

Semana 26

Resumo Matéria Teste



Configuração de especial estabilidade

De acordo com a regra do octeto, os átomos não estáveis se ligam uns aos outros a fim de adquirir 8 elétrons na camada mais externa. Esses elétrons, também conhecidos como elétrons de valência, são os que determinam as propriedades químicas do elemento, assim como sua estabilidade.

Ligação Iônica

Transferência de um ou mais elétrons de um elemento menos eletronegativo, normalmente um metal, para outro de maior eletronegatividade, em geral um não metal.

Forma um composto iônico com as seguintes características:

- *sólidos em condições ambientes (25 °C e 1 atm);*
- *aspecto cristalino;*
- *elevados pontos de fusão e ebulição;*
- *quando fundidos ou dissolvidos em água,*
- *conduzem corrente elétrica.*

Ligação Covalente

Compartilhamento de pares eletrônicos da camada de valência entre átomos dos elementos que tendem a receber elétrons, em geral, não metais e, em alguns casos, semimetais.

Forma um composto molecular com as seguintes características:

- *sólidos, líquidos ou gases em condições ambientes (25 °C e 1 atm);*
- *baixos pontos de fusão e ebulição, se comparados aos compostos iônicos;*
- *quando puros, não conduzem corrente elétrica.*

Ligação Metálica

Movimento contínuo dos elétrons de valência – nuvem eletrônica – que são atraídos por todos os núcleos dos átomos.


Forma um retículo cristalino com as seguintes características:

- *brilho característico;*
- *dúcteis e maleáveis;*
- *em geral, elevados pontos de fusão e de ebulição;*
- *conduz correntes elétrica e térmica.*

Estabilidade das moléculas

- Geometria Molecular

Modelo de Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR) - os pares de elétrons que ligam os átomos (pares ligantes) e os pares não ligantes se repelem mutuamente e se orientam atingindo o maior distanciamento possível, ou seja, ficam em posições mais afastadas no espaço.

Número de pares ligantes	Número de pares isolados	Número de nuvens eletrônicas	Geometria molecular	Exemplos
2	0	2	 linear	$O=C=O$
$\begin{bmatrix} 3 \\ 2 \end{bmatrix}$	$\begin{bmatrix} 0 \\ 1 \end{bmatrix}$	3	$\begin{bmatrix} \text{trigonal plana} \\ \text{angular} \end{bmatrix}$	$\begin{bmatrix} \text{H} \\ \text{H} \end{bmatrix} \text{C}=\text{O}$ $\text{O}=\text{S} \text{:}$
$\begin{bmatrix} 4 \\ 3 \\ 2 \end{bmatrix}$	$\begin{bmatrix} 0 \\ 1 \\ 2 \end{bmatrix}$	4	$\begin{bmatrix} \text{tetraédrica} \\ \text{piramidal} \\ \text{angular} \end{bmatrix}$	$\begin{bmatrix} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{bmatrix} \text{C}-\text{H}$ $\text{H} \text{:} \text{N}-\text{H}$ $\text{H} \text{:} \text{O} \text{:}$

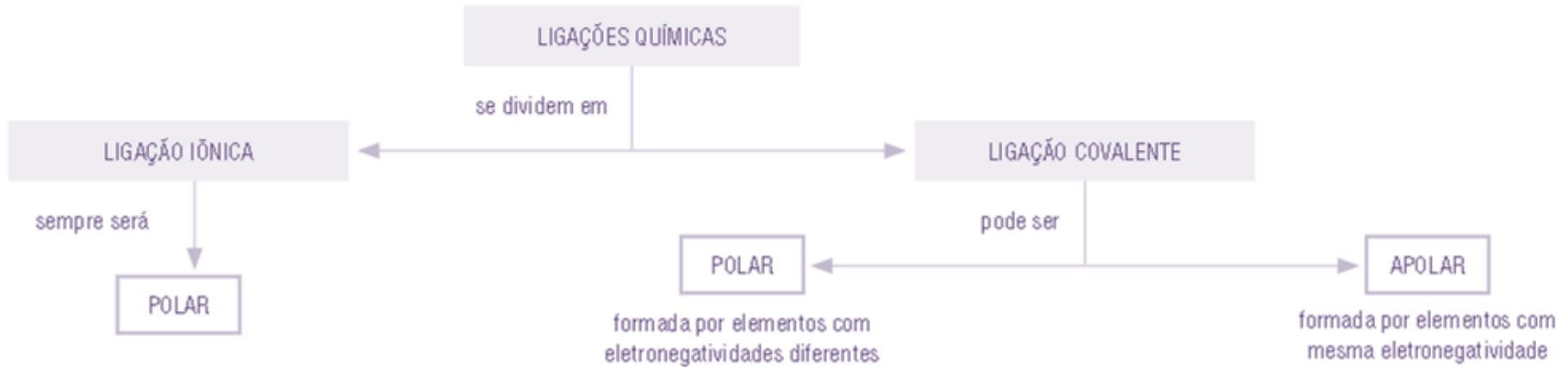
Os arranjos eletrônicos nas moléculas

Os arranjos eletrônicos nos átomos centrais dos pares de elétrons do metano, da amônia e da água são tetraédricos, pois todos apresentam quatro pares de nuvens eletrônicas. O metano, entretanto, com quatro pares ligantes, apresenta geometria tetraédrica ($109,5^\circ$). A amônia, com três pares ligantes e um par não ligante, tem geometria piramidal (107°). A água, com dois pares ligantes e dois pares não ligantes, apresenta geometria angular (105°). A diminuição do ângulo de ligação nessa série pode ser explicada pelo fato de os pares não ligantes (isolados) terem uma exigência espacial maior que os pares ligantes.

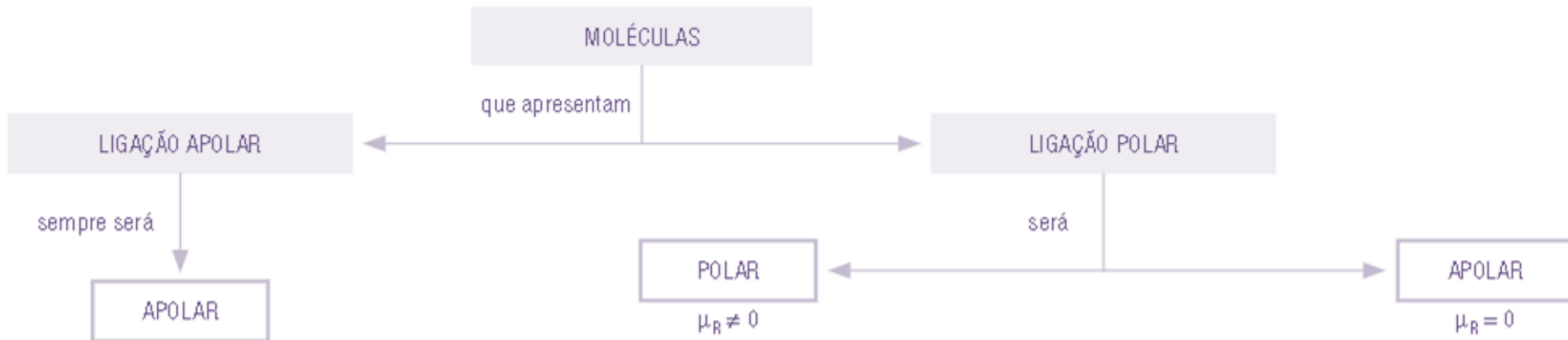
A geometria dos pares de elétrons é adotada por todos os elétrons de valência dispostos ao redor do núcleo do átomo central, mas é a geometria molecular que determina o arranjo espacial do átomo central e dos átomos ligados diretamente a ele.

Polaridade

- Polaridade das ligações*



- Polaridade das moléculas*

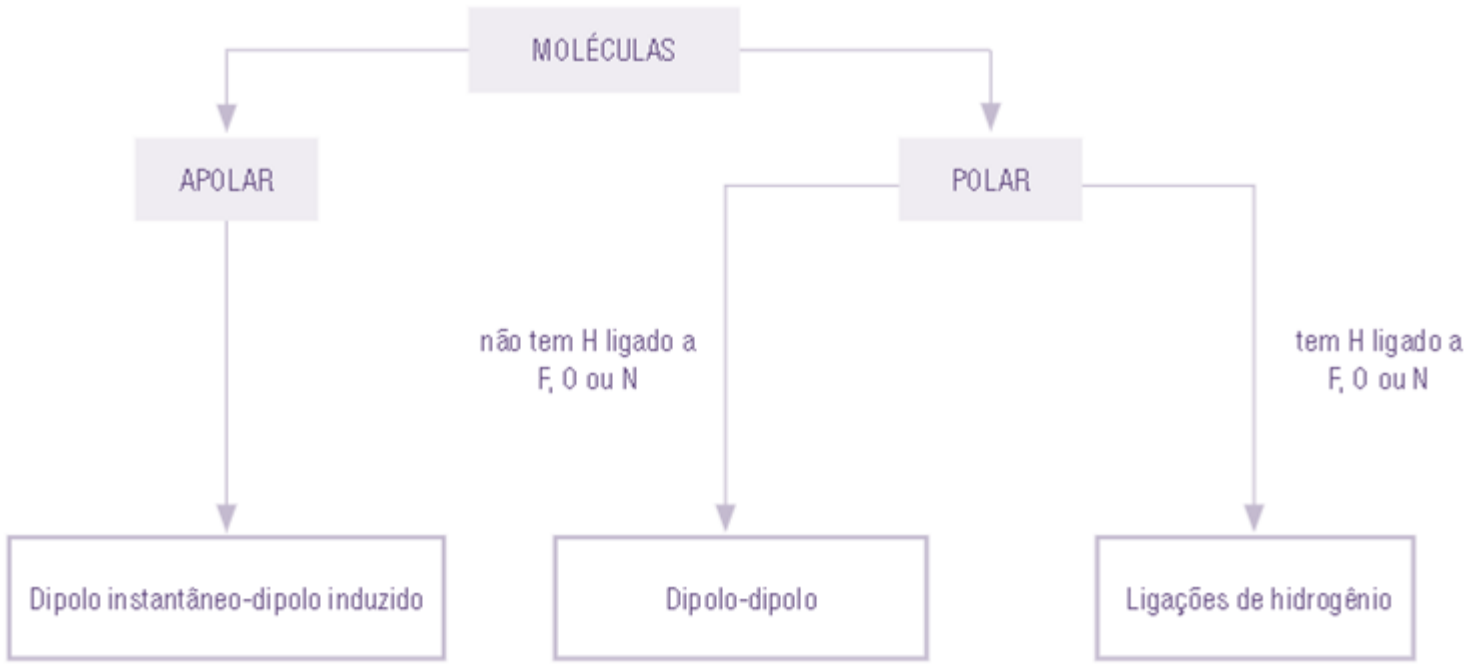


- *Polaridade e solubilidade*

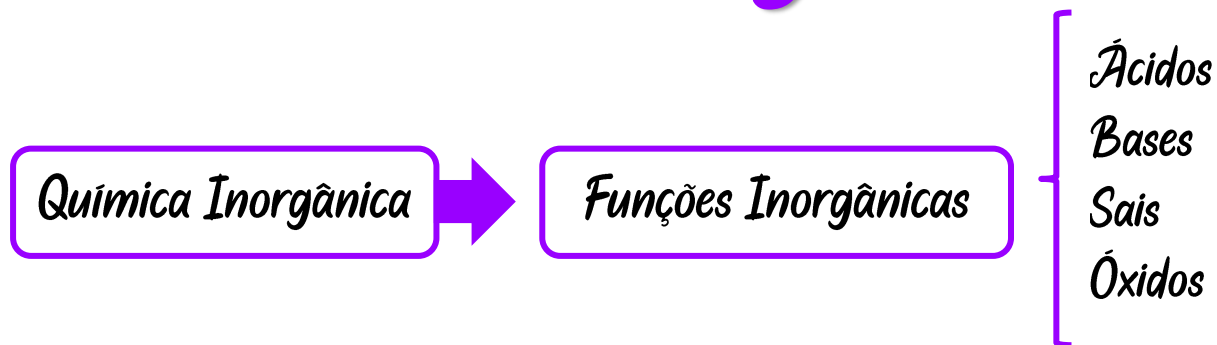
*Substância polar tende a se dissolver em substância polar.
Substância apolar tende a se dissolver em substância apolar.
Substância anfifílica se dissolve em substância polar ou apolar.*

Forças Intermoleculares

As forças intermoleculares são, genericamente, denominadas interações de Van der Waals.



Funções Inorgânicas



○ Ácidos

Formulação geral: H_xA $x = \text{carga do ânion } (A^{x-})$

Segundo Arrhenius, ácidos são substâncias que, em solução aquosa, se ionizam formando como único cátion o íon hidrônio (H_3O^+).

Equação de Ionização: $H_xA + x H_2O_{(l)} \rightarrow x H_3O^+_{(aq)} + A^{x-}_{(aq)}$

• Classificação:

<p>Quanto à presença de oxigênio</p>	<ul style="list-style-type: none"> Hidrácido → não tem o elemento oxigênio em sua composição. Oxiácido → tem o elemento oxigênio em sua fórmula. 	
<p>Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis</p>	<ul style="list-style-type: none"> Monoácido ou monoprótico → 1 H⁺ Diácido ou diprótico → 2 H⁺ 	<ul style="list-style-type: none"> Triácido ou triprótico → 3 H⁺ Tetrácido ou tetraprótico → 4 H⁺
<p>Quanto ao número de elementos químicos constituintes</p>	<ul style="list-style-type: none"> Binário → com 2 elementos químicos. Ternário → com 3 elementos químicos. Quaternário → com 4 elementos químico 	
<p>Quanto à força</p>	<p>Ácidos fortes → $\alpha > 50\%$; Ácidos moderados → $5\% \leq \alpha \leq 50\%$; Ácidos fracos → $0 < \alpha < 5\%$.</p> <ul style="list-style-type: none"> Hidrácidos: fortes - HCl, HBr e HI. moderado - HF fracos - os demais <p>hidrácidos</p>	<ul style="list-style-type: none"> Oxiácidos (H_xEO_y), quando y - x é igual a 3 ou 2 - forte 1 - moderado 0 - fraco Exceção: o H₂CO₃ é fraco
<p>Quanto à volatilidade</p>	<ul style="list-style-type: none"> Fixos → com elevados pontos de fusão e ebulição. Ex.: H₂SO₄, H₃PO₃, H₃PO₄ e H₃BO₃. Voláteis → com baixo ponto de ebulição. Ex.: HCN, HNO₃, HNO₂, H₂CO₃, H₂S, HCl, HBr e HI. 	

- Nomenclatura dos ácidos:

<p>Hidrácidos</p>	<p>Ácido _____ ídrico nome do elemento</p>
<p>Oxiácidos</p>	<p>Ácido per _____ ico (ácido padrão + 1 oxigênio) nome do elemento</p> <p>Ácido _____ ico (ácido padrão) nome do elemento</p> <p>Ácido _____ oso (ácido padrão - 1 oxigênio) nome do elemento</p> <p>Ácido hipo _____ oso (ácido padrão - 2 oxigênio) nome do elemento</p>

○ Bases

Formulação geral: $C(OH)_y$ $y = \text{carga do cátion } (C^{y+})$

Segundo Arrhenius, bases são substâncias que, em solução aquosa, se dissociam, liberando como único ânion o íon hidroxila (OH^-).

Equação de Ionização: $C(OH)_{x(s)} \xrightarrow{x H_2O} C^{x+}_{(aq)} + xOH^-_{(aq)}$

• Classificação:

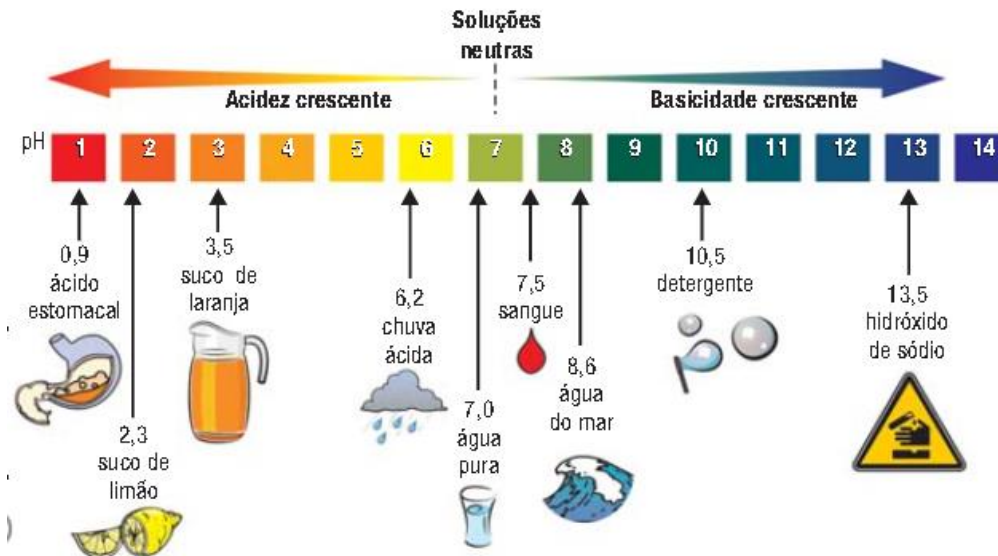
Quanto ao número do hidróxidos	<ul style="list-style-type: none">• Monobase $\rightarrow 1OH^-$• Dibase $\rightarrow 2OH^-$	<ul style="list-style-type: none">• Tribase $\rightarrow 3OH^-$• Tetrabase $\rightarrow 4OH^-$
Quanto à força	<p>Bases fortes $\rightarrow \alpha > 50\%$; <i>Ex.:</i> metais alcalinos, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ e $Ba(OH)_2$.</p> <p>Bases fracas $\rightarrow 0 < \alpha < 5\%$. <i>Ex.:</i> metais de transição, $Mg(OH)_2$ e hidróxido de amônio.</p>	
Quanto à solubilidade em água	<ul style="list-style-type: none">• Solúveis \rightarrow metais alcalinos (grupo 1) e NH_4OH.• Pouco solúveis \rightarrow metais alcalino terrosos (grupo 2), exceto Be e Mg.• Insolúveis \rightarrow demais bases.	

- Nomenclatura das bases:

Bases com cátions de Nox fixo	Hidróxido _____ nome do elemento
Bases com Nox variável	Hidróxido de _____ (carga em algarismos romanos) nome do elemento Hidróxido _____ nome do elemento

{
-ico (carga maior)
-oso (carga menor)

- Determinação do caráter ácido-base:



Apesar de apresentar baixo grau de precisão nos resultados, nos laboratórios é muito comum o uso de **indicadores** colorimétricos para verificar a acidez ou a basicidade de determinado material. Esses indicadores ácido-base têm a capacidade de mudar de cor dependendo das propriedades do meio. Em resumo, o indicador apresenta uma cor em meio ácido e outra em meio básico.

○ Sais

Formulação geral: C_xA_y $x =$ carga do ânion (A^{x-}), $y =$ carga do cátion (C^{y+})

Sais são compostos iônicos que, em solução aquosa, liberam pelo menos um cátion diferente de H_3O^+ (ou H^+) e pelo menos um ânion diferente de OH^- .

• Classificação:

Quanto ao número de elementos químicos constituintes

- *Binário* → com 2 elementos químicos.
- *Ternário* → com 3 elementos químicos.
- *Quaternário* → com 4 elementos químicos.

Quanto à natureza dos íons

- *Normal* → obtido da neutralização total entre um ácido e uma base. Não apresenta H^+ e OH^- ;
- *Hidrogenossal* → obtido pela neutralização parcial do ácido; apresenta hidrogênio(s) não ionizado(s);
- *Hidroxissal* → obtido pela neutralização parcial da base; apresenta hidróxido(s) não dissociado(s);
- *Duplo ou misto* → formado por 2 cátions ou 2 ânions, diferentes de H^+ e OH^- ;
- *Hidratado* → constituído por moléculas de água em sua estrutura.

*Quanto à solubilidade
em água*

Sais contendo cátions do grupo 1 e o íon amônio são sempre solúveis.

TABELA DE SOLUBILIDADE	
Sais solúveis	Exceções
Nitratos (NO_3^-)	-----
Cloratos (ClO_3^-)	-----
Acetatos (H_3CCOO^-)	Ag^+
Cloretos (Cl^-)	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
Brometos (Br^-)	
Iodetos (I^-)	
Sulfatos (SO_4^{2-})	Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+}
Sais praticamente insolúveis	Exceções
Sulfetos (S^{2-})	Metais do grupo 1, 2 e amônio
Carbonatos (CO_3^{2-})	Metais do grupo 1 e amônio
Fosfatos (PO_4^{3-})	
Sulfitos (SO_3^{2-})	

- Nomenclatura dos sais:

Regra geral
Sal normal

_____ de _____.
nome do ânion nome do cátion

Ácido	Ânion
-oso	-ito
-ico	-ato
-ídrico	-eto

Hidrogenossal

_____hidrogeno _____ de _____.
mono-, di- ou tri- nome do ânion nome do cátion

Hidroxissal

_____hidroxi _____ de _____.
mono-, di- ou tri- nome do ânion nome do cátion

Sal duplo

_____ de _____.
nome(s) do(s) ânion(s) nome(s) do(s) cátion(s)

Sal Hidratado

_____ de _____ + _____ hidratado
nome do ânion nome do cátion número de H₂O

○ Óxidos

Óxidos são compostos binários em que o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

• Classificação:

Quanto ao tipo de elemento ligado ao oxigênio

- Óxido iônico \rightarrow metal + oxigênio.
- Óxido molecular \rightarrow não metal + oxigênio.

Quanto à propriedade ácido-base

- Óxido básico \rightarrow metal + oxigênio
 $\text{óxido} + \text{água} \rightarrow \text{base}$
 $\text{óxido} + \text{ácido} \rightarrow \text{sal} + \text{água}$
- Óxido ácido ou anidrido ácido \rightarrow não metal ou metal com $\text{Nox} > 4$ + oxigênio
 $\text{óxido} + \text{água} \rightarrow \text{ácido}$
 $\text{óxido} + \text{base} \rightarrow \text{sal} + \text{água}$
- Óxido neutro (óxido indiferente) \rightarrow não reage com água nem com ácidos ou bases. São eles: CO , NO e N_2O .
- Óxido anfótero \rightarrow não reage com água, porém, reage com ácidos e bases.
 $\text{óxido} + \text{ácido} \rightarrow \text{sal} + \text{água}$
 $\text{óxido} + \text{base} \rightarrow \text{sal} + \text{água}$

- Nomenclatura dos óxidos:

<p>Óxidos iônicos</p>	<ul style="list-style-type: none"> Metal com Nox fixo: óxido de _____ nome do elemento Metal com Nox variável: óxido de _____ (carga em algarismo romano) <ul style="list-style-type: none"> mono- } di- } tri- } óxido _____ nome do elemento <p>OU</p> <ul style="list-style-type: none"> _____ nome do elemento <ul style="list-style-type: none"> -ico (carga maior) -oso (carga menor)
<p>Óxidos moleculares</p>	<ul style="list-style-type: none"> _____ <ul style="list-style-type: none"> mono- } di- } tri- } óxido de <ul style="list-style-type: none"> mono- } di- } tri- } _____ <ul style="list-style-type: none"> nome do elemento