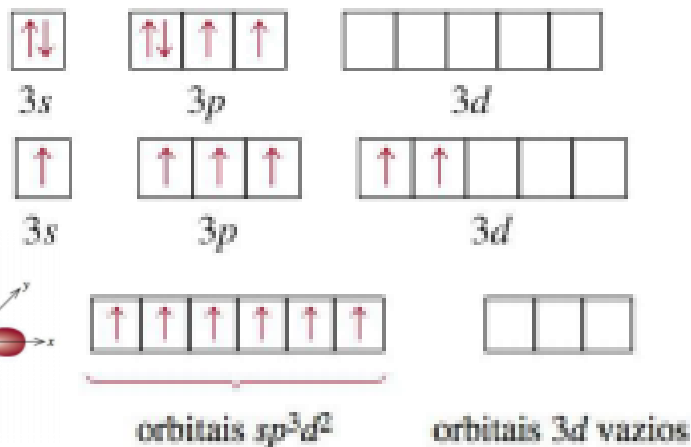
Hibridização



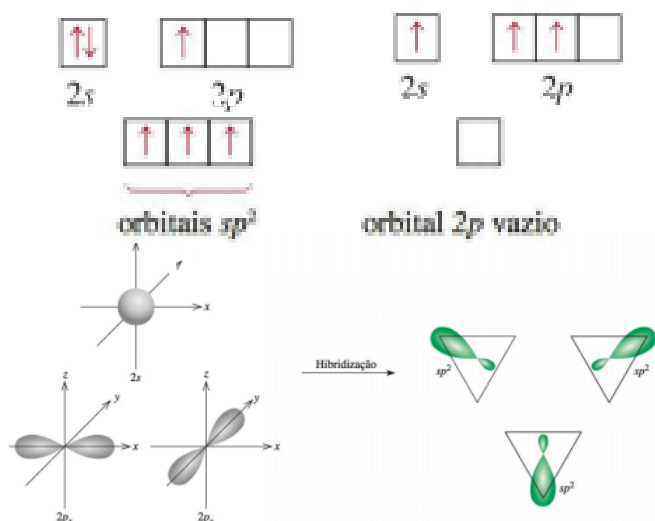
Hibridização sp



Hibridização das orbitais s, p e d



Hibridização sp^2



Orbitais atômicos puros do átomo central	Hibridização do átomo central	Número de orbitais híbridos	Geometria dos orbitais híbridos	Exemplo
s, p	sp	2	<p>Linear</p>	BeCl_2
s, p, p	sp^2	3	<p>Trigonal planar</p>	BF_3
s, p, p, p	sp^3	4	<p>Tetraédrica</p>	$\text{CH}_4, \text{NH}_4^+$
s, p, p, p, d	sp^3d	5	<p>Bipiramidal trigonal</p>	PCl_5
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	6	<p>Octaédrica</p>	SF_6