

### Atômica

**Núcleo**  
Denso, positivo.  
Contém prótons e nêutrons.

**Eletrosfera**  
Grande vazio onde encontramos os elétrons.  
É da ordem de 10000 a 100000 vezes maior que o núcleo.

**Principais modelos atômicos**  
**Dalton** = esfera maciça e indivisível (bola de bilhar).  
**Thomson** esfera positiva contendo cargas negativas (pudim de passas).  
**Rutherford** = núcleo central, denso e positivo; eletrosfera, um grande vazio contendo elétrons girando em órbitas ao redor do núcleo (planetário).  
**Bohr** = contribuições ao modelo de Rutherford; órbitas definidas com energia quantizada; possibilidade de saltos quânticos entre as órbitas.  
**De Broglie** = o elétrons tem comportamento dualístico (onda-partícula).  
**Heisemberg** = impossível precisar a localização do elétron (incerteza).  
**Schrödinger** = região de maior probabilidade de encontrar o elétron, o orbital.

**Raio Atômico:** Cresce para esquerda e para baixo, raio de isoeletrônico é inverso ao n° atômico, raio cátion < raio átomo < raio ânion

**Energia de Ionização:** Energia para arrancar um elétron do átomo, cresce inversa ao raio. En. de Ionização de cátion isoeletrônico de gás nobre é maior que a do gás nobre. Cada elétron retirado é mais difícil, logo necessita maior energia.

**Ligações:**  
**Iônica** ocorre por transferência de elétrons. Em geral, metal e ametal. Substâncias iônicas: retículo cristalino, são sólidos com altos pontos de fusão. Conduzem eletricidade fundidos ou em solução aquosa. Maior ≠ de eletronegatividade, maior o caráter iônico de uma ligação.  
**Covalente:** ocorre por compartilhamento de elétrons, entre ametal e ametal, ametal e H ou H e H. Substâncias moleculares: Formadas por moléculas, apresentam baixos pontos de ebulição. Ex.: CO<sub>2</sub>. Não conduzem eletricidade (exceto ácidos em soluções aquosas) Cristais covalentes: Formados por retículos de ligações covalentes, apresentam altos pontos de ebulição. Ex.: Diamante.  
**Metálica:** ocorre formação de nuvem de elétrons livres entre metais. Têm médios a altos pontos de ebulição (menos o Hg). São ótimos condutores de eletricidade e calor. Têm brilho, ductibilidade (fios) e maleabilidade (lâminas).

### Geometria Molecular

<p><b>Linear</b> Ex: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, HCl, HF, etc.</p> <p><b>Linear</b> Ex: CO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>, etc.</p> <p><b>Angular</b> Ex: H<sub>2</sub>O, O<sub>3</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, etc.</p> <p><b>Trigonal plana</b> Ex: SO<sub>3</sub>, BF<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub><sup>+</sup>...</p> <p><b>Pirâmide trigonal</b> Ex.: NH<sub>3</sub>, PCl<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>...</p>	<p><b>Tetraédrica</b> Ex.: CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>...</p> <p><b>Quadrada</b> Ex.: XeF<sub>4</sub></p> <p><b>Octaédrica</b> Ex.: XeF<sub>6</sub></p>	<p><b>Gangorra</b> Ex.: SF<sub>4</sub></p> <p><b>Letra T</b> Ex.: SF<sub>3</sub><sup>-</sup></p> <p><b>Hexaédrica</b> Ex.: PCl<sub>5</sub></p>
--	---	--

### Forças Intermoleculares

**Pontes (ligações) de Hidrogênio**  
Ocorrem em moléculas fortemente polarizadas, que apresentem a ligação do H no F, ou O, ou N.  
Ex: H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH, etc.

**Forças de van der Waals**  
**Dipolos Permanentes**  
Ocorrem em moléculas polares, que apresentem elemento eletronegativo que polarize a molécula permanentemente.  
Ex: HCl, SO<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>CHO, etc.  
**Dipolos induzidos**  
Ocorrem em moléculas apolares (ou em partes apolares), que não apresentem elétrons concentrados em um determinado ponto da molécula.  
Ex: CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>.

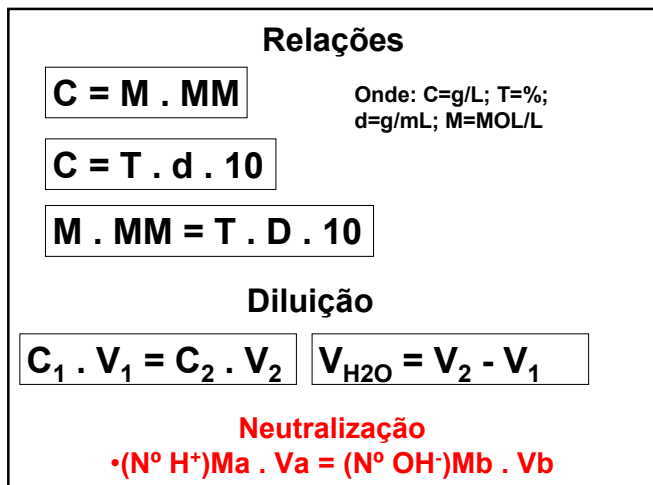
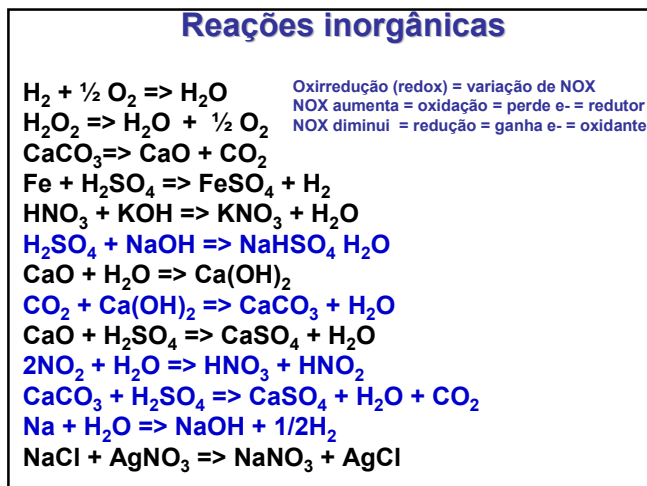
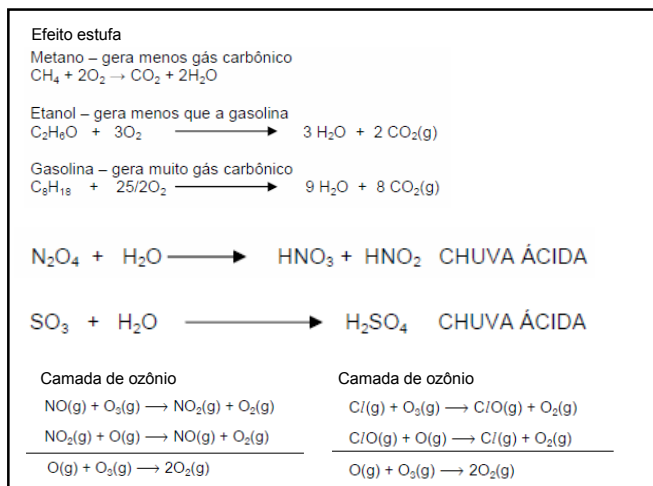
### Polaridade

**Polaridade das ligações covalentes:**  
**Apolares-** Exemplos: H-H, O=O, Cl-Cl, etc.  
 Ligações entre átomos de mesma eletrogatividade.  
**Polares-** Exemplos: H-Cl, O=C=O, H-C=N-H, etc.  
 Ligações entre átomos de diferentes eletronegatividades.

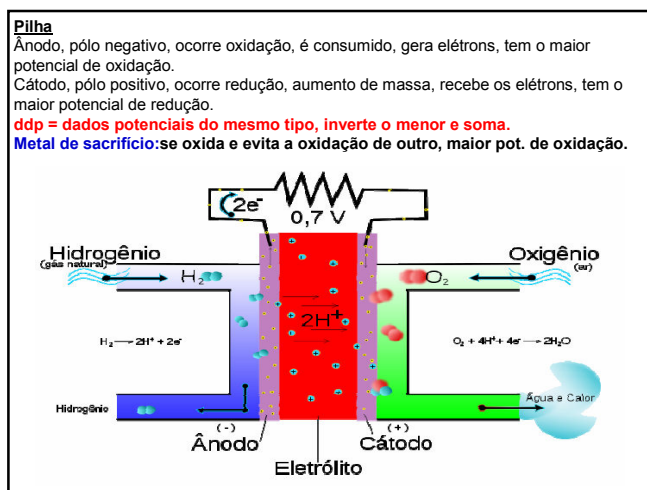
**Polaridade das moléculas:**  
**Apolares-** Exemplos: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, etc.  
 Moléculas que apresentam momento dipolo (μ) = 0, ou seja não há força resultante, pois os elétrons não se concentram permanentemente em nenhum ponto da molécula.  
**Polares-** Exemplos: H<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, O<sub>3</sub>, etc.  
 Moléculas que apresentam momento dipolo (μ) ≠ 0, ou seja há força resultante, pois os elétrons se encontram permanentemente deslocados para algum ponto da molécula.

### Relações Molares

1 MOL		6 . 10 <sup>23</sup> átomos, moléculas ou íons
Massa da Tabela (em g)	<b>EQUIVALE A</b>	
	Gás, nas CNTP Volume de 22,4L	



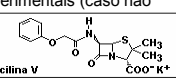
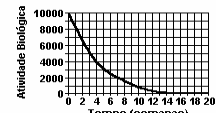
- **Termoquímica:**  
Reação Endotérmica (o sistema esfria):  
 Absorve calor,  $H_r < H_p$ ,  $\Delta H > 0$ ,  $A + B + 10 \text{ cal} \Rightarrow C + D$
- Reação Exotérmica (o sistema esquentar):  
 Libera calor,  $H_r > H_p$ ,  $\Delta H < 0$ ,  $A + B \Rightarrow C + D + 10 \text{ cal}$
- **Poder Calorífico:** usado para definir o melhor combustível.  
 É a energia liberada por massa de combustível (kcal/g).  
 PC = Calor Combustão / Massa Molar
- **Cálculo de  $\Delta H$ :**  
 Pela entalpia de formação ou gráfico:  
 $\Delta H = H_p - H_r$
- Pela energia de ligação:  
 $\Delta H = \sum \text{En. Lig. R} - \sum \text{En. Lig. P}$
- Pela lei de HESS:  
 Ajustar as reações dadas de acordo com a reação pedida (inverter, multiplicar e dividir conforme o caso) e somar os  $\Delta H$  ajustados.



**Cinética:**  
**Colisão efetiva:** Tem boa orientação espacial e energia suficiente para vencer a barreira da energia de ativação, formando o complexo ativado (estado de maior energia). Quanto maior a energia de ativação, menor a velocidade.  
**Complexo ativado:** estado intermediário entre reagentes e produtos. Tem a mais alta energia.  
**Fatores que aceleram a reação:**  
 Temperatura, pressão, concentração, superfície de contato e catalisador.  
**Lei da velocidade**  
 $2A(g) + B(aq) \rightarrow C(g) \quad V = K \cdot [A]^2 \cdot [B]$ , onde só entram gases e soluções aquosas. A é de 2ª ordem, B é de 1ª ordem e a reação é de 3ª.  
 K é uma constante dependente da temperatura.  
 Reações não elementares (em etapas), só usamos a mais lenta.  
 Os coeficientes (ordem) devem ser baseados em dados experimentais (caso não haja esses dados usamos a reação teórica).

Meia-vida:  
 tempo para que metade da amostra reaja!

**Estrutura de Penicilina V**

Deslocamento do Equilíbrio:		
Fator	Ação	Desloca
Temperatura	Aumenta	No sentido endotérmico
	Diminui	No sentido exotérmico
Pressão	Aumenta	No sentido de menos gás
	Diminui	No sentido de mais gás
Concentração	Aumenta	No sentido oposto
	Diminui	No mesmo sentido

**Dada a reação:**  
 $2A(g) + B(aq) \rightleftharpoons 3C(s) + D(g) + 200kcal$

**Equilíbrio Iônico**  
**Produto iônico**  $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$   
 $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq) \quad 10^{-14} = 10^{-7} \cdot 10^{-7}$   
**Meio ácido:**  $[H^+] > [OH^-]$  e  $[H^+] > [10^{-7}]$   
**Meio básico:**  $[H^+] < [OH^-]$  e  $[OH^-] > [10^{-7}]$   
**Meio neutro:**  $[H^+] = [OH^-] = [10^{-7}]$   
**Relação entre pH e pOH:**  $pH + pOH = 14$   
 $pH = -\log [H^+]$  Ex: Sol. HCl 0,001 mol/L  $pH=3$ ,  $pOH=11$   
 $pOH = -\log [OH^-]$  Ex Sol NaOH 0,00001 mol/L  $pOH=5$ ,  $pH=9$   
**Cuidado:**  
 Cada unidade de pH varia 10 vezes a concentração de  $H^+$  ou de  $OH^-$ !  
 Fenolftaleína: ácido e neutro = incolor; base = rosada.  
 Papel de tornassol: ácido = vermelho; base = azul.

Sal	Meio
BA	neutro
Ba	básico
bA	ácido
ba	neutro

**Hidrólise de sais:**

**Hibridização do Carbono:**  
 SP3 = somente ligações simples, geometria tetraédrica, ângulo de  $109^\circ$ .  
 SP2 = apenas uma dupla, geometria trigonal plana, ângulo de  $120^\circ$ .  
 SP = duas duplas ou uma tripla, geometria linear, ângulo de  $180^\circ$ .

**Bioquímica:**  
 Proteínas: polímeros formados pela condensação de alta aminoácidos, formando ligações peptídicas (amida).  
 Glicídios: açúcares (oses) formados por polialcoóis-aldeído ou polialcoois-cetona. Formam polímeros (carboidratos).  
 Glicerídios: tipo de lipídios formados pela esterificação de ác. graxos (cadeia longa) e glicerina.

**Interações moleculares:**  
 -Ligações de hidrogênio: atração forte. Álcool, fenol, ác. carboxílico, amina primária e secundária, amida.  
 -Dipolo-permanente: atração mediana. Aldeído, cetona, éster, amina terciária, éter.  
 -Dipolo instantâneo: atração fraca. Hidrocarbonetos.

**Caráter relevante:** fenol e carboxila = caráter ácido, amina básico.

**Isomeria de compensação (metameria):**

$C_4H_{11}N$        $C_3H_7O_2$

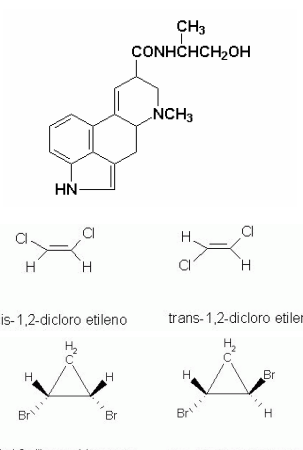
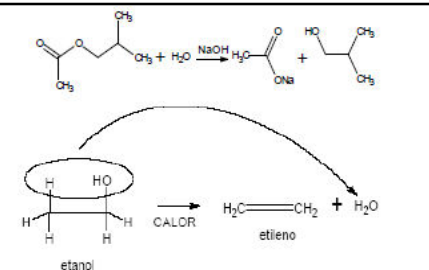
$H_3C-C(CH_3)-CH_2-NH-CH_3$        $H_3C-C(CH_3)-NH-CH_2-CH_3$        $H_3C-C(=O)-O-CH_3$       e       $H-C(=O)-O-CH_2-CH_3$   
 metil-propil amina      dietil amina      etanoato de metila      metanoato de etila

**Isomeria Óptica:**  
 Moléculas assimétricas (quirais)  
 Podem ser com ou sem carbono quiral.  
 Isômeros desviam o plano da luz pol.  
 São imagens não sobreponíveis.  
 São chamados enantiômeros.  
 $2^n = N^\circ$  isômeros opticamente ativos.  
 Mistura racêmica:  
 50% do dextrógiro e 50% do levógiro  
 Mesocomposto:  
 simétrico, não tem atividade óptica.

**Geométricos (cis-trans):**  
 Com liga dupla ou ciclo e 2 ligantes diferentes.

**Cis mesmo lado e trans lados opostos**

**Diastereoisômeros:**  
 não são imagens

**Triglicédeos** + **Álcool**  $\rightleftharpoons$  **Éster** + **Glicerina**