

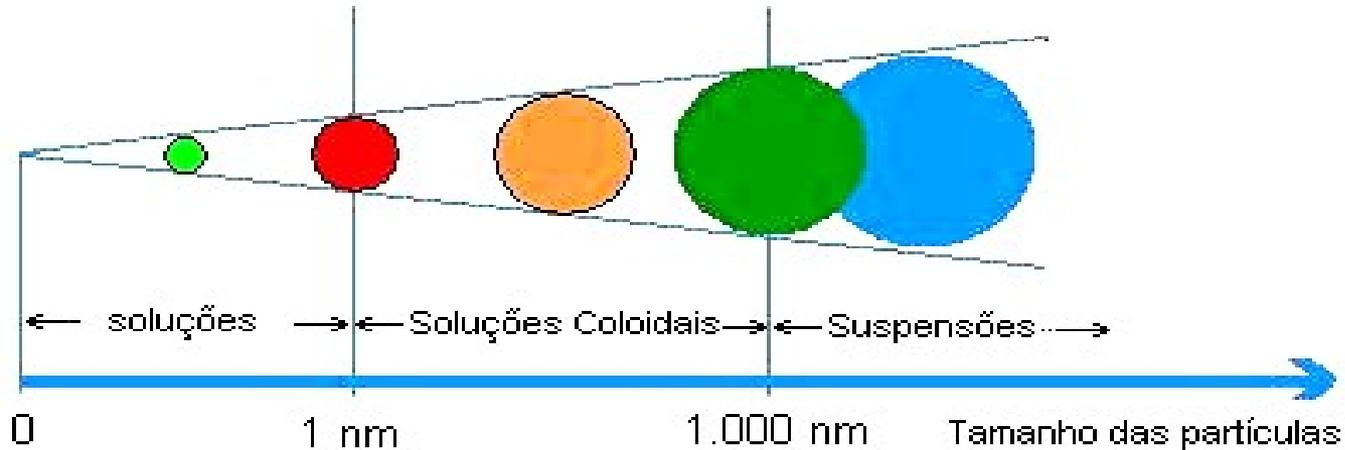
Química de Soluções

- ◆ *Solução*
- ◆ *Dispersão Coloidal*
- ◆ *Suspensão*
- ◆ *Importância das soluções*
- ◆ *Propriedades da água*



Preparo de soluções

“Solução é toda mistura homogênea de duas ou mais substâncias.”



1 nm (nanometro) = 10^{-9} m (metro)

Importância das soluções

Solução = **soluto** + **solvente**

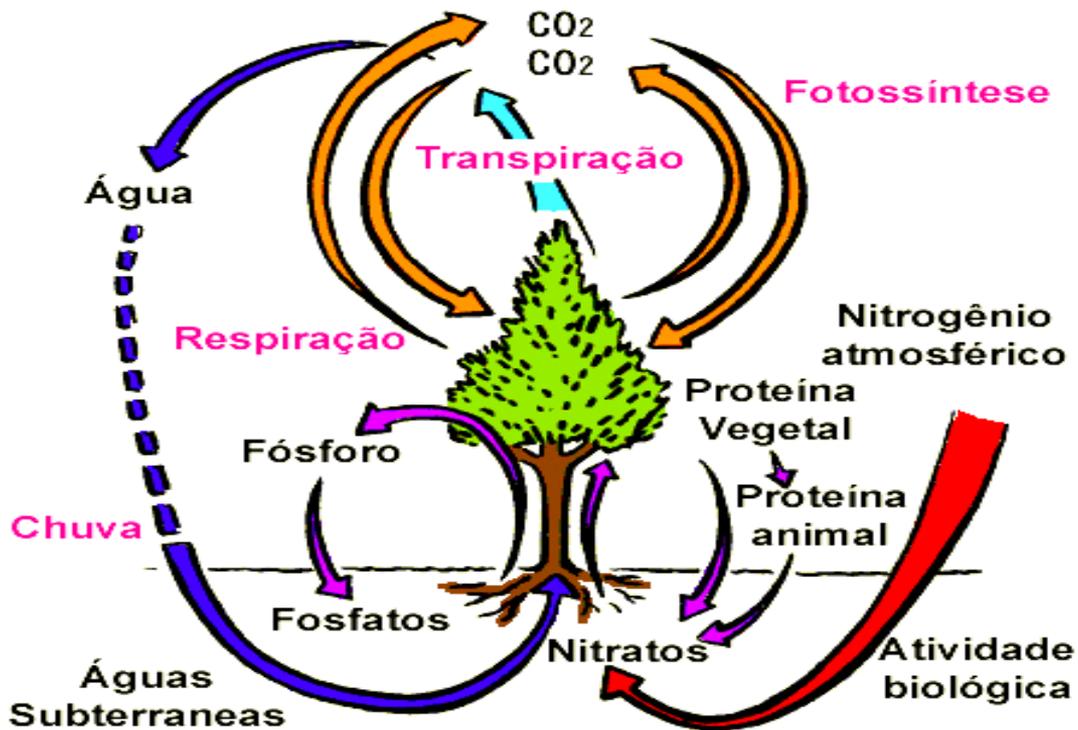
- **Soluto** : compostos moleculares e iônicos.
- **Solvente** : componente que ocorre em maior proporção no sistema

As reações químicas ocorrem predominantemente em soluções.

A grande maioria dos processos biológicos ocorrem em meio aquoso.

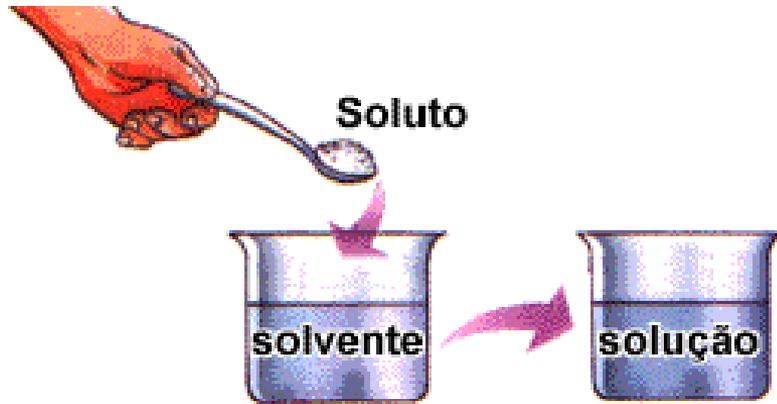
Importância das soluções

Soluções naturais: Ciclo de nutrientes



Importância das soluções

Soluções preparadas: Soluções de laboratório.
Soluções preparadas: Soluções de laboratório.



Classificação das soluções

- ◆ *Natureza do soluto*

moleculares , iônicos

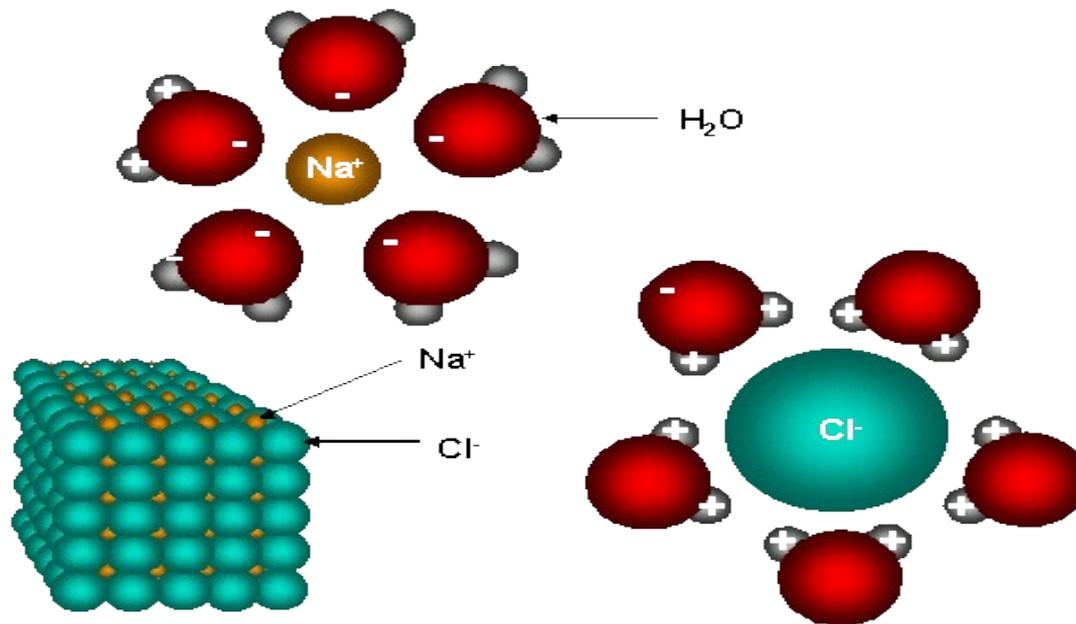
- ◆ *Natureza do estado físico*

sólido, líquido e gasoso

- ◆ *Proporção entre quantidade de soluto e solvente*

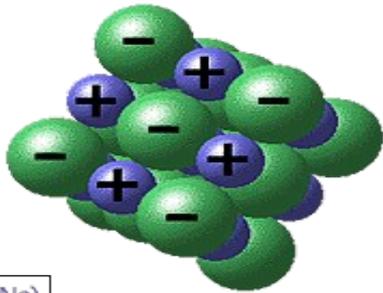
diluída, concentrada , insaturada, saturada e supersaturada

Dissociação de compostos iônicos



Dissociação de compostos iônicos

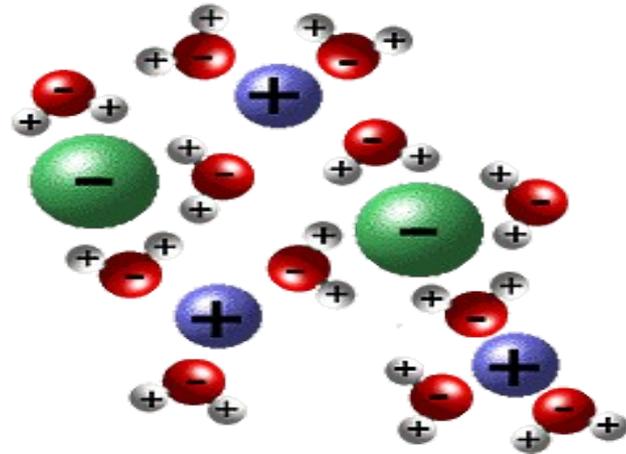
NaCl crystal structure



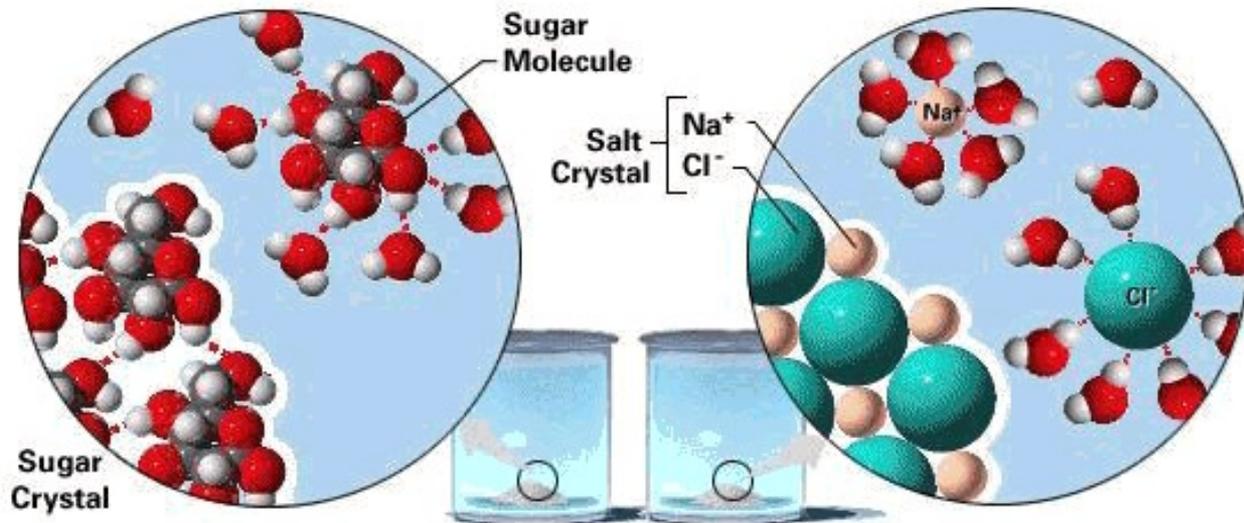
sodium (Na)
chlorine (Cl)



NaCl in water



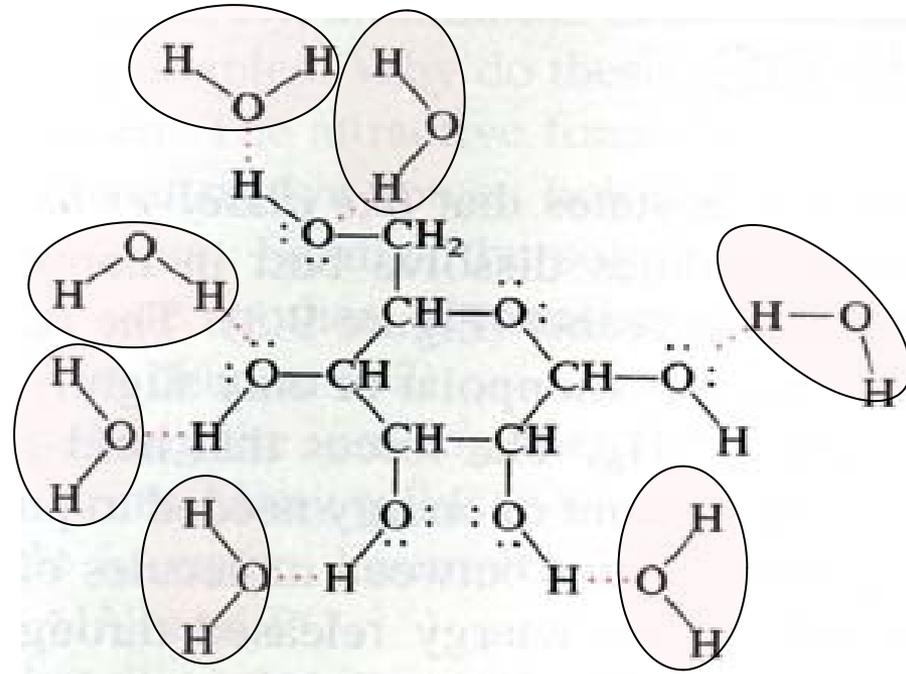
Dissociação x Dissolução



Dissolução de compostos moleculares

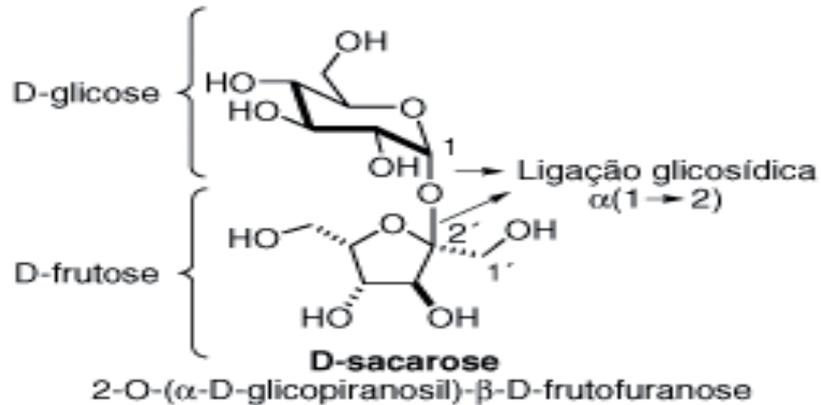
A dissolução requer energia para rompimento das pontes de hidrogênio entre moléculas de água e das forças de coesão entre as moléculas de glicose.

Essa energia é compensada pela energia liberada na formação de ligações entre moléculas de sacarose e água.

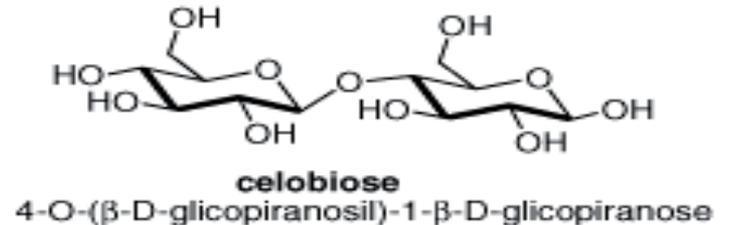


Glicose solúvel em água

Dissolução de compostos moleculares

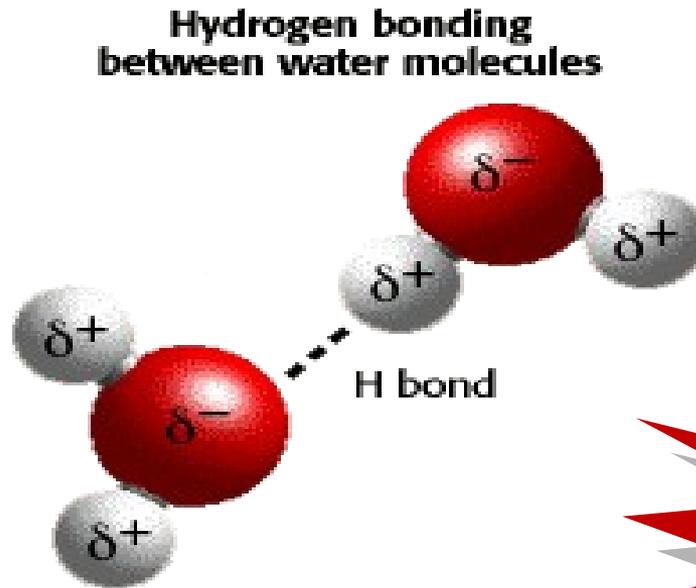


Solubilidade em água 20°C
1970 g L⁻¹



Solubilidade em água 20°C
111 g L⁻¹

Propriedades da água



Por que a água
é polar??

Ligações Químicas

- **1916** – *G.N. Lewis e W. Kössel* – Propuseram que as ligações químicas eram de dois tipos:
- **Ligação Iônica** – formada pela transferência de um ou mais elétrons de um átomo para outro para criar íons.
- **Ligação Covalente** – Uma ligação que resulta do compartilhamento dos elétrons.

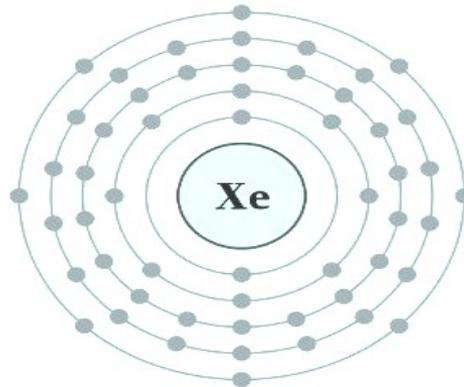


REGRA DO
OCTETO

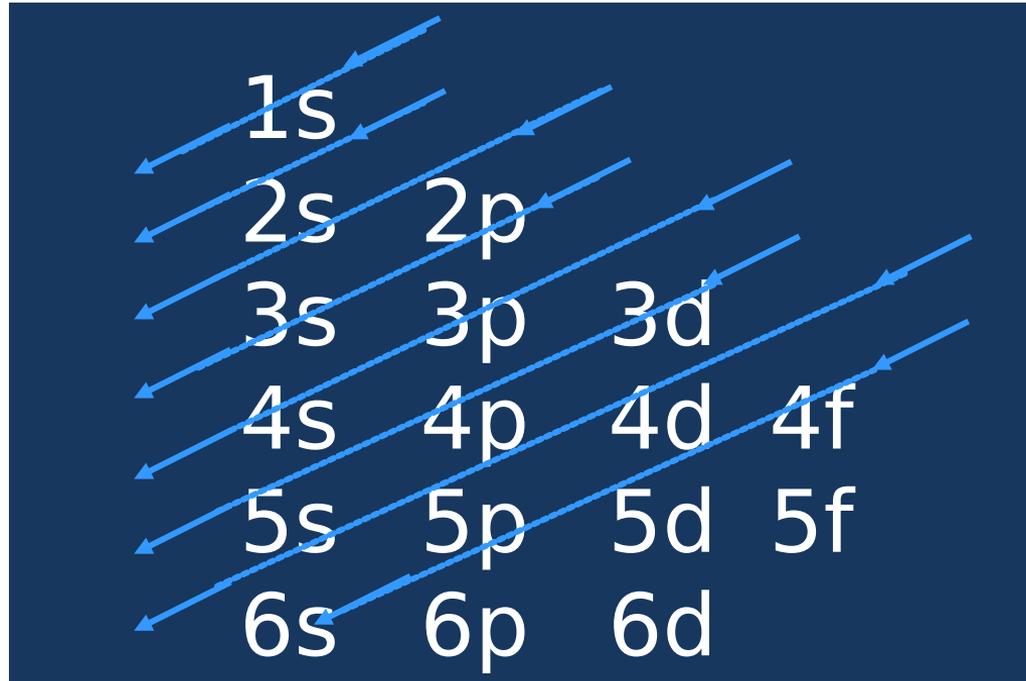
Nível	Camada	Nº máximo de elétrons	Subníveis conhecidos
1º	K	2	1s
2º	L	8	2s e 2p
3º	M	18	3s, 3p e 3d
4º	N	32	4s, 4p, 4d e 4f
5º	O	32	5s, 5p, 5d e 5f
6º	P	18	6s, 6p e 6d
7º	Q	2 (alguns autores admitem até 8)	7s 7p

54: Xenônio

2,8,18,18,8



Distribuição dos elétrons



s 2e⁻

p 6e⁻

d 10e⁻

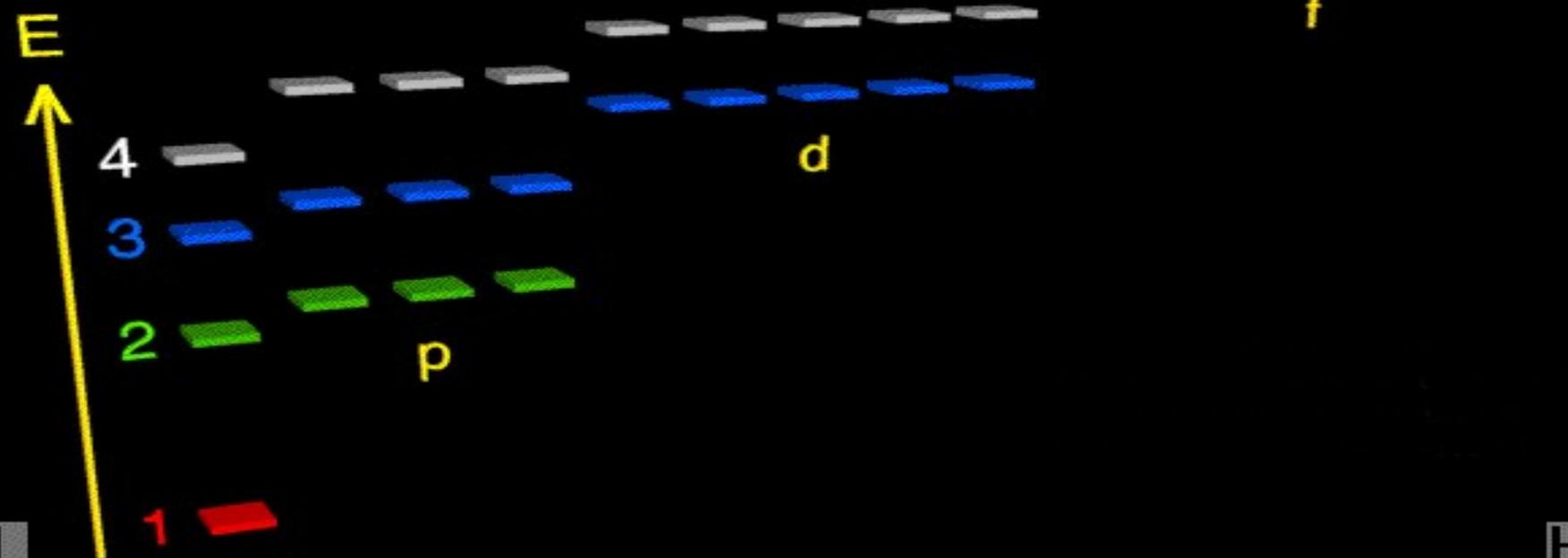
f 14e⁻

Distribuição dos elétrons

Aufbau – Pauli – Hund

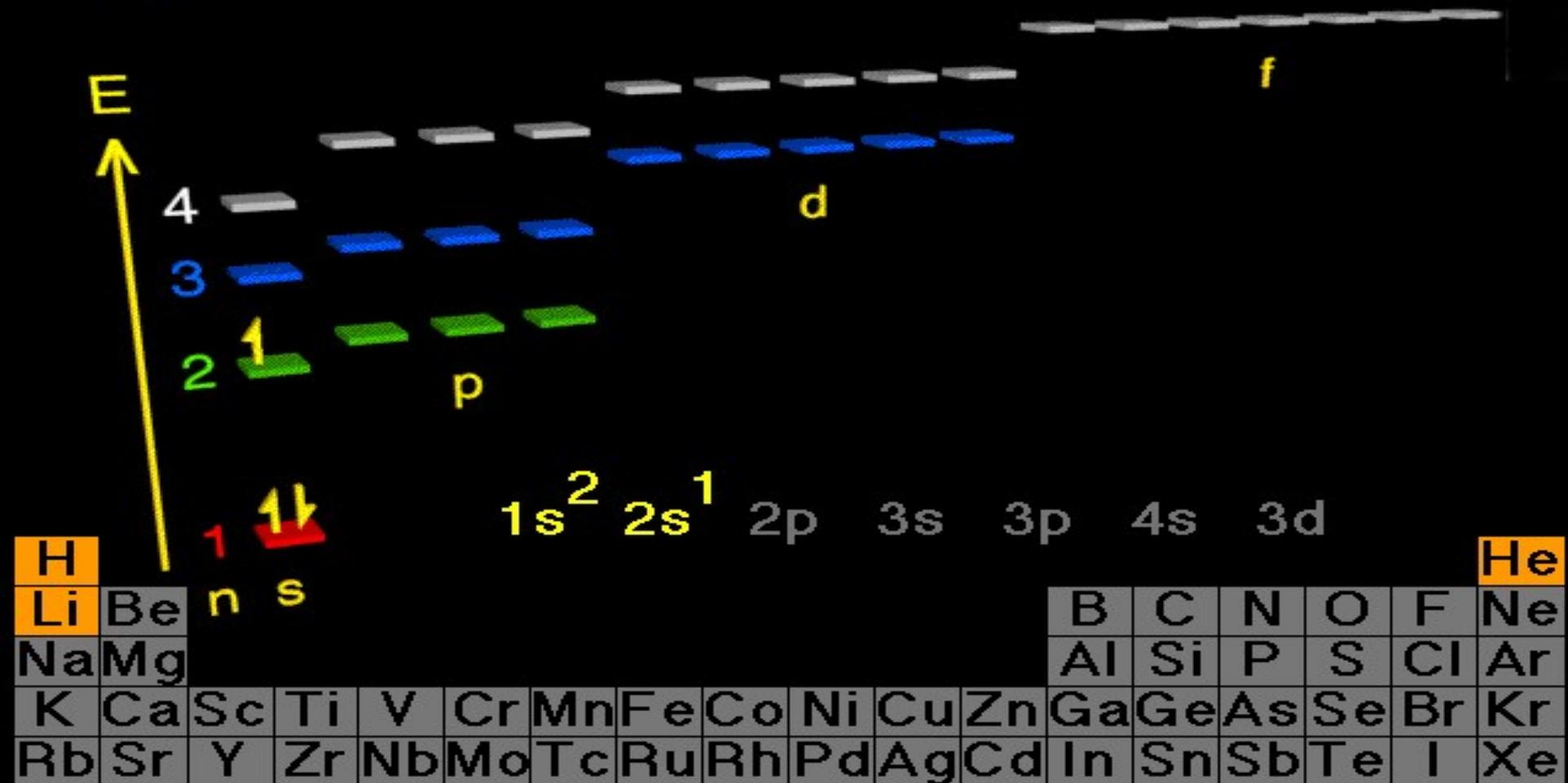
- 1) **Princípio da construção:** os e^- devem ocupar os orbitais de menor energia
- 2) **Princípio de exclusão de Pauli:** No máximo 2 e^- por orbital, com spins emparelhados
- 3) **Regra de Hund:** Em orbitais de mesma energia (p, d e f). Adicionamos um e^- a cada orbital até que cada um seja completado.

Aufbau

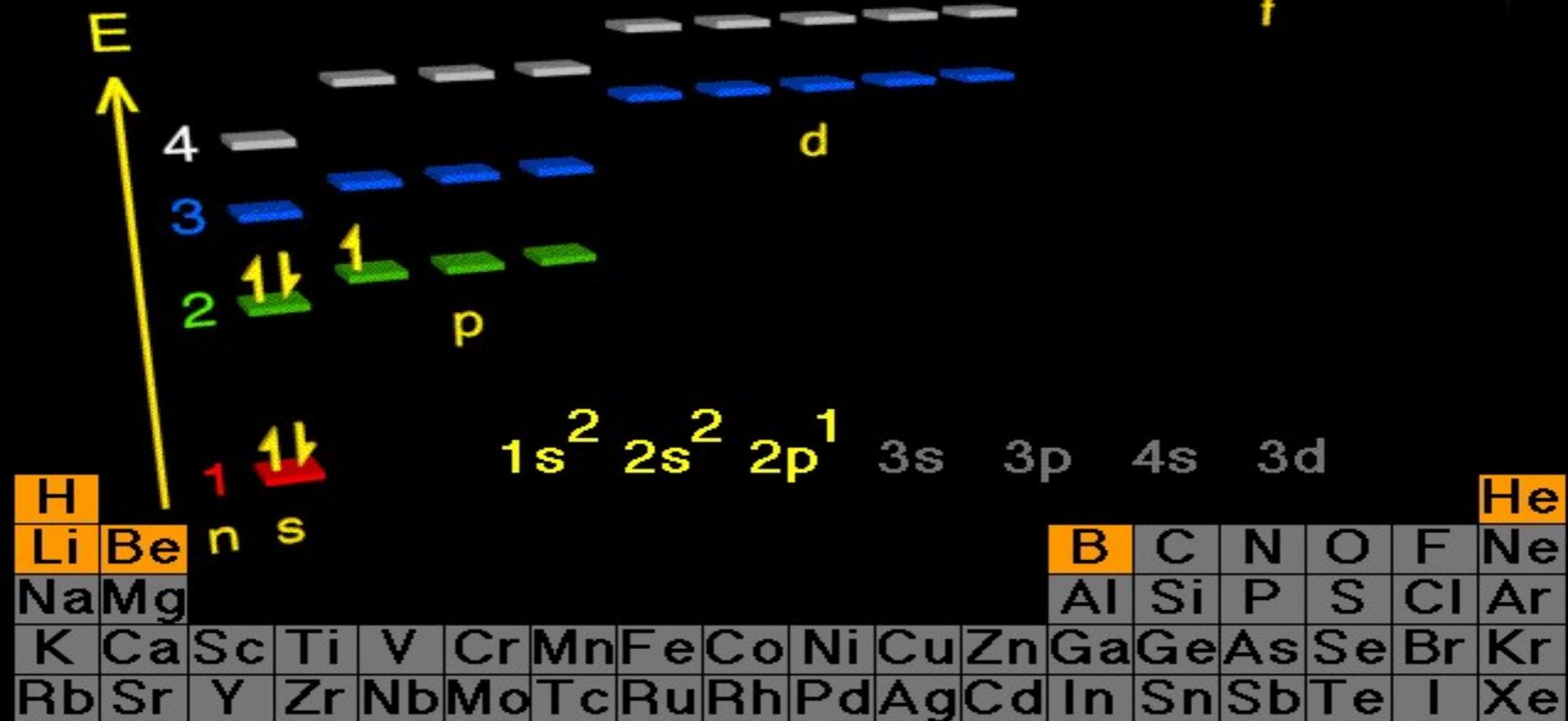


H																				He
Li	Be												B	C	N	O	F			Ne
Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl			Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe

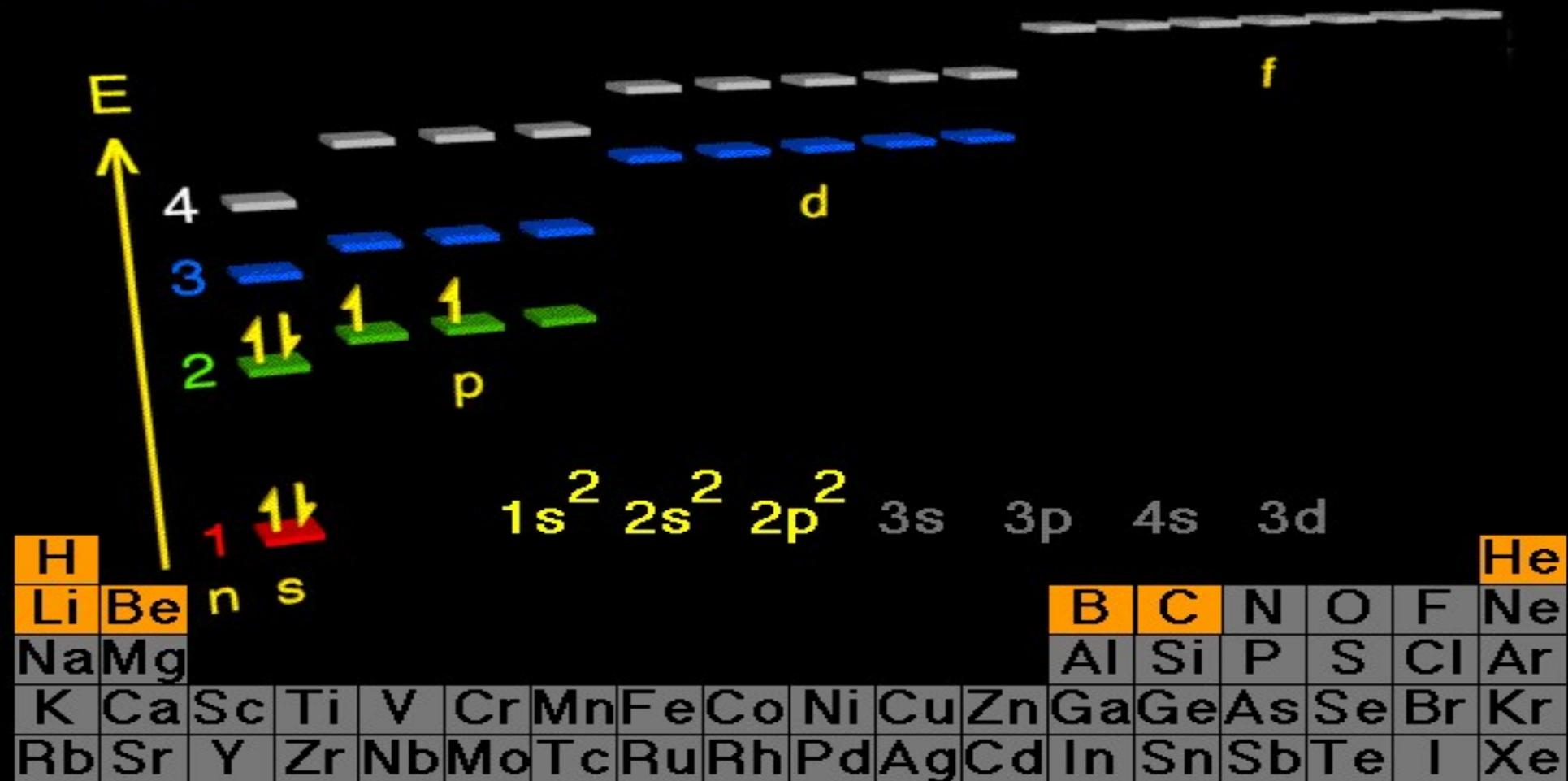
Aufbau



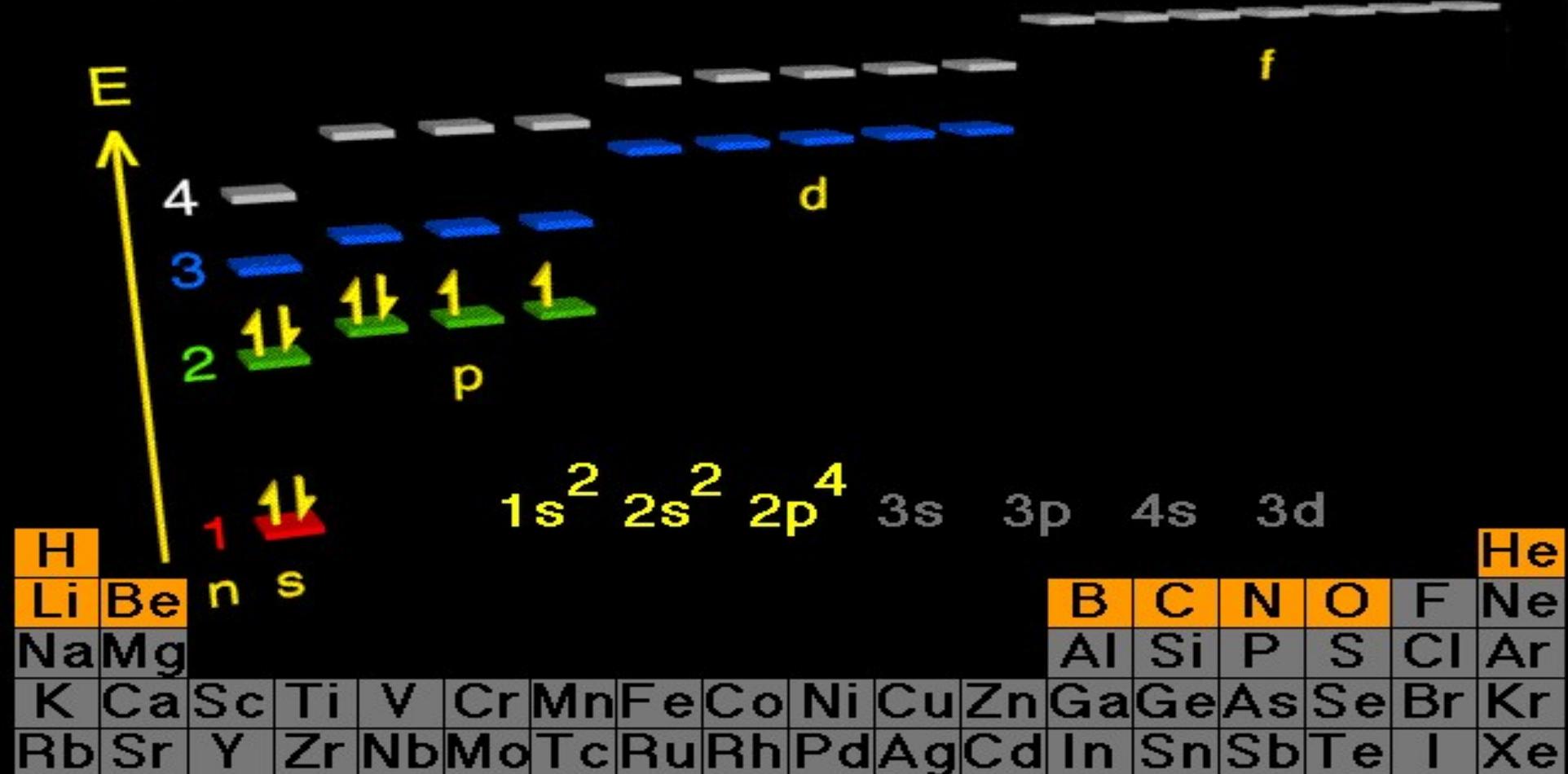
Aufbau



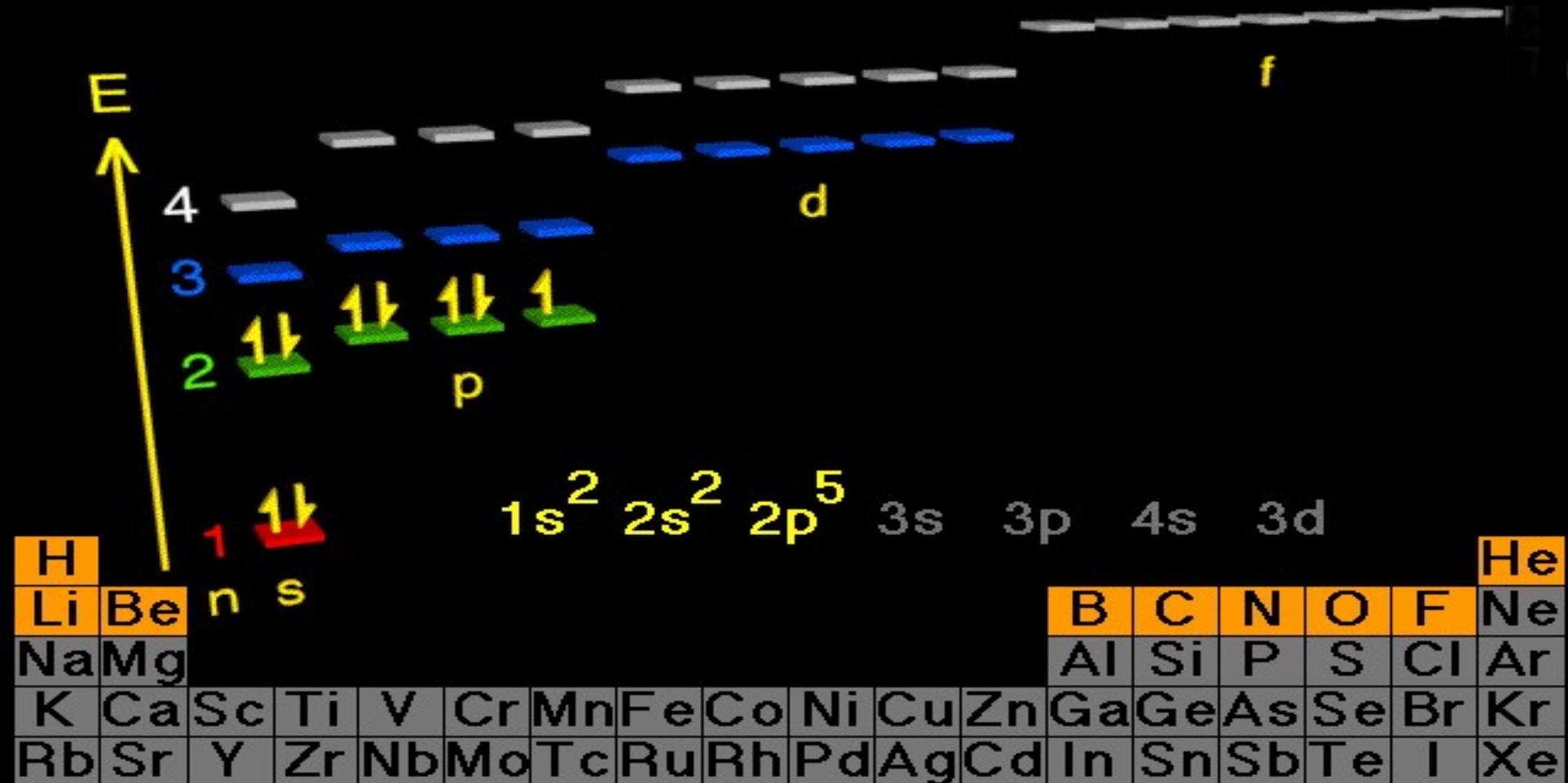
Aufbau



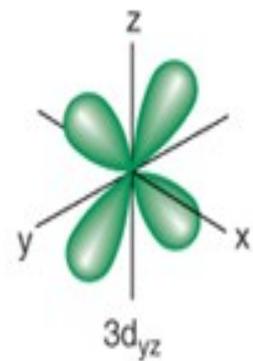
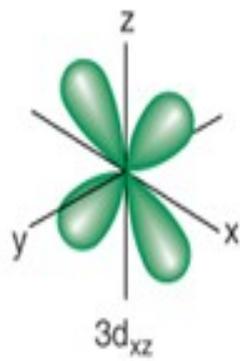
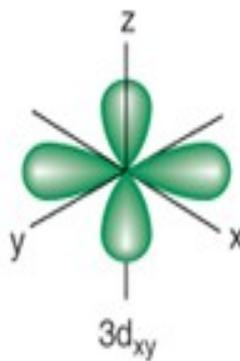
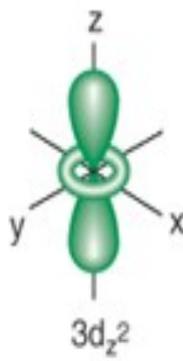
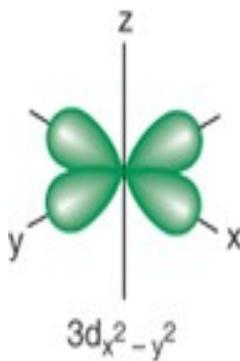
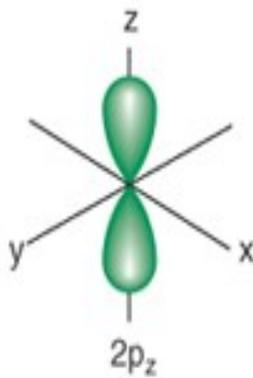
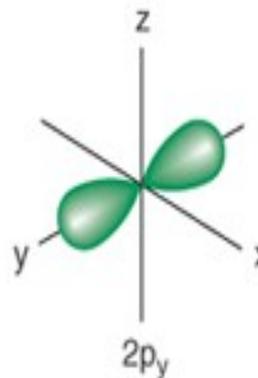
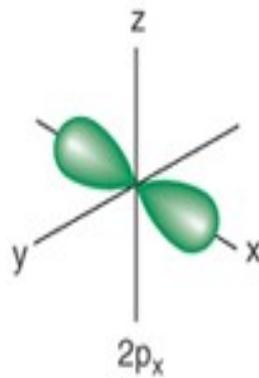
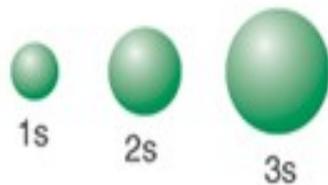
Aufbau



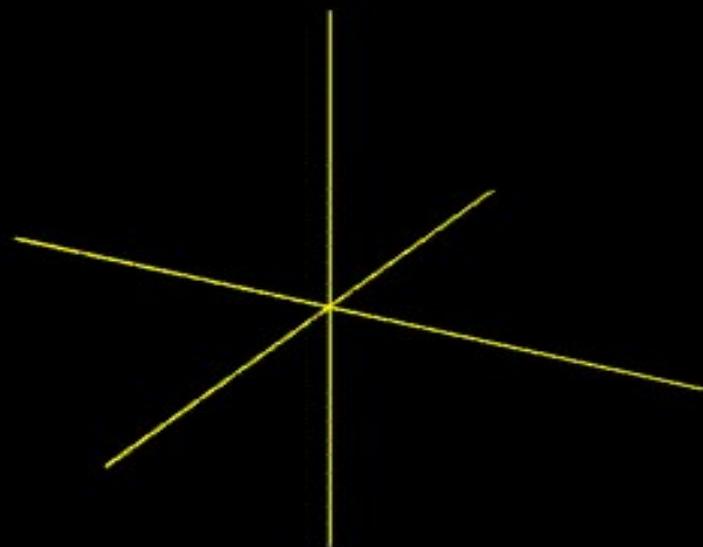
Aufbau



Teoria do Orbital Atômico



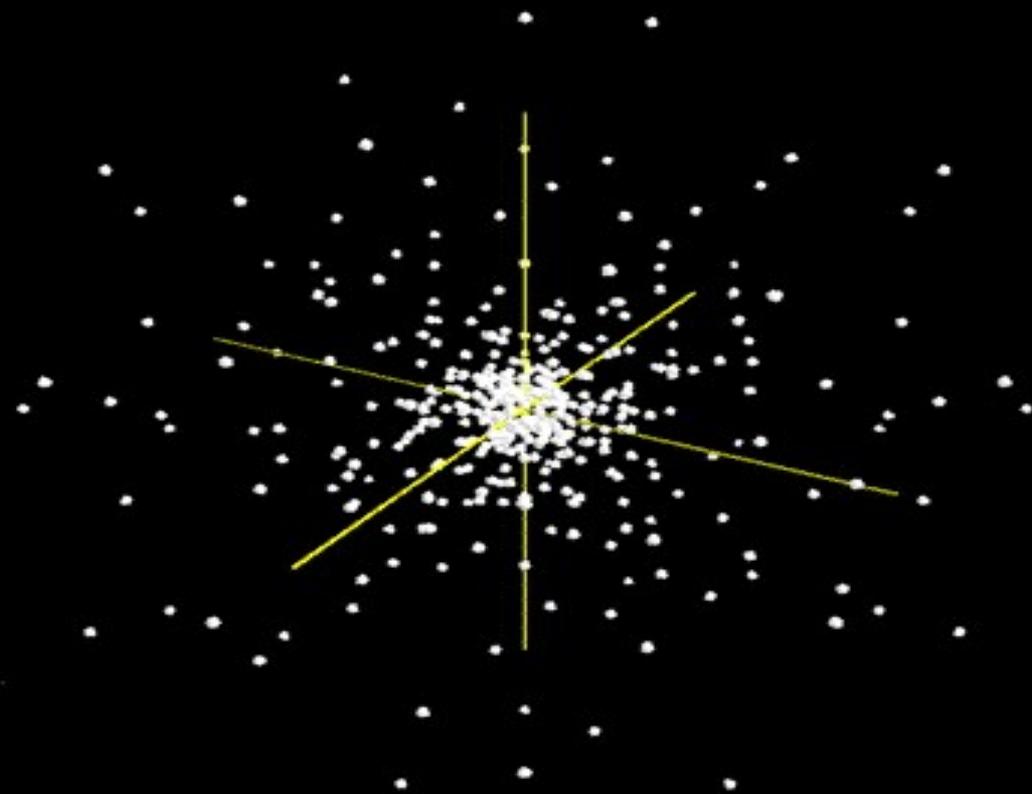
Probability Distribution 1s electron



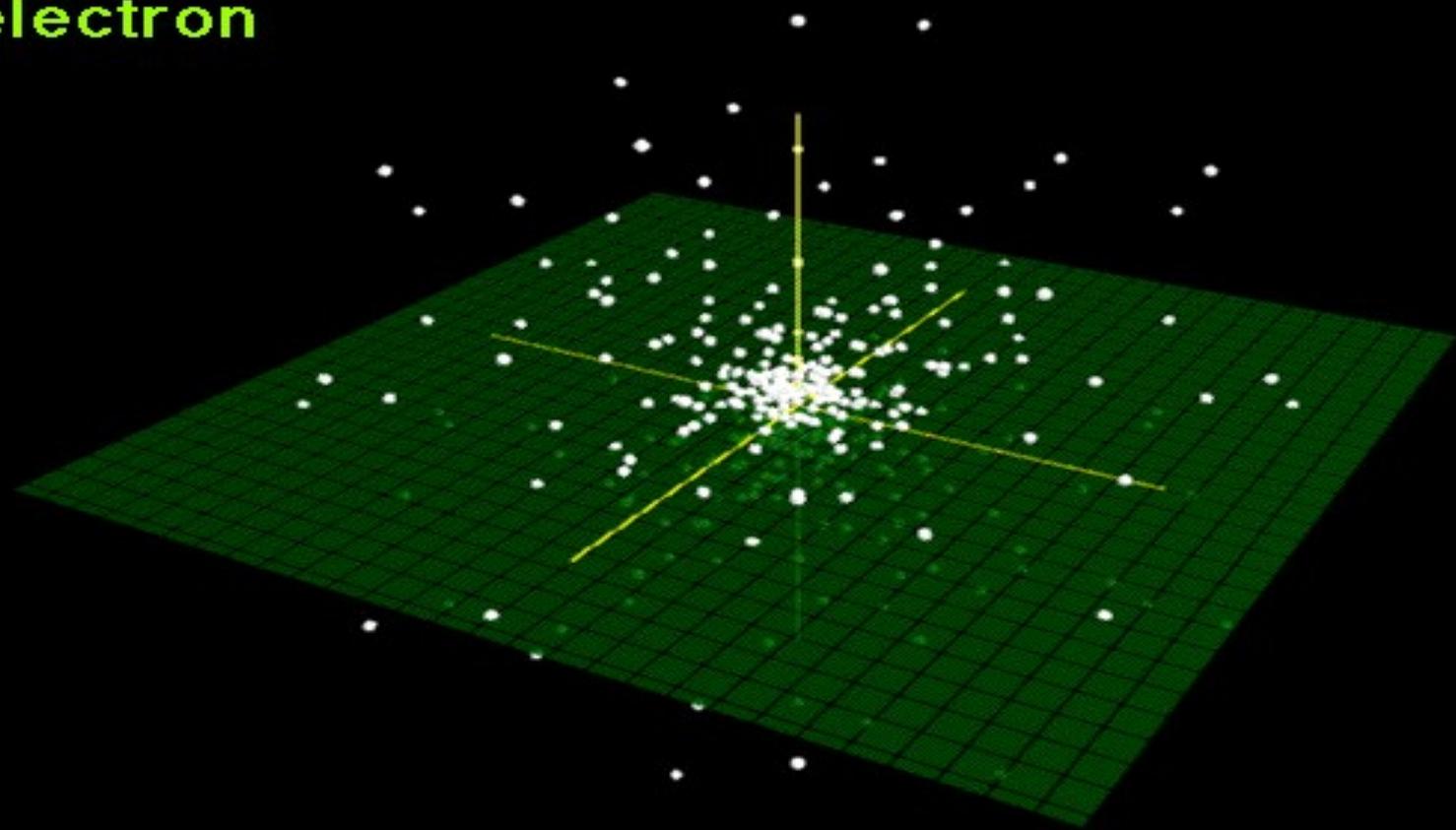
r

θ

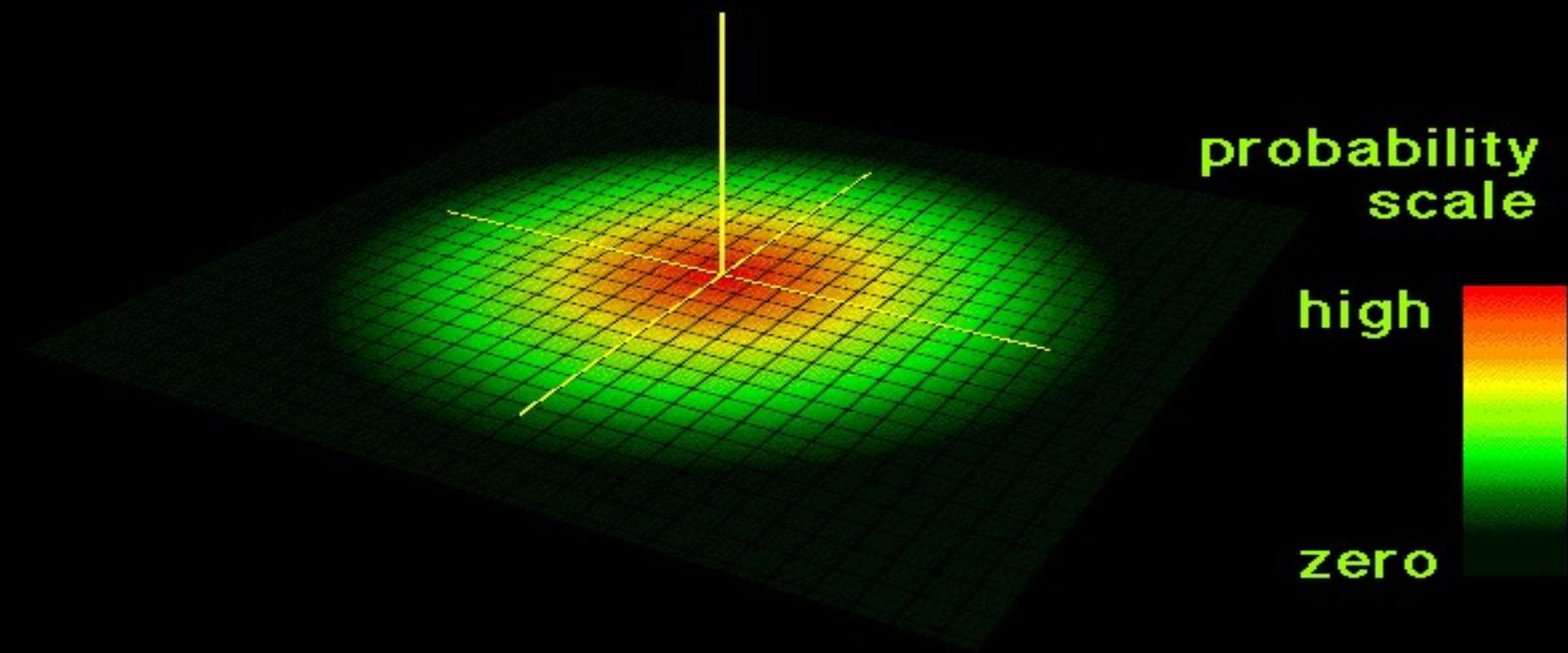
Probability Distribution 1s electron



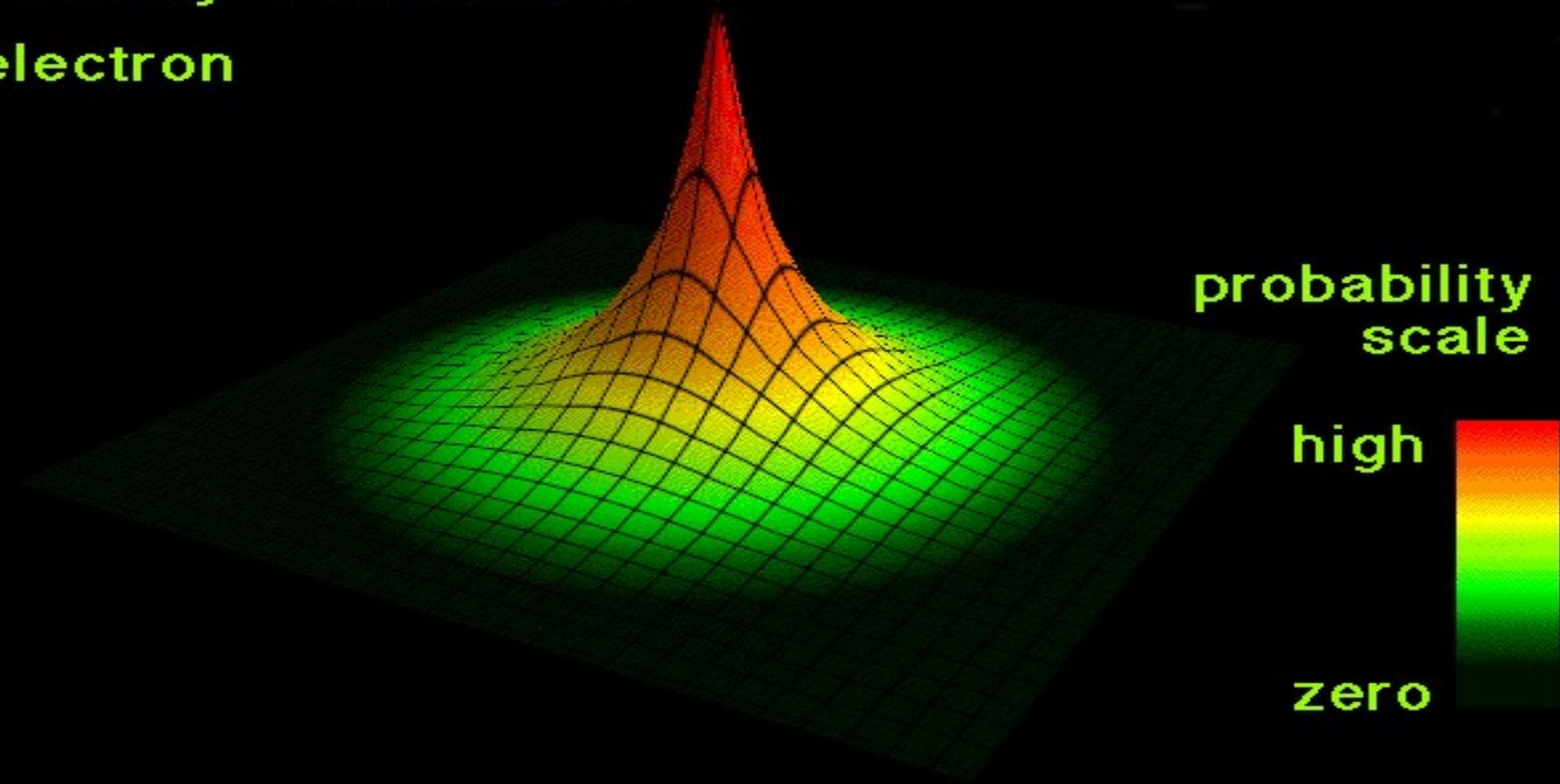
Probability Distribution 1s electron



Probability Distribution 1s electron



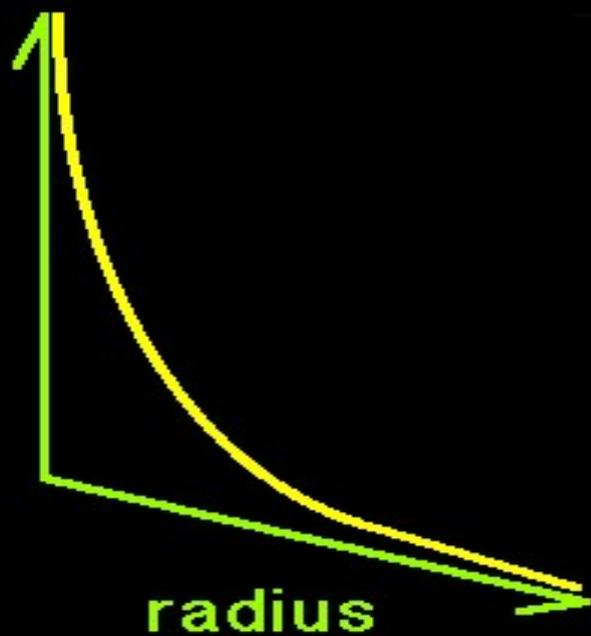
Probability Distribution 1s electron



Probability Distribution

1s electron

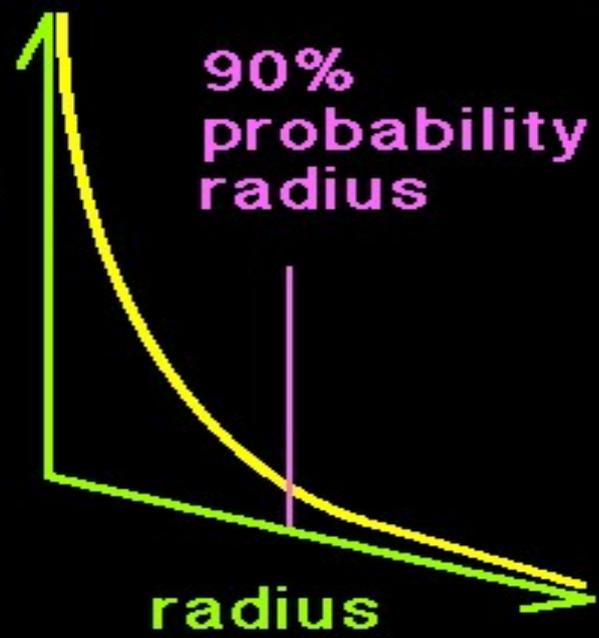
probability



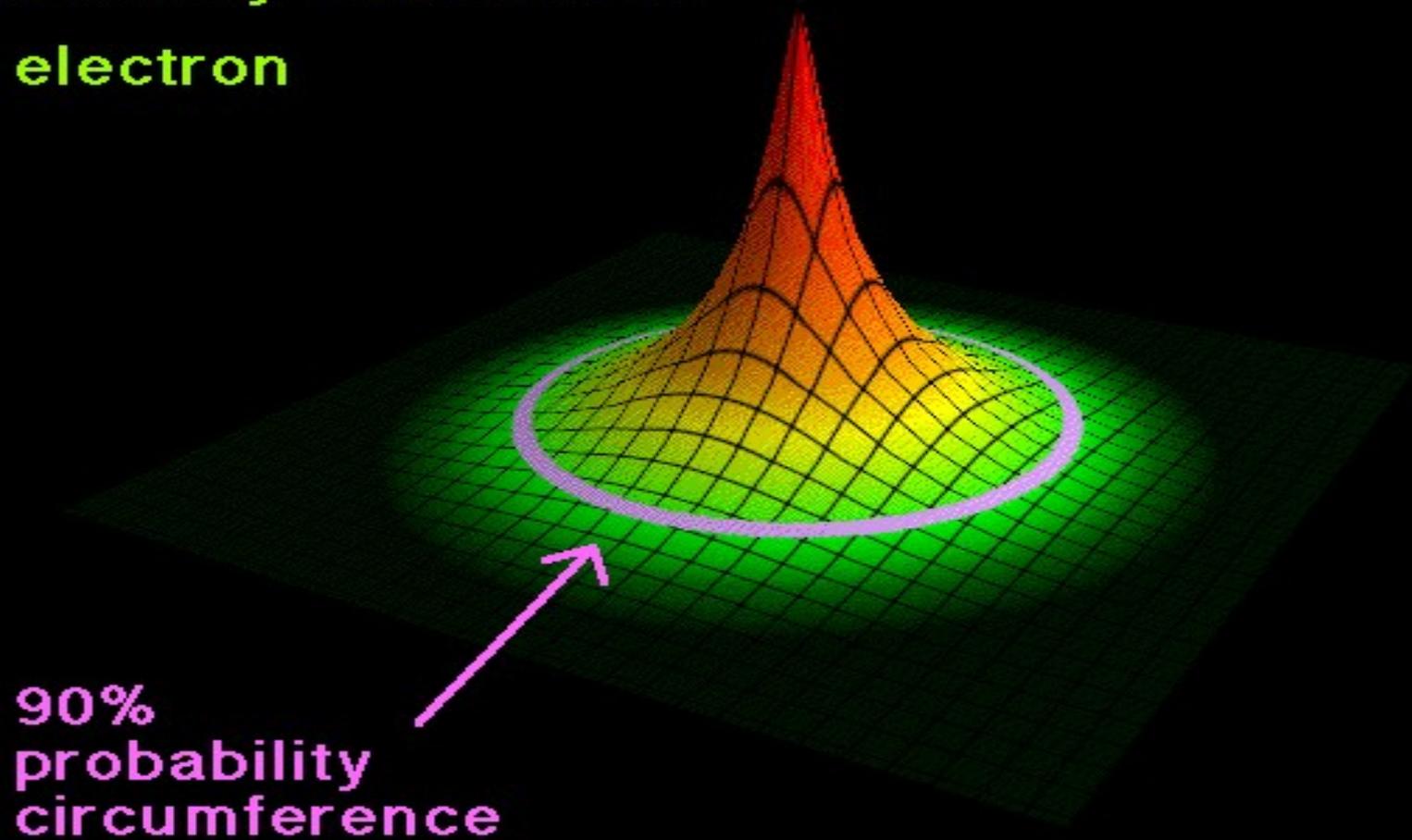
Probability Distribution

1s electron

probability

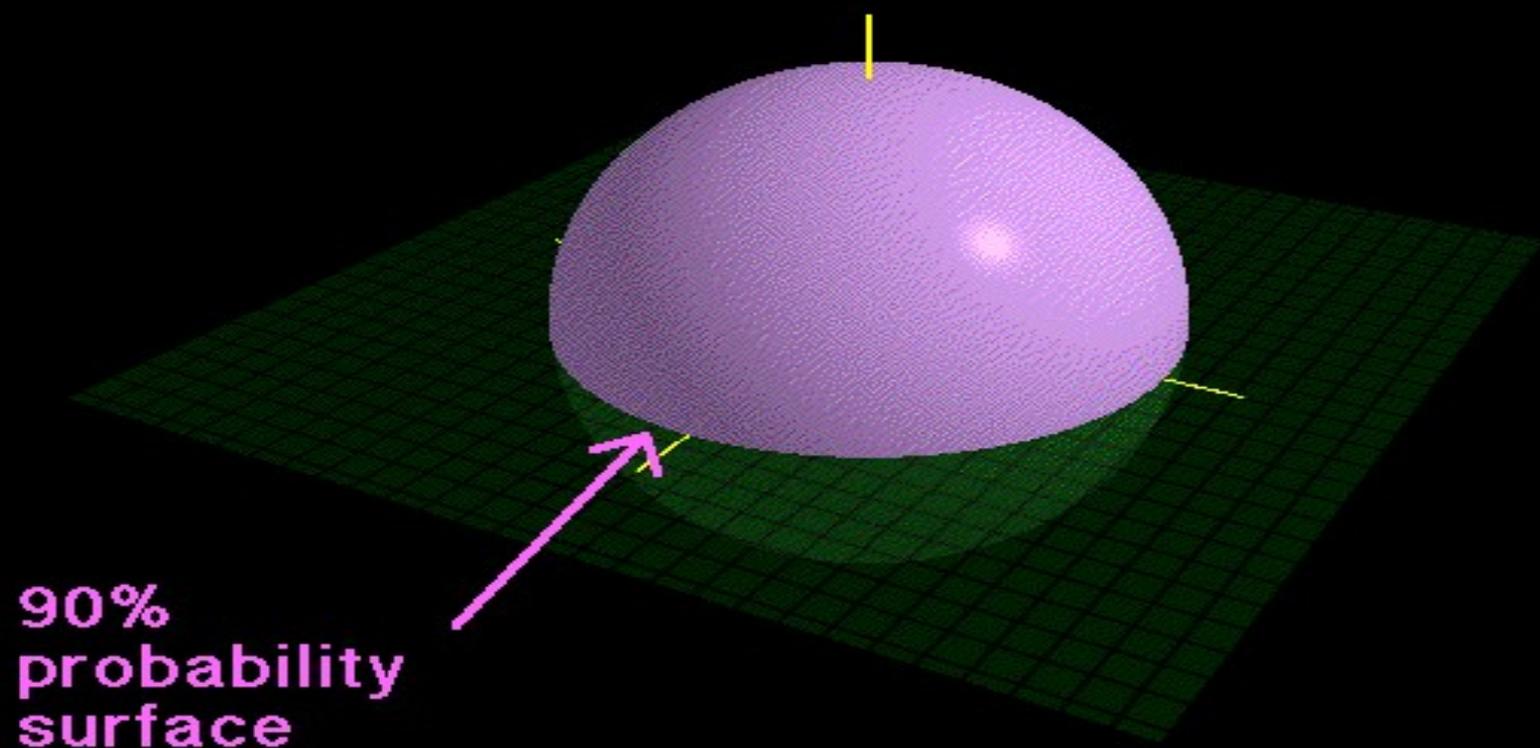


Probability Distribution 1s electron



Probability Distribution

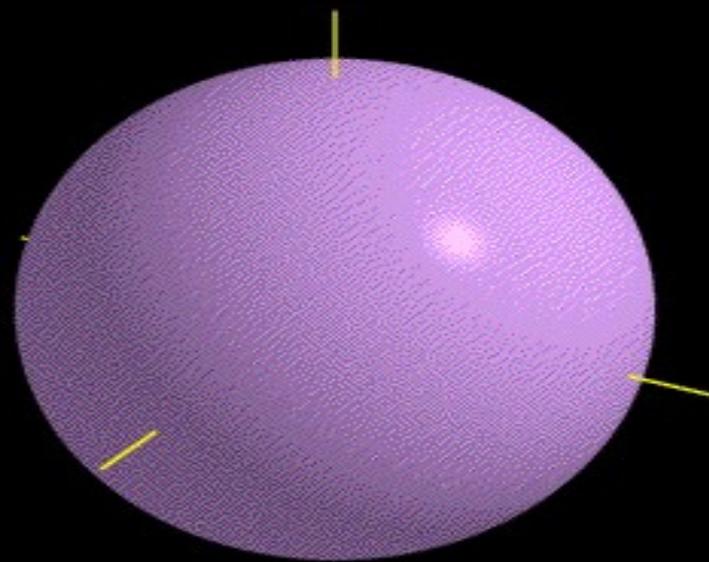
1s electron



90%
probability
surface

Probability Distribution

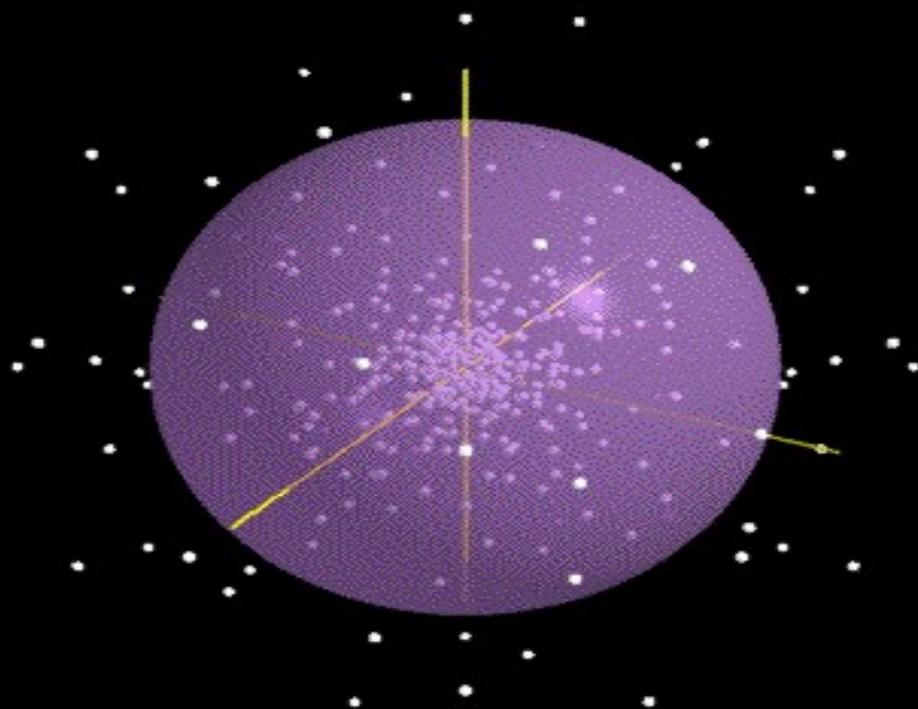
1s electron

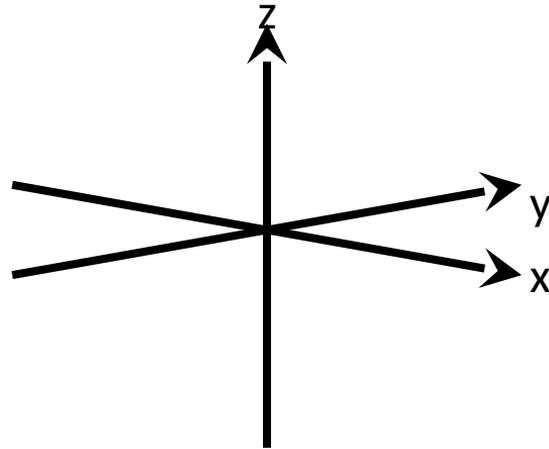


orbital

Probability Distribution

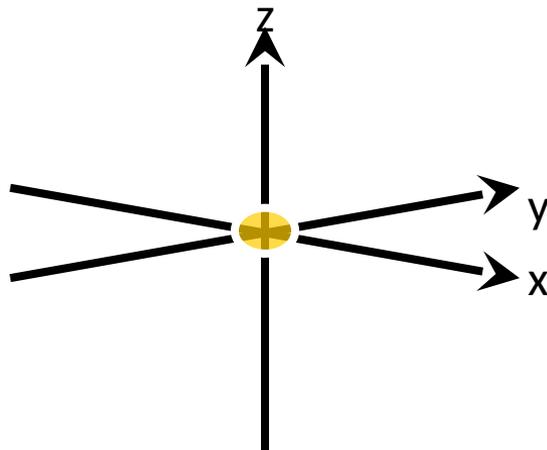
1s electron





Representação do Núcleo do elemento

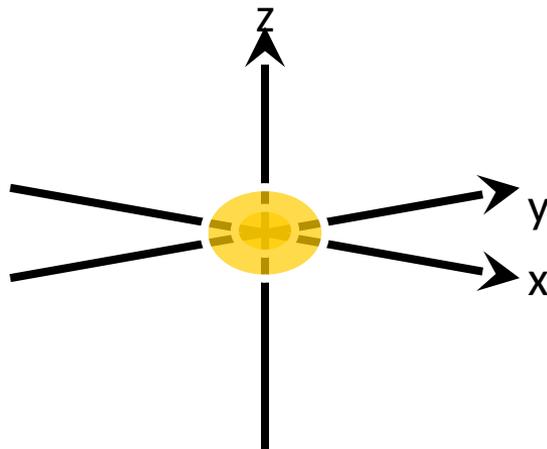
Orbital 1S



H: $1s^1$

He: $1s^2$

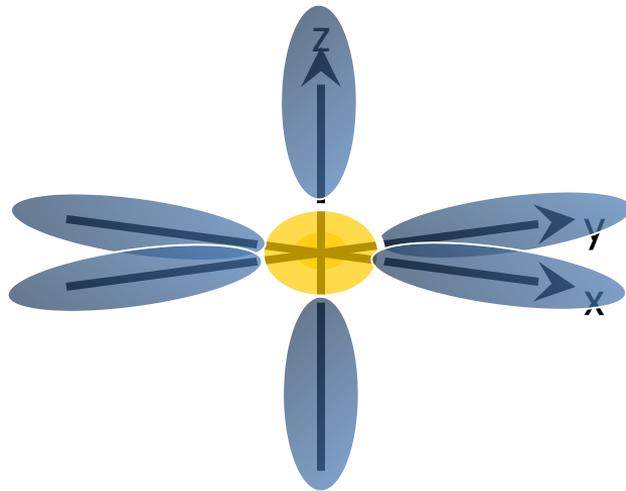
Orbital 2S



Li: $1s^2 2s^1$

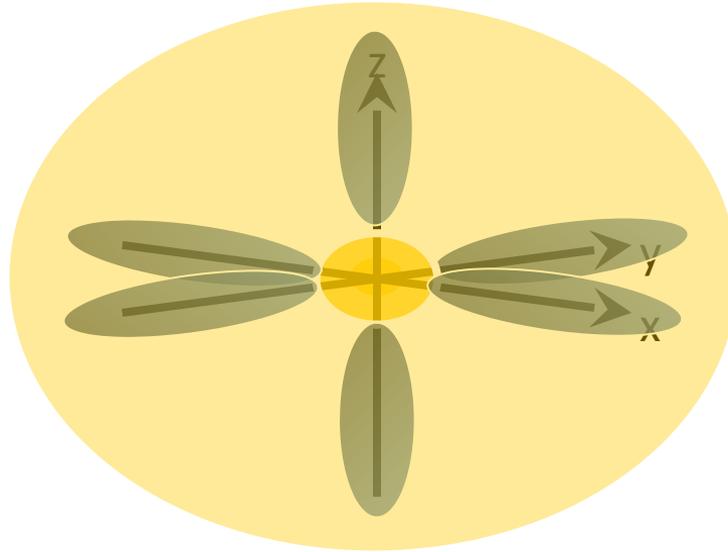
Be: $1s^2 2s^2$

Orbital 2P



B: $1s^2 2s^2 2p^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^2$ N: $1s^2 2s^2 2p^3$
O: $1s^2 2s^2 2p^4$ F: $1s^2 2s^2 2p^5$ Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

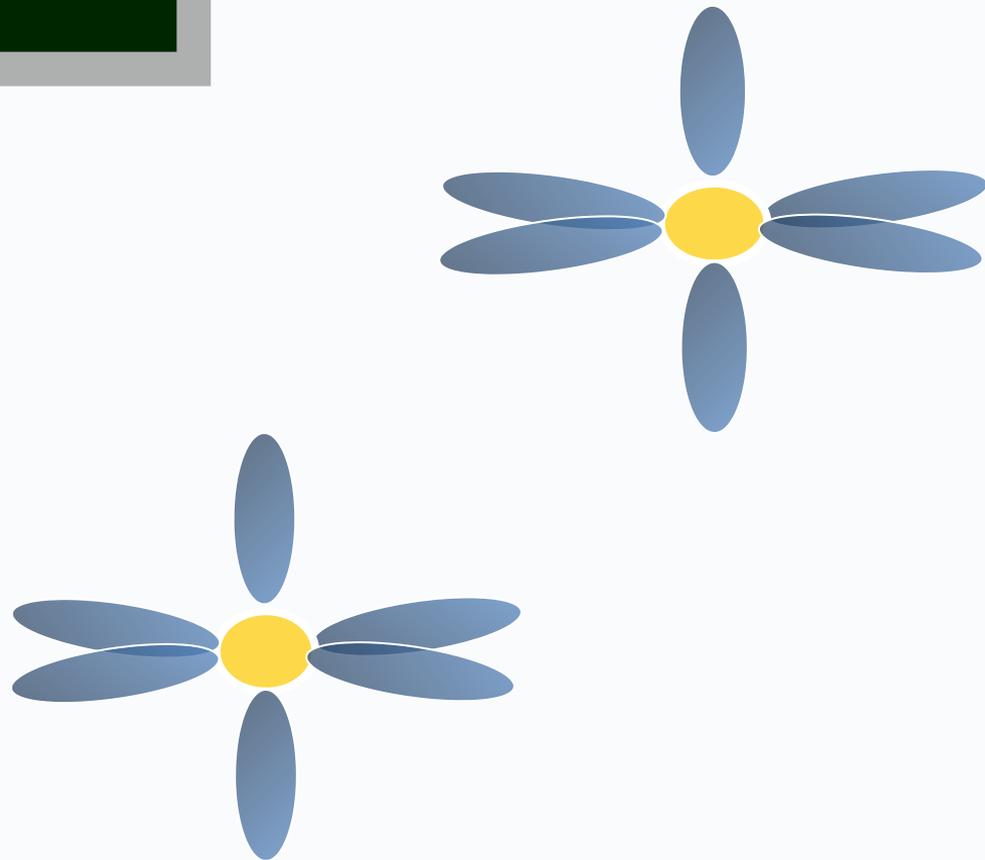
Orbital 3s

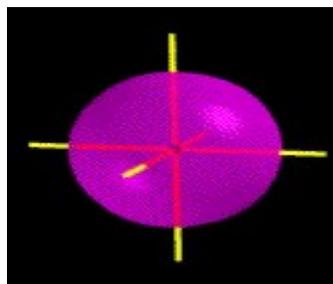


Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

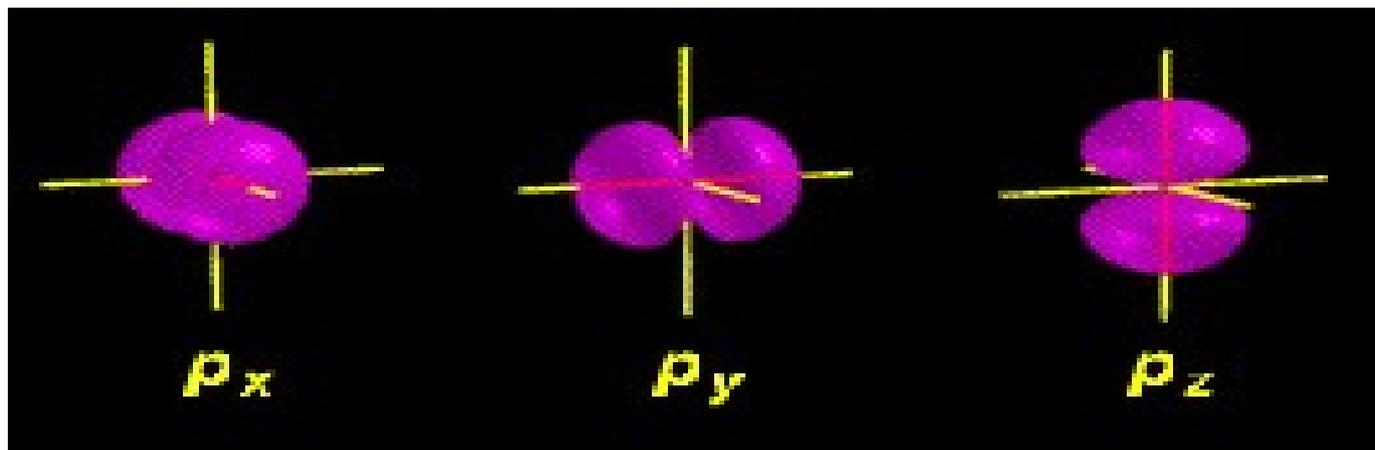
Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Teoria do Orbital Molecular





S

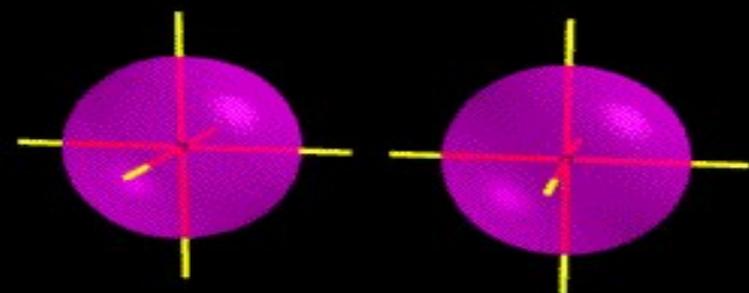


p_x

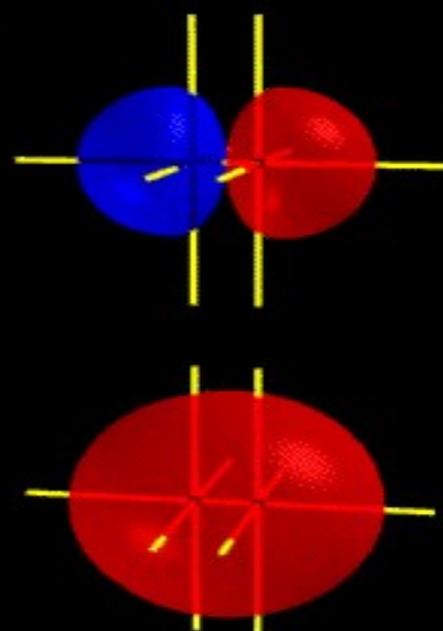
p_y

p_z

Molecular Orbitals s, s sigma orbitals



E
↑

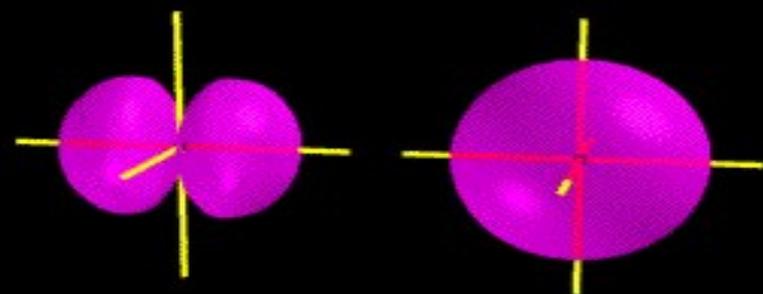


electrons
 σ^*
antibonding
 $\uparrow\downarrow$
 σ
bonding

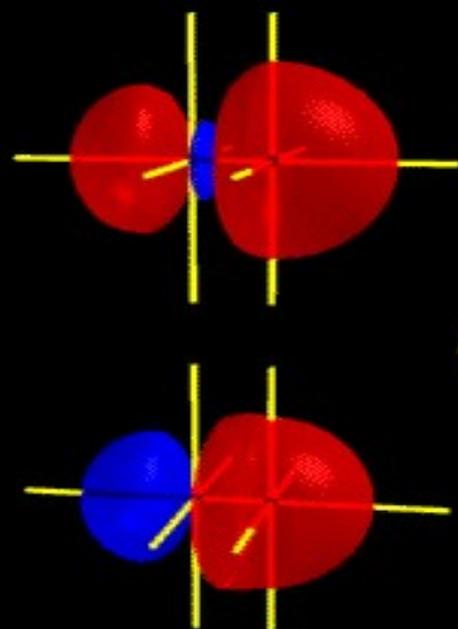
two atomic s orbitals \Rightarrow two molecular sigma (σ) orbitals

Molecular Orbitals

p, s sigma orbitals



E
↑



electrons

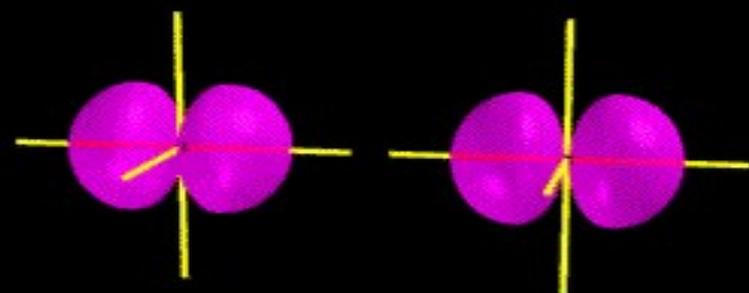
σ^*
antibonding

$\uparrow\downarrow$
 σ
bonding

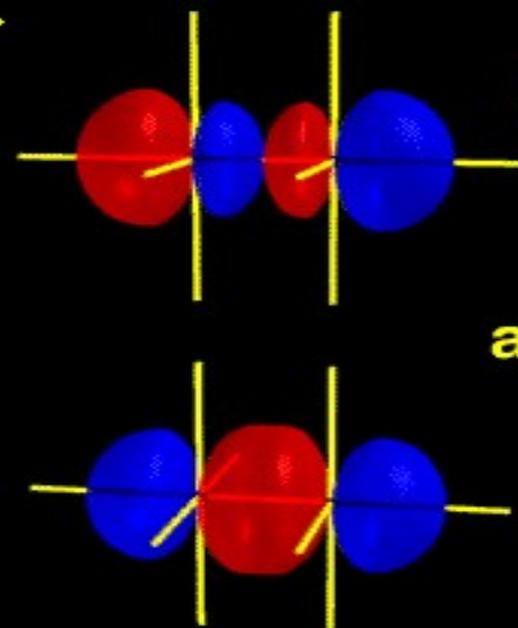
atomic p & s orbitals \Rightarrow

two molecular
sigma (σ) orbitals

Molecular Orbitals
p, p sigma orbitals



E
↑



electrons

—
 σ^*
antibonding

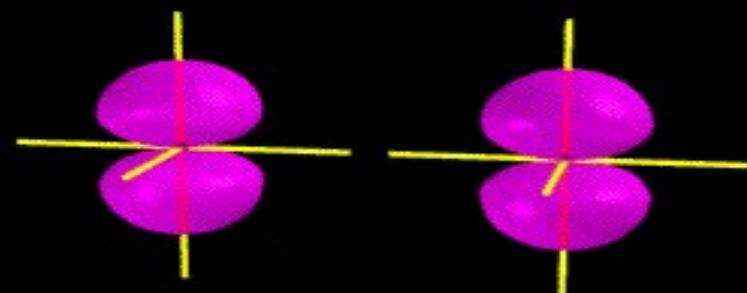
$\uparrow\downarrow$
 σ
bonding

two atomic *p* orbitals \Rightarrow

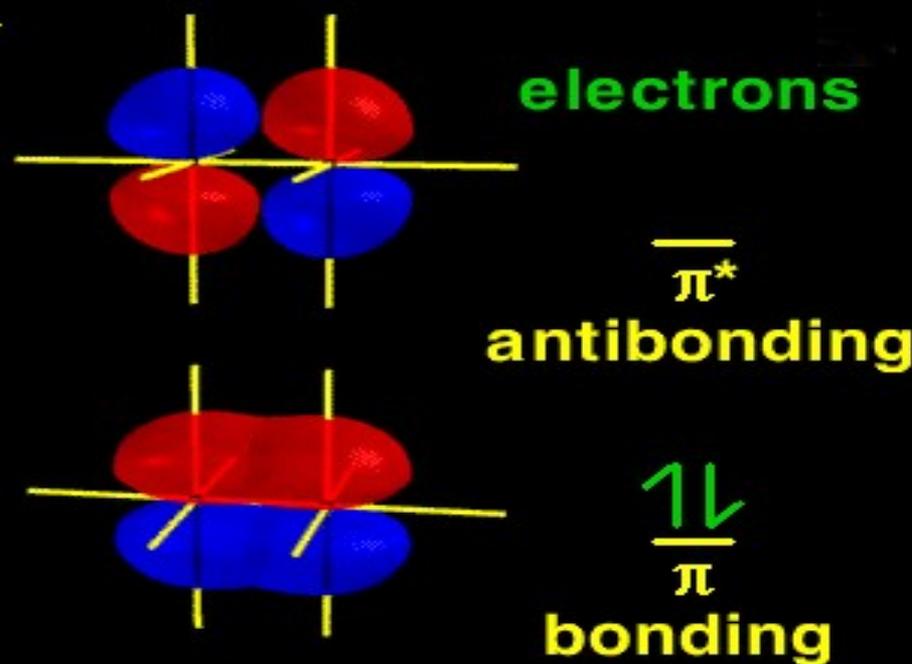
two molecular
sigma (σ) orbitals

Molecular Orbitals

p, p pi orbitals



E
↑



two atomic p orbitals \Rightarrow

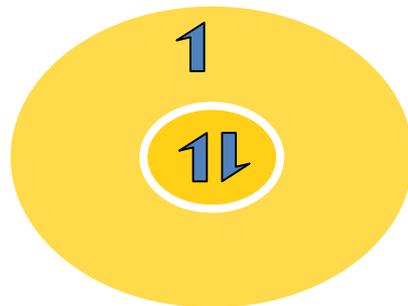
two molecular
pi (π) orbitals



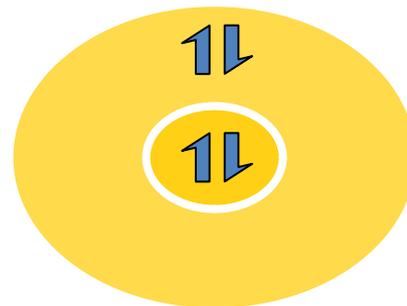
H
 $1s^1$



He
 $1s^2$



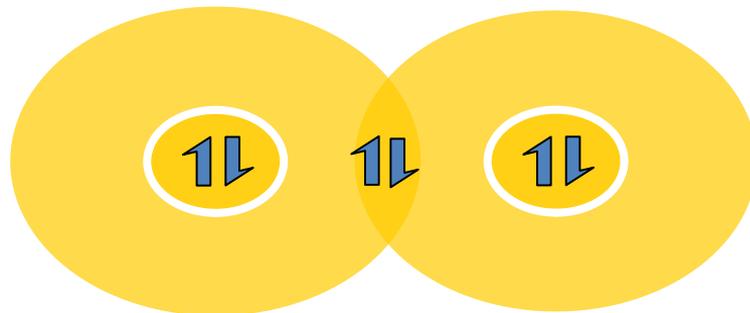
Li
 $1s^2 2s^1$



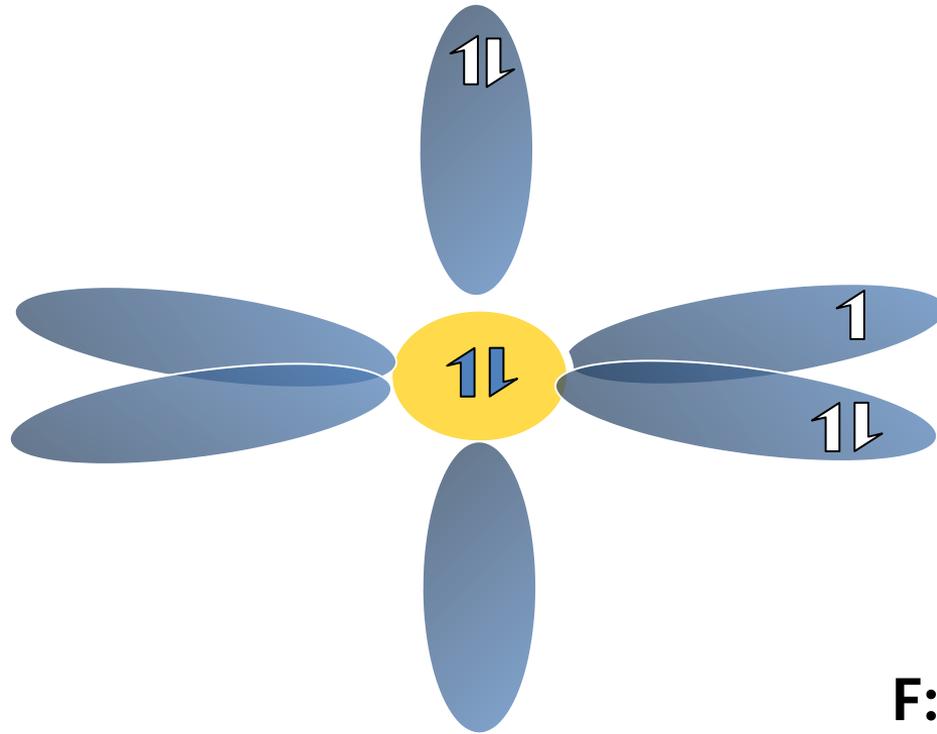
Be
 $1s^2 2s^2$



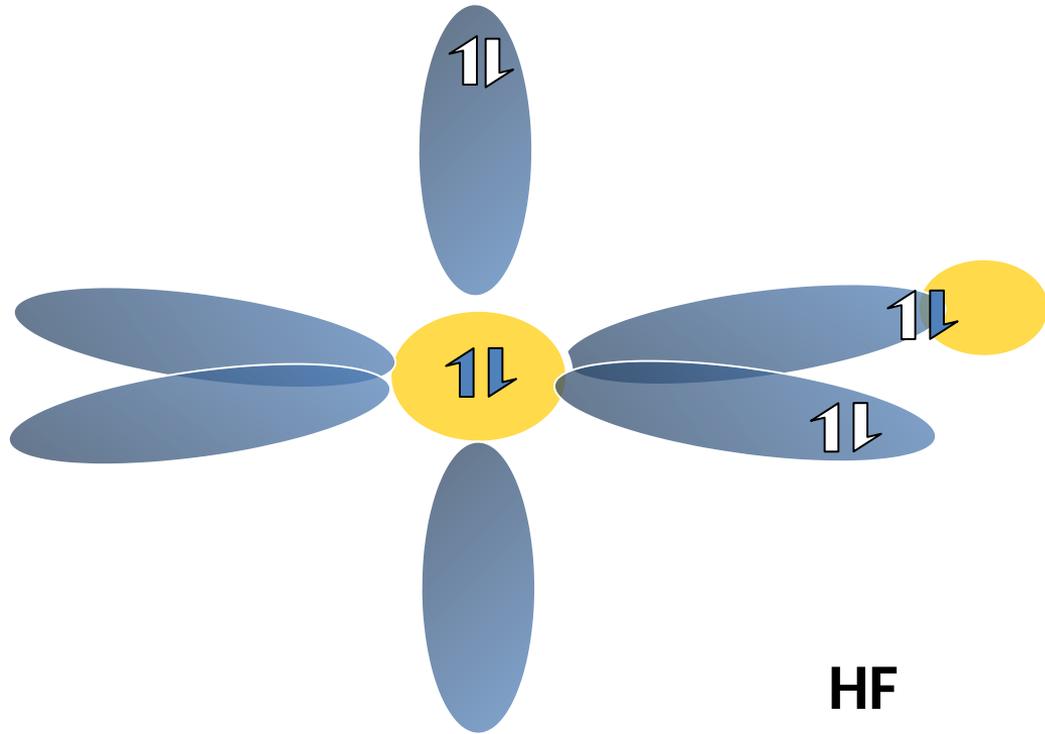
H₂

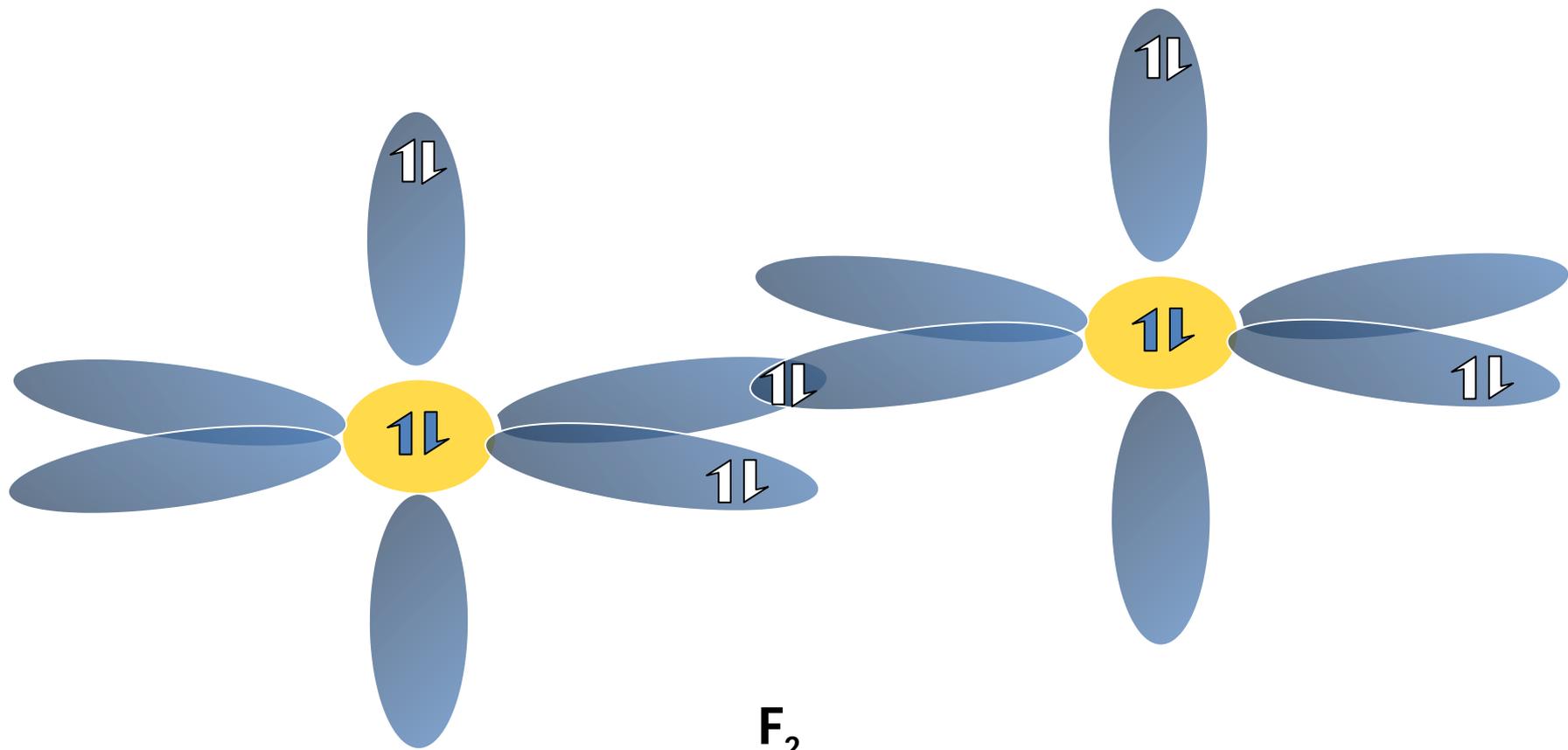


Li₂

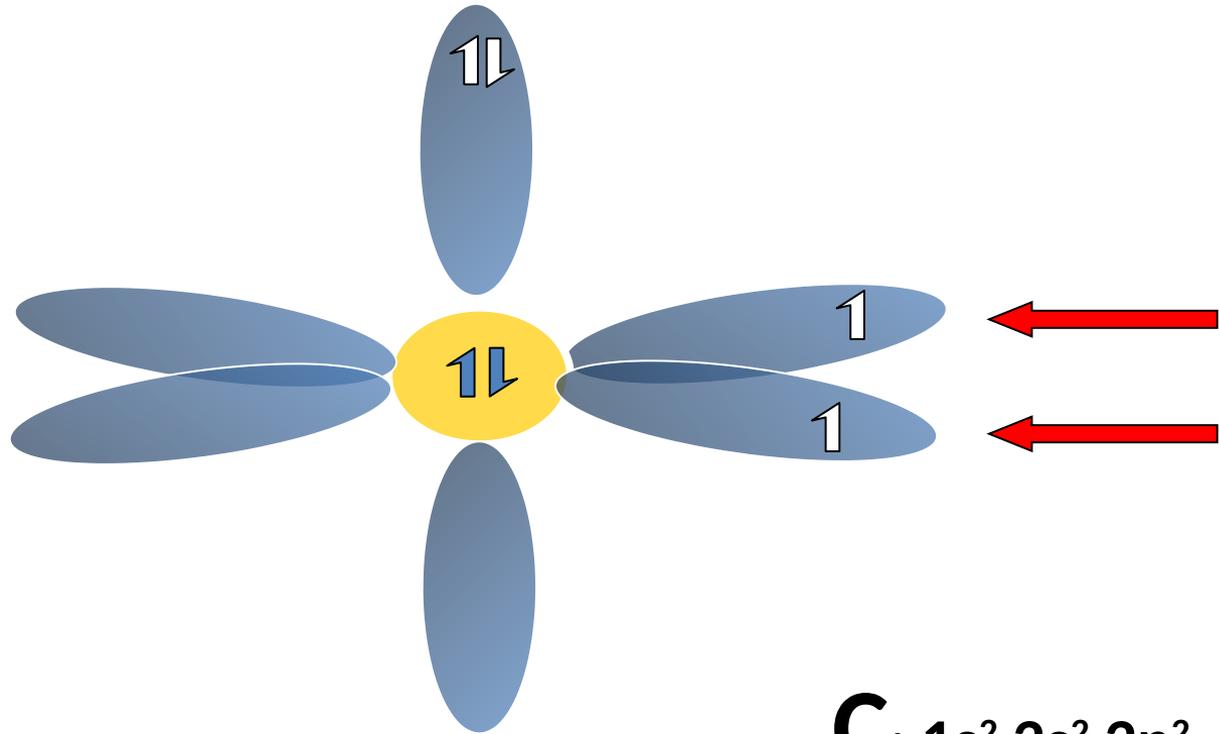


F: $1s^2 2s^2 2p^5$

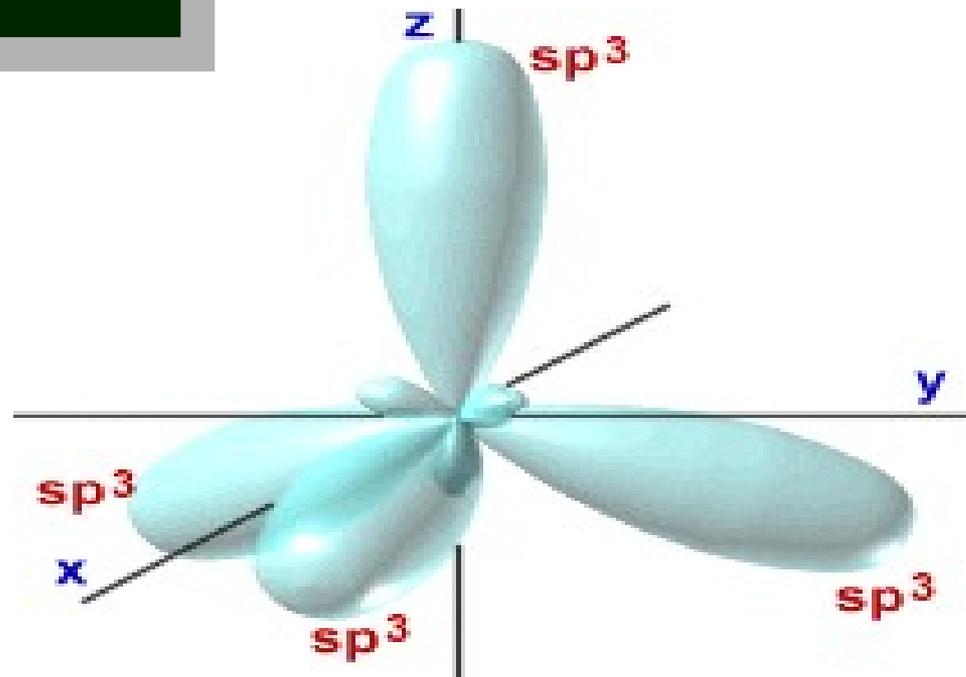




Carbono - 4 ligações???

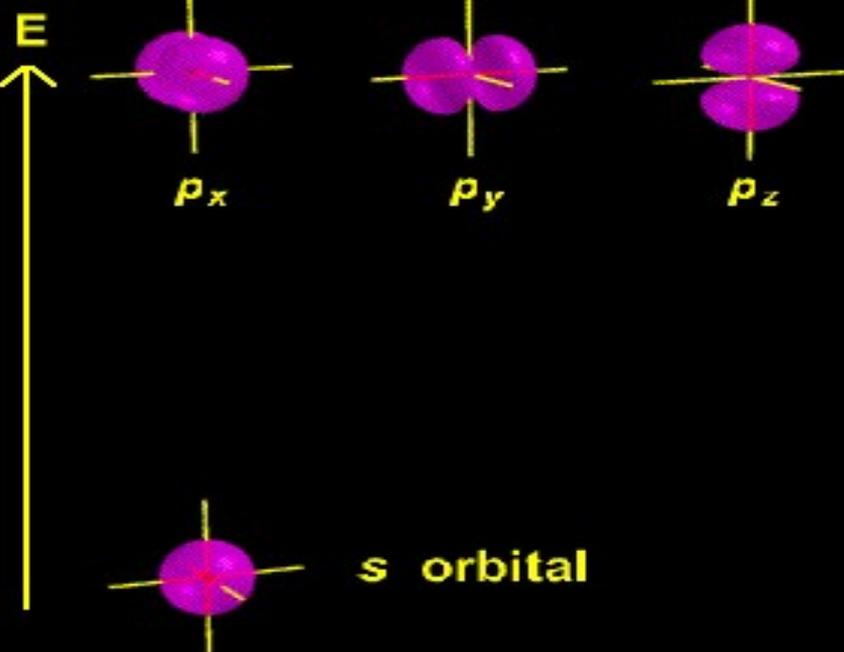


Hibridização sp^3



sp^3 Hybridization

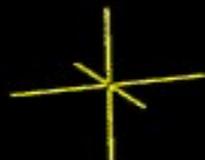
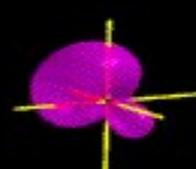
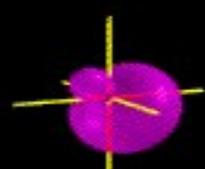
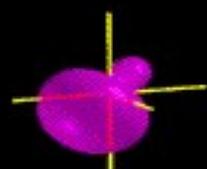
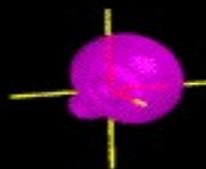
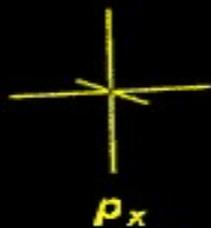
p orbitals



sp^3 Hybridization

p orbitals

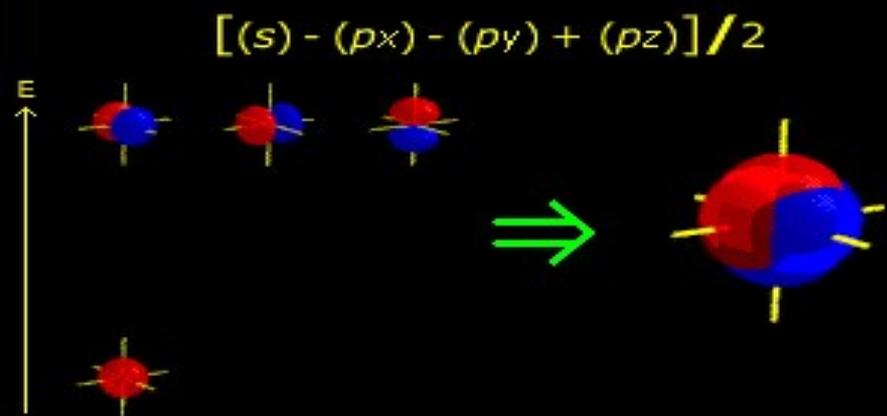
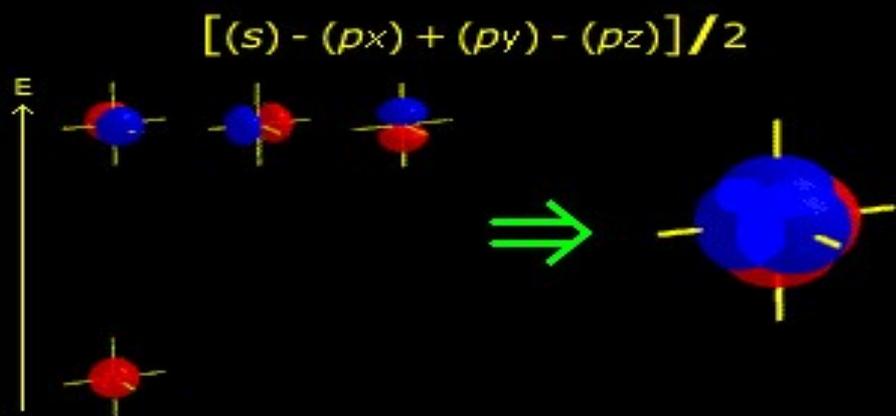
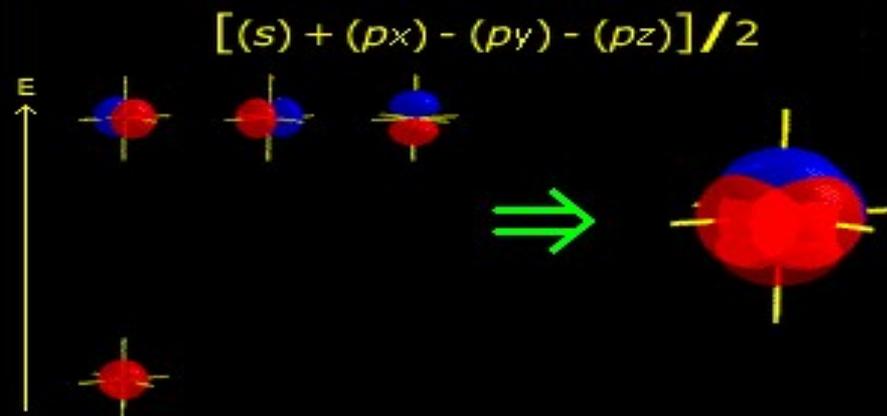
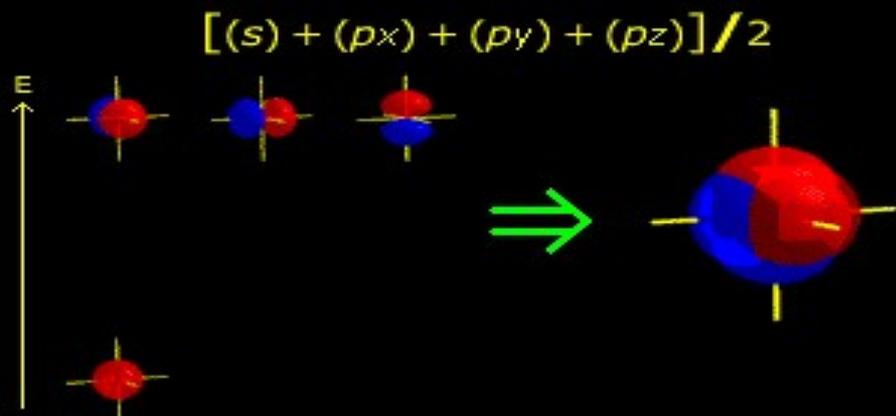
E



s orbital

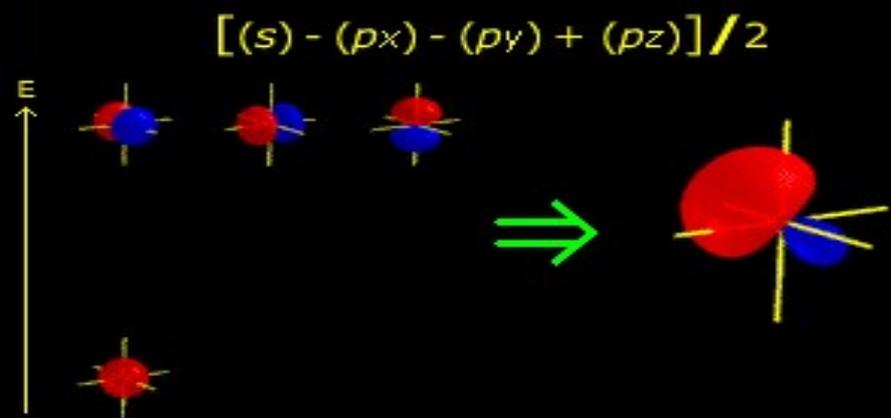
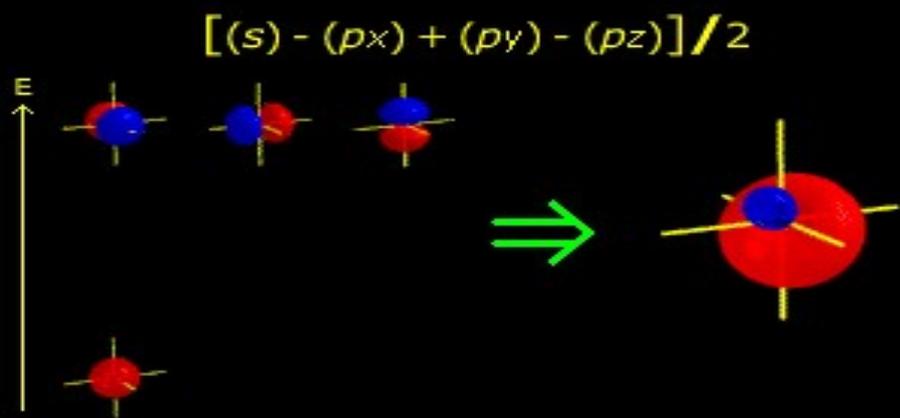
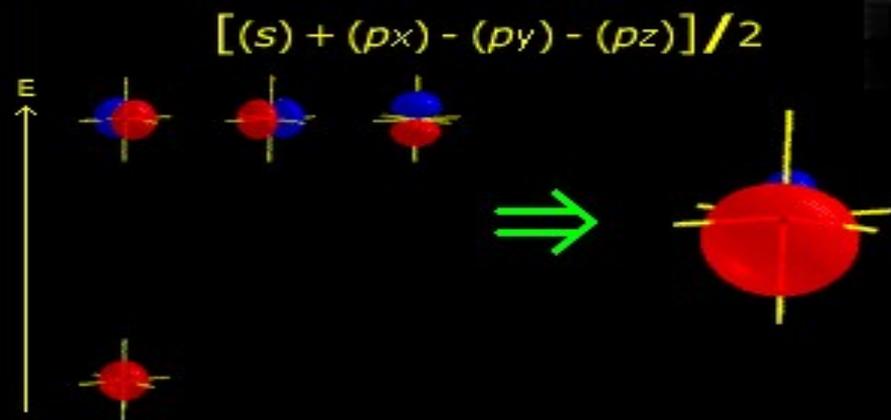
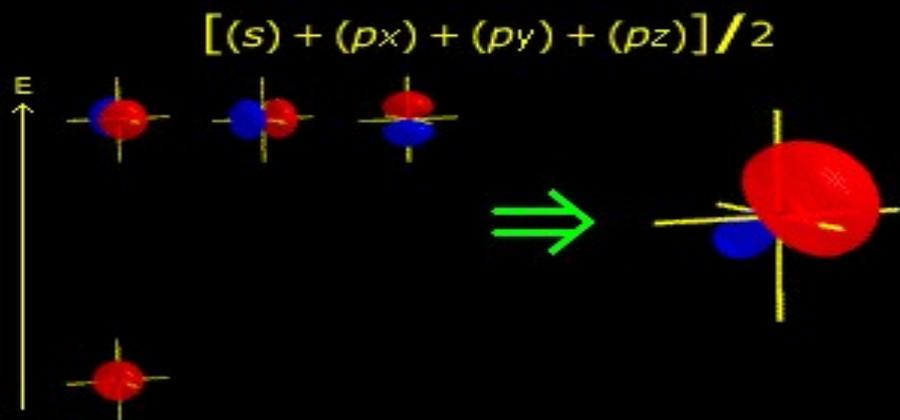
sp^3 Hybridization

four combinations



sp^3 Hybridization

four sp^3 hybrids

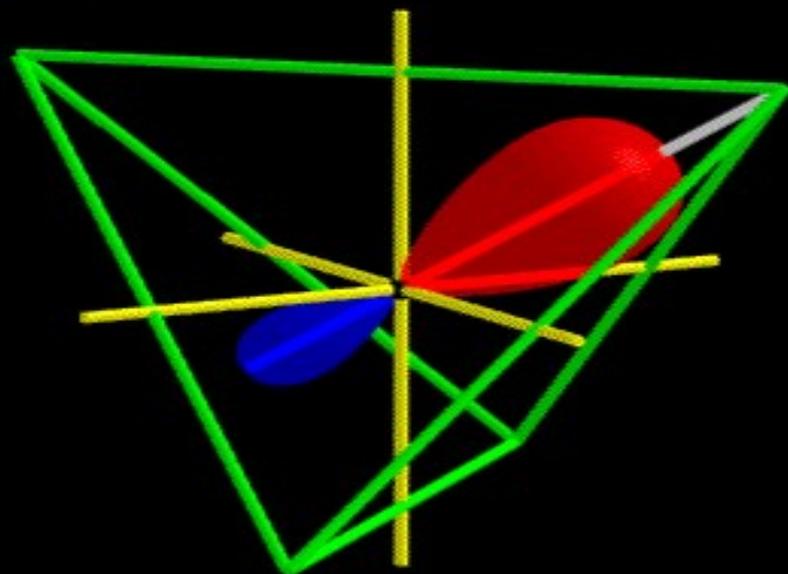
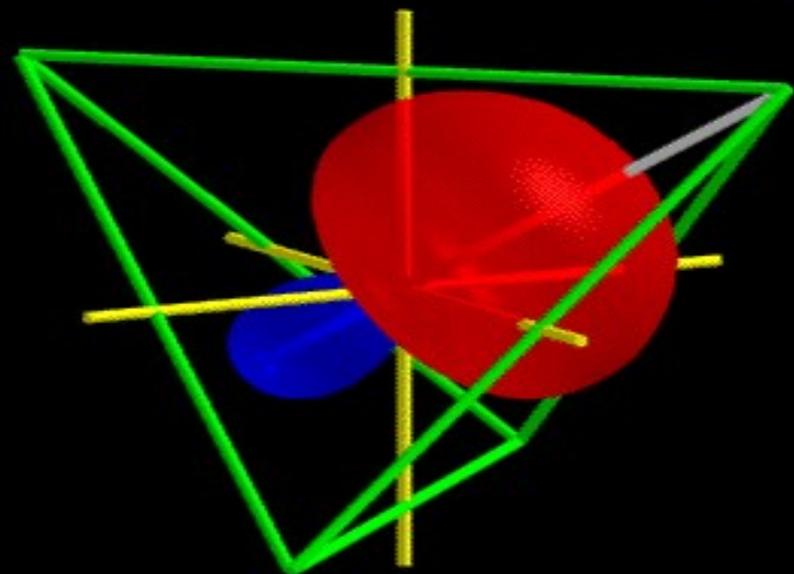


sp^3 Hybridization

accurate orbital shapes

schematic orbital shapes

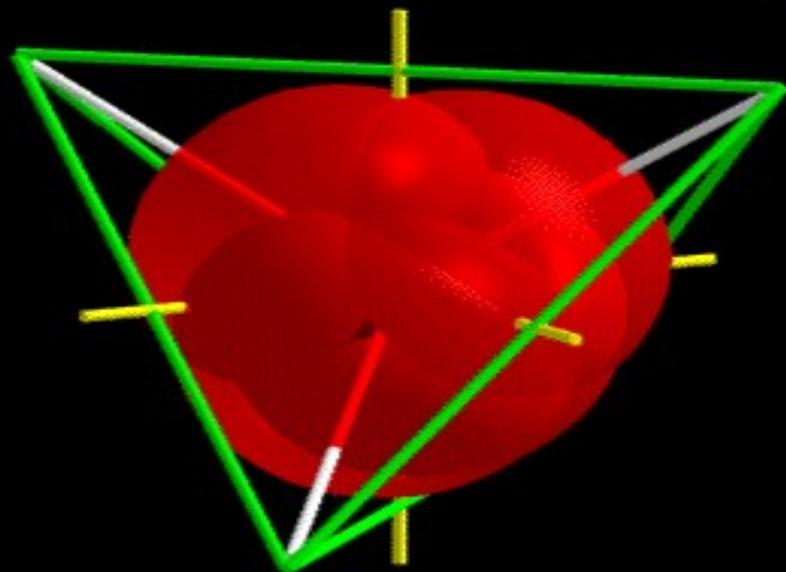
one sp^3 hybrid



tetrahedral
 sp^3 hybridized atom

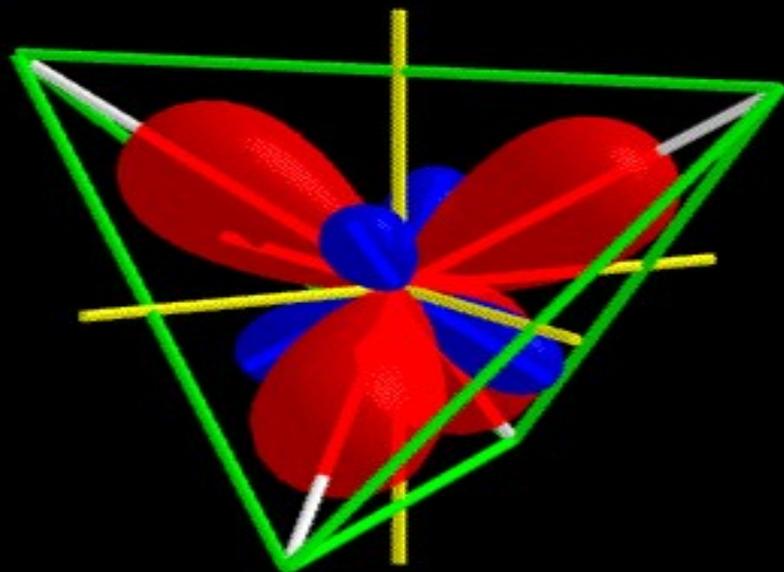
sp^3 Hybridization

accurate orbital shapes

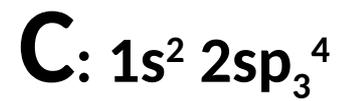
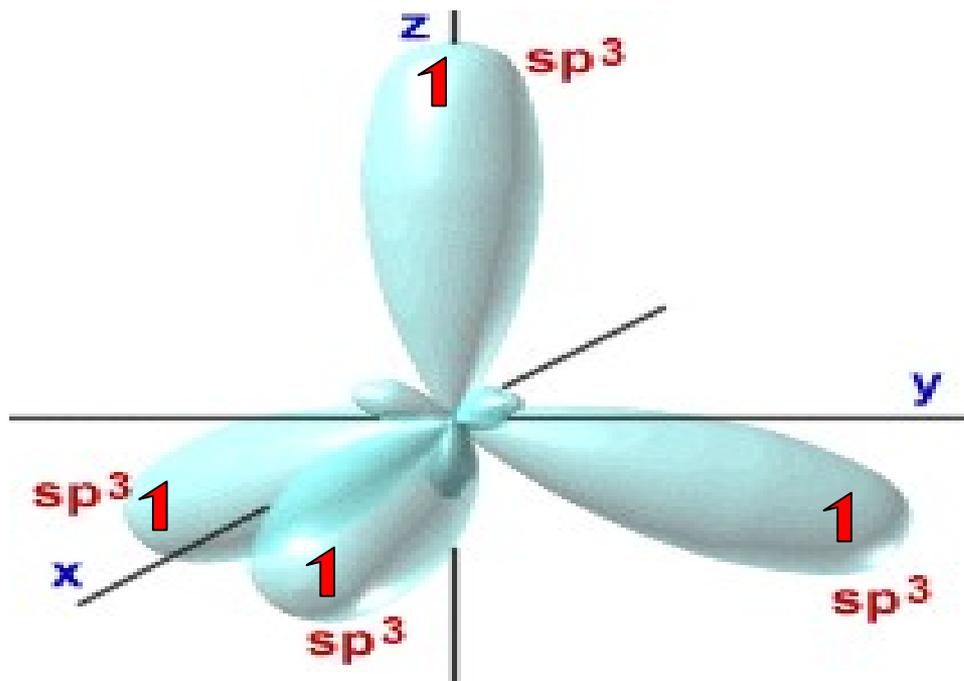


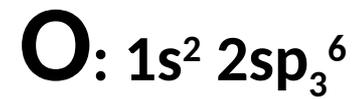
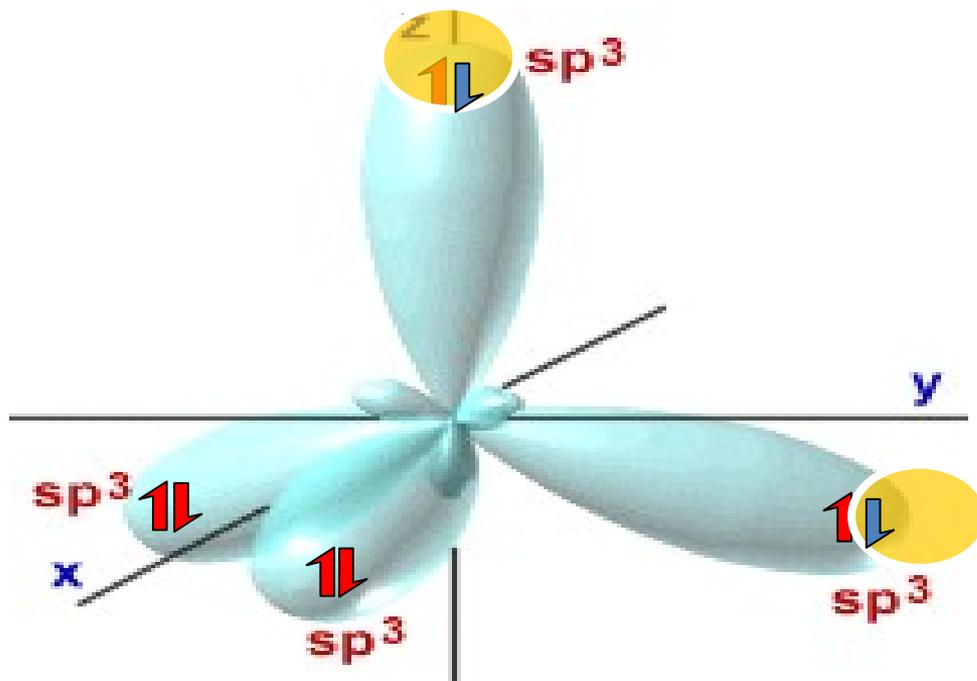
schematic orbital shapes

all sp^3 hybrids

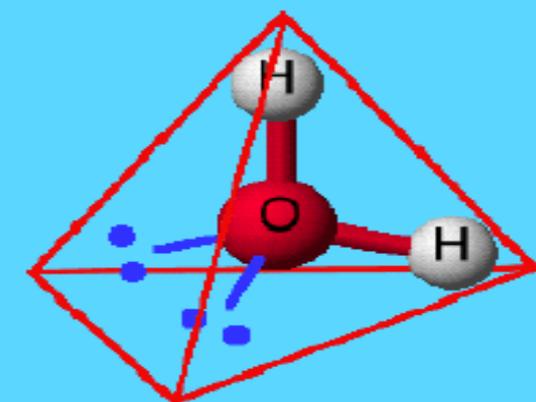
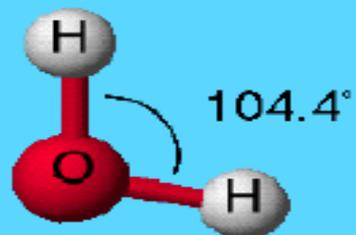
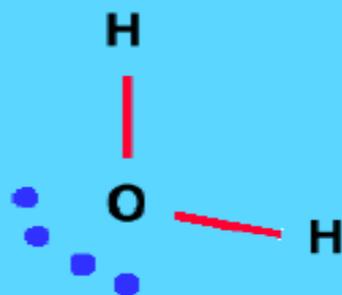


tetrahedral
 sp^3 hybridized atom

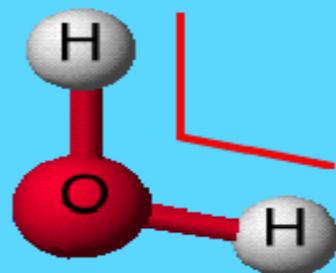




Water



Tetrahedral Electron
Pair Geometry



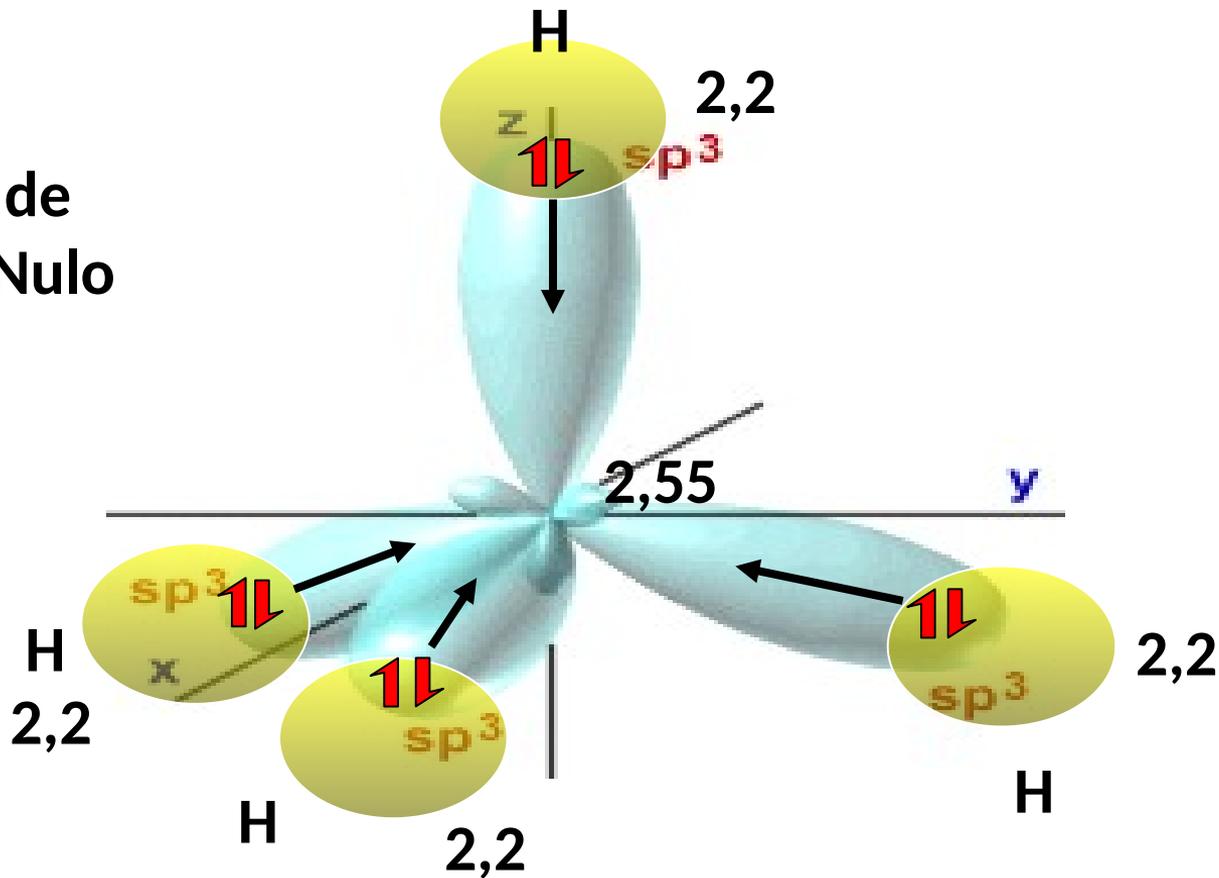
Bent
Molecular
Geometry

Eletronegatividade dos elementos

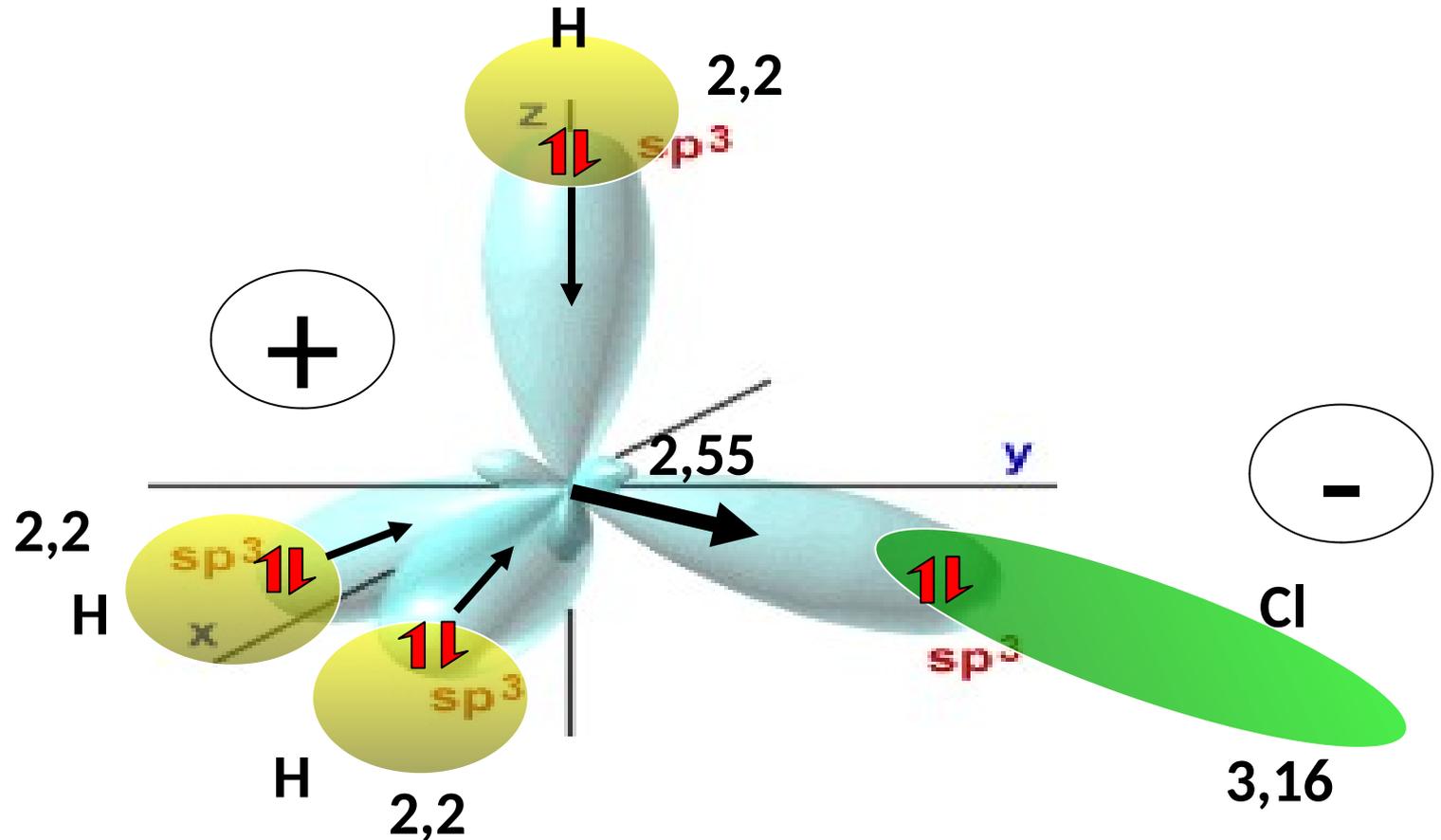
H 2.2																He 0	
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne 0
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.9	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar 0
K 0.82	Ca 1	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.9	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.95	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.24	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.88	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	La	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2	Tl 1.83	Pb 2.1	Bi 2.02	Po 2	At 2.2	Rn 0
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac	Rf -	Db -	Sg -	Bh -	Hs -	Mt -	Uun -	Uuu -	Uub -	Uut -	Uuq -	Uup -	Uuh -	Uus -	Uuo -

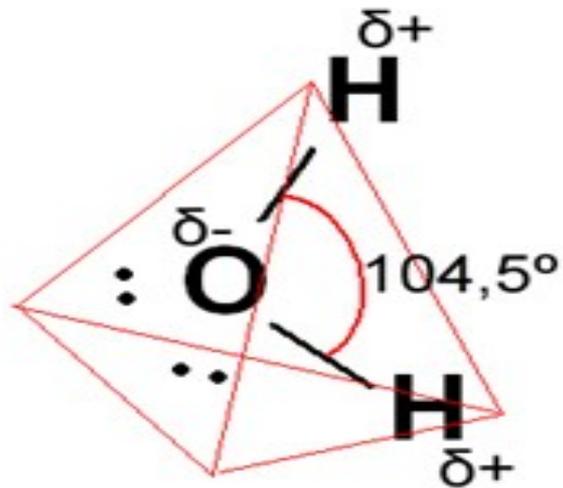
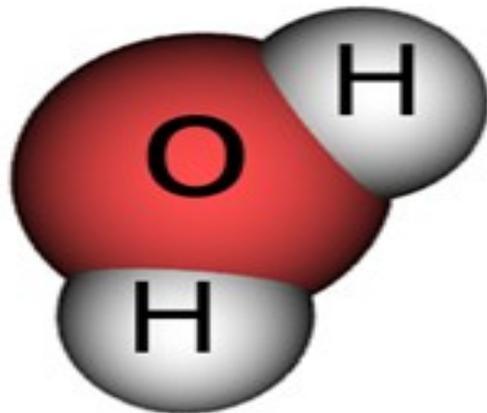
Ligações Covalentes Apolares

Momento de dipolo (μ): Nulo

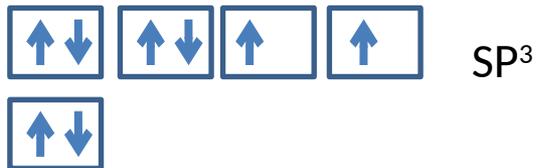


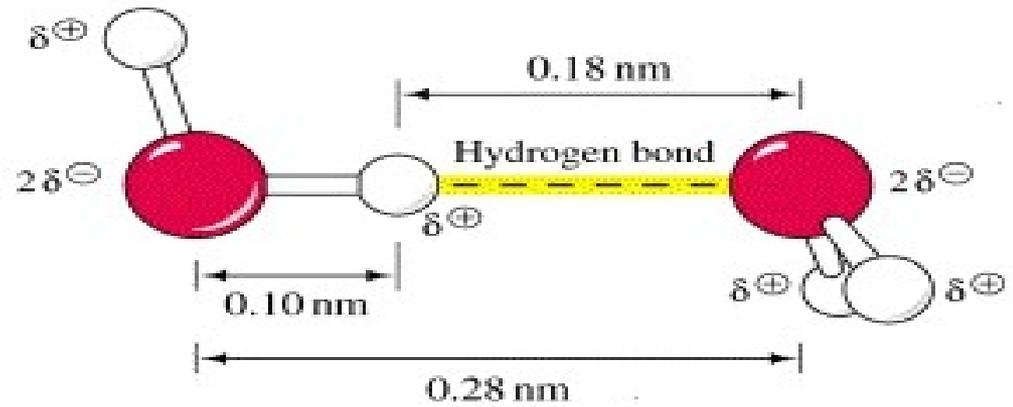
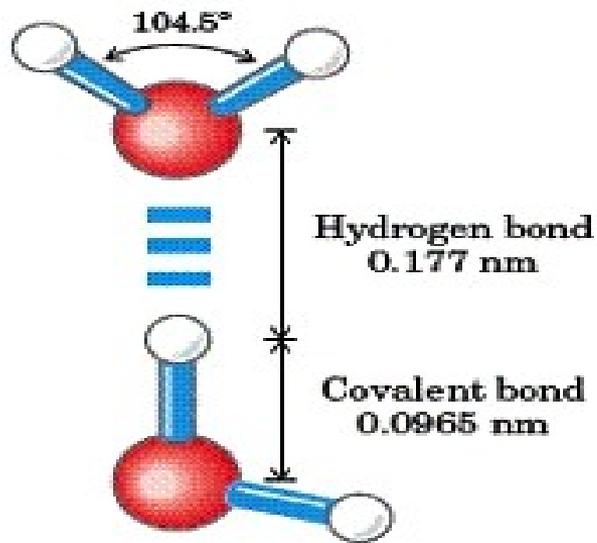
Ligações Covalentes Polares

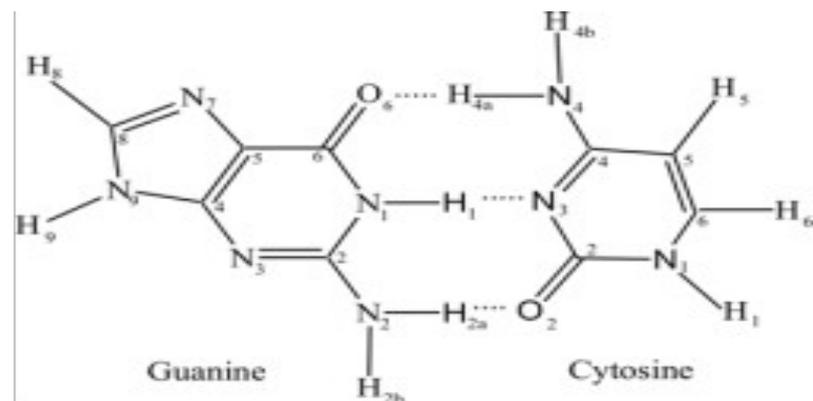
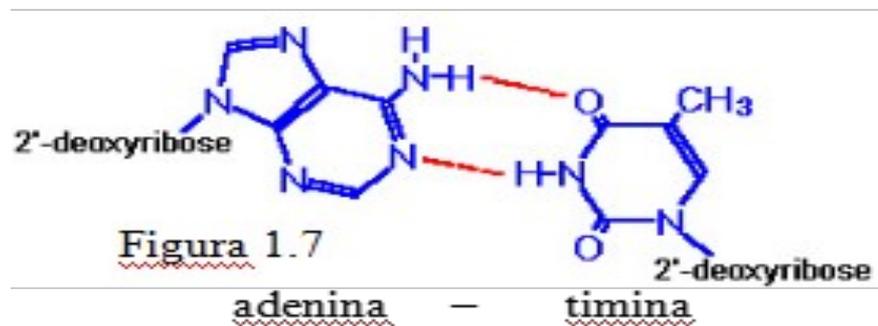
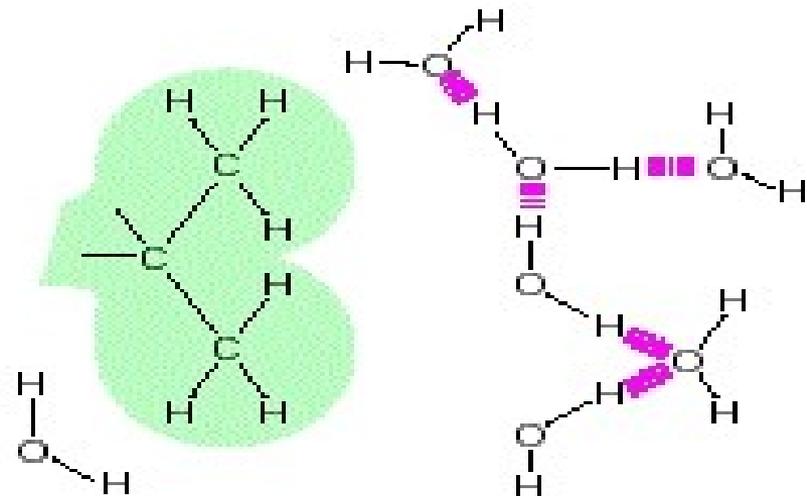
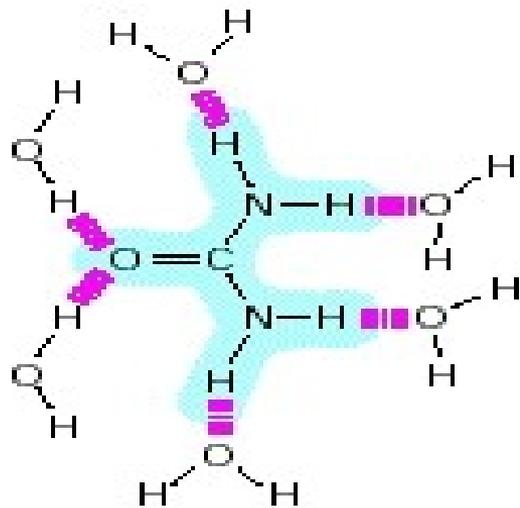




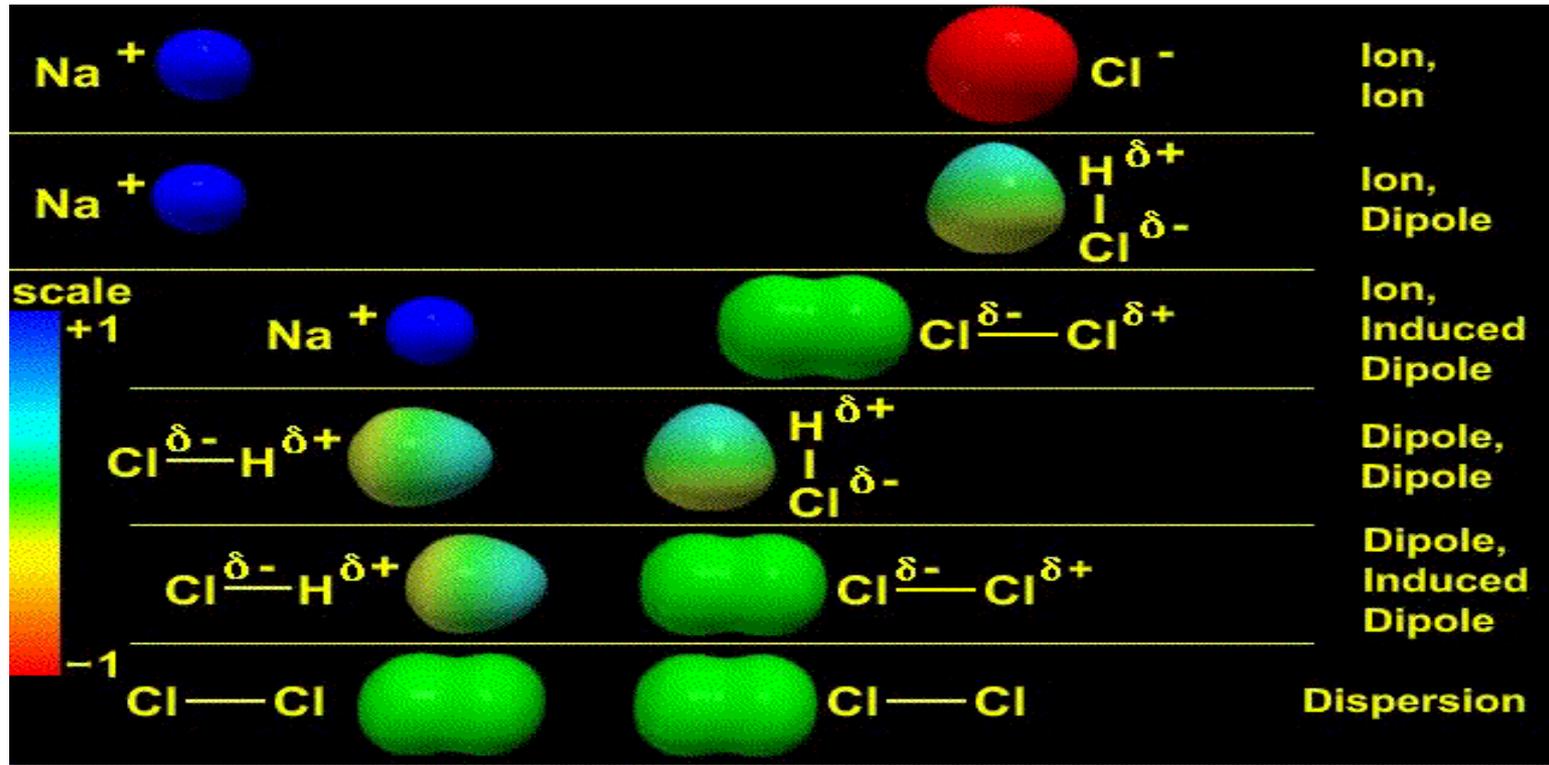
hibridização







Ligações Químicas



Soluções Aquosas



Solução

Um dos axiomas dos alquimistas, *corpora non agunt nisi soluta*, se traduz por *as substâncias não interagem entre si senão em solução*.

Uma solução é um sistema homogêneo (única fase), constituído por duas ou mais substâncias, sendo o componente majoritário denominado **solvente**. Ele atua como um meio para os componentes minoritários denominados **solutos**.

Concentração das soluções

$$\text{Concentração} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solução}}$$

Exemplo: Quando 20g de Na_2SO_4 (142 g mol^{-1}) são dissolvidos em 2 L de água.

$$\text{Concentração} = \frac{20 \text{ g}}{2 \text{ L}} = 10 \text{ g L}^{-1}$$

$$\frac{\cancel{10 \text{ g}}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol}}{\cancel{142 \text{ g}}} = 0,0704 \text{ mol L}^{-1}$$

Solução $0,0704 \text{ mol L}^{-1} \text{ Na}_2\text{SO}_4$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Solução } 0,0704 \text{ mol L}^{-1} \text{ SO}_4^{2-} \\ \text{Solução } 0,1408 \text{ mol L}^{-1} \text{ Na}^+ \end{array} \right.$

Osmolaridade

Osmolaridade é definida como a concentração expressa em mol L⁻¹ de **todas as partículas presentes em solução**, sejam íons ou moléculas. A osmolaridade independe da natureza química dos solutos.

Exemplos de Osmolaridade

- solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de glicose tem osmolaridade de $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
- solução $0,3 \text{ mol L}^{-1}$ KCl tem osmolaridade de $0,6 \text{ mol L}^{-1}$ ($0,6 \text{ OsM}$) porque KCl se dissocia em $0,3 \text{ mol L}^{-1} \text{ K}^+$ e $0,3 \text{ mol L}^{-1} \text{ Cl}^-$

Exemplo na fórmula da pressão osmótica

$$\Pi = icRT$$

i é o fator de Vant Hoff e c a concentração molar do soluto. A osmolaridade k corresponde ao produto $c \cdot i$ de modo que:

$$\Pi = kRT$$

Classificação das soluções

- Isosmótica: concentrações iguais
- Hiposmótica: concentração do soluto no meio A é menor que no meio B
- Hiperosmótica: concentração do soluto no meio A é maior que no meio B

Pressão Osmótica X Tonicidade

Conceito de pressão osmótica se aplica a soluções separadas por membrana impermeável a solutos, mas permeável às moléculas de solvente.

Duas soluções de mesma osmolaridade são isosmóticas e, quando separadas por membrana rigorosamente impermeável a solutos, não haverá fluxo de solvente de um lado para outro.

Caso uma solução tenha osmolaridade maior que outra, a água fluirá em direção ao compartimento de maior osmolaridade, pois esta será hiperosmótica em relação outra.

Pressão Osmótica X Tonicidade

T 0s - início

Sacarose $0,5 \text{ mol L}^{-1}$		Sacarose $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
Ureia $0,5 \text{ mol L}^{-1}$		

Situação Isosmótica
Não há fluxo de água

T ?s - equilíbrio

Sacarose $0,5 \text{ mol L}^{-1}$		Sacarose $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
Ureia $0,25 \text{ mol L}^{-1}$		Ureia $0,25 \text{ mol L}^{-1}$

Situação A é Hipotônica em relação a B
Há fluxo de água

Pressão Osmótica X Tonicidade

T 0s - início

Sacarose $0,5 \text{ mol L}^{-1}$		Sacarose $0,5 \text{ mol L}^{-1}$
Ureia $0,5 \text{ mol L}^{-1}$		

Situação Hiperosmótica
Há fluxo da ureia

T ?s - equilíbrio

Sacarose $0,5 \text{ mol L}^{-1}$		Sacarose $0,5 \text{ mol L}^{-1}$
Ureia $0,25 \text{ mol L}^{-1}$		Ureia $0,25 \text{ mol L}^{-1}$

A solução é isotônica
Não há fluxo de água

Classificação das soluções

- Isotônica : volume de água iguais
- Hipertônica : volume de água no meio A é maior que no meio B
- Hipotônica : volume de água no meio A é menor que no meio B

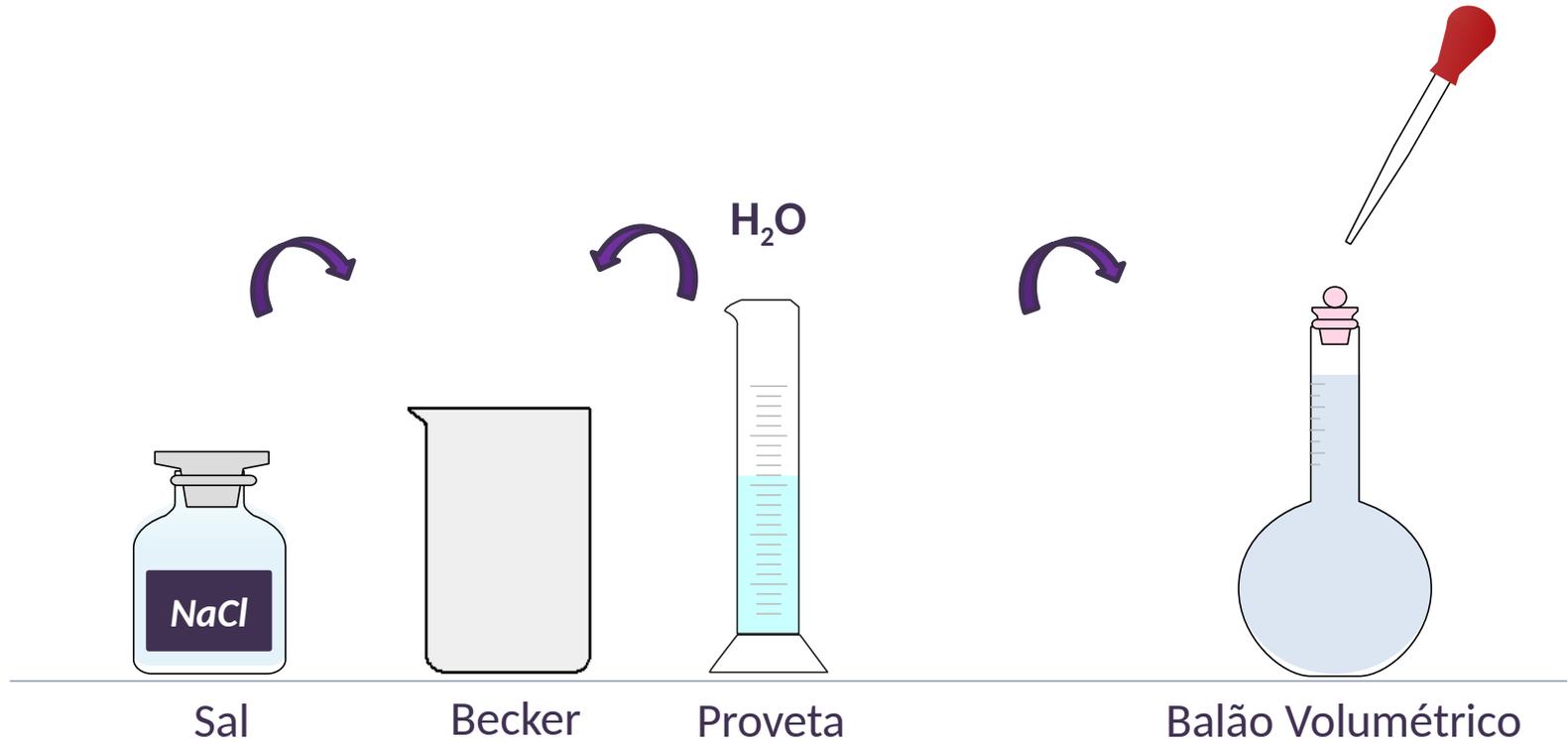
Aplicações

- Os fluídos biológicos tem osmolalidade em torno de 300 mmol L^{-1}
- A parede celular não é permeável a íons Na^+ e Cl^-
- Uma solução de 150 mmol L^{-1} de NaCl é isosmótica e isotônica.

Exercícios sobre Soluções



Preparo de soluções



Ex.1 - Calcule a concentração em mol/ dm³ = mol dm⁻³ (M) das seguintes soluções:

- a) 106 g de Na₂CO₃ em 1 dm³ de solução aquosa (MM Na₂CO₃= 106 g/ mol)
- b) 15 g de Na₂CO₃ em 250 cm³ de solução aquosa (1 dm³ = 1000 cm³)
- c) Uma lata de cerveja de 350 cm³ contendo 5% (m/v) de etanol, C₂H₅OH (MM= 46g).
- d) Duas lata de cerveja de 350 cm³ contendo 5% (m/v) de etanol, C₂H₅OH (MM= 46g).

Ex.2 - Calcule a massa de soluto das seguintes soluções:

- a) O teor de sal (g) presente em 1 dm^3 de uma solução de NaCl a $2,5 \text{ mol dm}^{-3}$ (MM= 58, 5 g/mol)
- b) O teor de sal (em g) presente em 100 cm^3 de uma solução salina de 100 cm^3 de NaCl a $2,5 \text{ mol dm}^{-3}$. (MM= 58, 5 g/mol)
- c) Quantos gramas de açúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, são necessários para fazer 250 cm^3 de uma solução $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$.
- d) Quantos gramas de álcool etílico (MM= 46 g/ mol) um indivíduo está ingerindo se ele beber quatro cálices de 150 cm^3 de cada vinho com concentração de $2,17 \text{ mols dm}^{-3}$.
- e) 2,5g de Na_2SO_4 a 2 mol dm^{-3} (MM= 142 g/ mol).
- f) Dispõe-se de uma solução padrão de NaOH 4 M (MM= 40 g/ mol). Quanto de uma solução deve ser tomada para se obter 17g de NaOH?

Classificação das soluções

Ex.1 - Calcule a concentração em mol/ dm³ = mol dm⁻³ (M) das seguintes soluções:

a) 106 g de Na₂CO₃ em 1 dm³ de solução aquosa (MM Na₂CO₃= 106 g/ mol)

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

$$x \text{ ----- } 106 \text{ g}$$

$$x = 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } x$$

$$x = 1 \text{ mol dm}^3 \text{ Na}_2\text{CO}_3$$

Classificação das soluções

Ex.1 - Calcule a concentração em mol/ dm³ = mol dm⁻³ (M) das seguintes soluções:

b) 15 g de Na₂CO₃ em 250 cm³ de solução aquosa (1 dm³ = 1000 cm³)

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

$$x \text{ ----- } 15 \text{ g}$$

$$x = 0,1415 \text{ mol}$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ ----- } 1000 \text{ cm}^3$$

$$x \text{ ----- } 250 \text{ cm}^3$$

$$x = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$C = \frac{0,1415 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,566 \text{ mol dm}^{-3}$$

Classificação das soluções

Ex.1 - Calcule a concentração em mol/ dm³ = mol dm⁻³ (M) das seguintes soluções:

- c) Uma lata de cerveja de 350 cm³ contendo 5% (m/v) de etanol, C₂H₅OH (MM= 46g).

$$5 \text{ g} \text{ ----- } 100 \text{ cm}^3$$

$$x \text{ ----- } 350 \text{ cm}^3$$

$$x = 17 \text{ g de etanol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$x \text{ ----- } 17,5 \text{ g}$$

$$x = 0,3804 \text{ mol}$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ ----- } 1000 \text{ cm}^3$$

$$x \text{ ----- } 350 \text{ cm}^3$$

$$x = 0,35 \text{ dm}^3$$

$$C = \frac{0,3804 \text{ mol}}{0,35 \text{ dm}^3} = 1,09 \text{ mol dm}^{-3}$$

Classificação das soluções

Ex.1 - Calcule a concentração em mol/ dm³ = mol dm⁻³ (M) das seguintes soluções:

- d) Duas lata de cerveja de 350 cm³ contendo 5% (m/v) de etanol, C₂H₅OH (MM= 46g).

$$5 \text{ g} \text{ ----- } 100 \text{ cm}^3$$

$$x \text{ ----- } 700 \text{ cm}^3$$

$$x = 35 \text{ g de etanol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$x \text{ ----- } 35 \text{ g}$$

$$x = 0,7609 \text{ mol}$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ ----- } 1000 \text{ cm}^3$$

$$x \text{ ----- } 700 \text{ cm}^3$$

$$x = 0,7 \text{ dm}^3$$

$$C = \frac{0,7609 \text{ mol}}{0,7 \text{ dm}^3} = 1,09 \text{ mol dm}^{-3}$$

Classificação das soluções

Ex.2 - Calcule a massa de soluto das seguintes soluções:

- a) O teor de sal (g) presente em 1 dm^3 de uma solução de NaCl a $2,5 \text{ mol dm}^{-3}$ (MM= 58, 5 g/mol)

$$\begin{array}{l} 2,5 \text{ mol} \text{ ----- } 1 \text{ dm}^3 \\ x \text{ ----- } 1 \text{ dm}^3 \\ x = 2,5 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ----- } 58 \text{ g de NaCl} \\ 2,5 \text{ mol} \text{ ----- } x \\ x = 146, 25 \text{ g NaCl} \end{array}$$

Classificação das soluções

Ex.2 - Calcule a massa de soluto das seguintes soluções:

b) O teor de sal (em g) presente em 100 cm^3 de uma solução salina de 100 cm^3 de NaCl a $2,5 \text{ mol dm}^{-3}$. (MM= 58, 5 g/mol)

$$\begin{array}{l} 2,5 \text{ mol} \text{ ----- } 1 \text{ dm}^3 \\ x \text{ ----- } 0,1 \text{ dm}^3 \\ x = 0,25 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ----- } 58 \text{ g de NaCl} \\ 0,25 \text{ mol} \text{ ----- } x \\ x = 14,625 \text{ g NaCl} \end{array}$$

Classificação das soluções

Ex.2 - Calcule a massa de soluto das seguintes soluções:

- c) Quantos gramas de açúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$, são necessários para fazer 250 cm^3 de uma solução $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ dm}^3 \text{ ----- } 1000 \text{ cm}^3 \\ x \text{ ----- } 250 \text{ cm}^3 \\ x = 0,25 \text{ dm}^3 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 0,01 \text{ mol} \text{ ----- } 1 \text{ dm}^3 \\ x \text{ ----- } 0,25 \text{ dm}^3 \\ x = 0,0025 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 0,0025 \text{ mol} \text{ ----- } x \\ 1 \text{ mol} \text{ ----- } 342 \text{ g} \\ x = 0,855 \text{ g de sacarose} \end{array}$$

Classificação das soluções

Ex.2 - Calcule a massa de soluto das seguintes soluções:

- d) Quantos gramas de álcool etílico (MM= 46 g/ mol) um indivíduo está ingerindo se ele beber quatro cálices de 150 cm³ de cada vinho com concentração de 2,17 mols dm⁻³.

$$\begin{array}{r} 2,17 \text{ mol} \text{ ----- } 1 \text{ dm}^3 \\ x \text{ ----- } 0,6 \text{ dm}^3 \\ x = 1,302 \text{ mol} \end{array}$$

$$600 \text{ cm}^3 = 0,6 \text{ dm}^3$$

$$\begin{array}{r} 1,302 \text{ mol} \text{ ----- } x \\ 1 \text{ mol} \text{ ----- } 46 \text{ g} \\ x = 59,89 \text{ g de álcool} \end{array}$$

Classificação das soluções

Ex.2 - Calcule o volume de solução necessária para fornecer:

e) 2,5g de Na_2SO_4 a 2 mol dm^{-3} (MM= 142 g/ mol).

$$C = \frac{\text{n}^\circ \text{ mol}}{\text{volume dm}^3} = \text{volume dm}^3 = \frac{\text{n}^\circ \text{ mol}}{C} = \frac{0,0176 \text{ mol}}{2 \text{ mol/ dm}^3} =$$

$$\text{Volume} = 0,0088 \text{ dm}^3 = 8,8 \text{ cm}^3$$

Classificação das soluções

Ex.2 - Calcule o volume de solução necessária para fornecer:

- f) Dispõe-se de uma solução padrão de NaOH 4 M (MM= 40 g/ mol).
Quanto de uma solução deve ser tomada para se obter 17g de NaOH?

$$\begin{array}{ccc} 40,0 \text{ g} & \text{-----} & 1 \text{ mol} \\ & x & \text{-----} & 4 \\ \text{mol} & & & \end{array}$$

$$x = 160 \text{ g por Litro}$$

$$160 \text{ g} \text{ ----- } 1000 \text{ mL}$$

$$17 \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = 106,25 \text{ mL} = \text{cm}^3$$