

# QUÍMICA I

106201

## Átomos, Moléculas e Íons

# Uma Breve História

- O universo à nossa volta é constituído por **diferentes substâncias**, algumas com vida, outras inanimadas.
- A matéria geralmente muda de uma **forma química** para outra.
- Com o intuito de explicar essas observações, filósofos antigos especulavam sobre a **natureza da 'matéria' fundamental** da qual o mundo era feito.

# Uma Breve História

- **Demócrito** (460 – 370 a.C.) e outros filósofos gregos antigos pensavam que o mundo material deveria ser constituído de **partículas indivisíveis** muito pequenas que eram chamadas de **átomos**, o que significava **“indivisíveis”**.
- **Platão** e **Aristóteles** formularam a hipótese de que **não** poderia haver **partículas indivisíveis**.

# Uma Breve História

- A visão **“atômica” da matéria** enfraqueceu-se por vários séculos, durante os quais a filosofia aristotélica dominou a cultura ocidental.
- A **noção sobre átomos** ressurgiu na Europa durante o século XVII, quando os cientistas tentaram explicar as **propriedades dos gases**.

# Uma Breve História

- **Isaac Newton**, o mais famoso cientista de seu tempo, defendeu a ideia da **existência de átomos**.
- Quando os químicos aprenderam a medir **a quantidade de matéria que reagia com outra para formar uma nova substância**, a base da teoria atômica estava proposta.
- Essa teoria surgiu durante o período 1803 – 1807 no trabalho de um professor inglês, **John Dalton**.

# Teoria Atômica da Matéria

## **John Dalton** (Postulados):

- 1- Cada elemento é composto de partes extremamente pequenas chamadas **átomos**.
- 2- Todos os átomos de um elemento são idênticos; os átomos de diferentes elementos são diferentes e têm diferentes propriedades.
- 3- Nas reações químicas, os átomos não são alterados.
- 4- Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam.

# Teoria Atômica da Matéria

- Segundo os postulados de Dalton, um **elemento** é composto de apenas **uma espécie de átomo**, enquanto um **composto** contém **átomos de dois ou mais elementos**.
- A teoria de Dalton explica várias **leis simples de combinação química** que eram conhecidas naquela época.
- **Lei de composição constante**: em determinado composto o número relativo de átomos e seus tipos são constantes (**postulado 4**).

# Teoria Atômica da Matéria

- **Lei da conservação da massa:** a massa total dos materiais presentes depois da reação química é igual à massa total antes da reação (**postulado 3**).
- **Lei de Dalton das proporções múltiplas:** Quando dois elementos formam diferentes compostos, a proporção da massa dos elementos em um composto está relacionada à proporção da massa do outro através de um número inteiro pequeno. (Ex.:  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2\text{O}_2$ ).

# A Descoberta da Estrutura Atômica

- Os gregos antigos foram os primeiros a postular que a **matéria** é constituída de **elementos indivisíveis**.
- Mais tarde, os cientistas constataram que o átomo era constituído de **partículas subatômicas** ainda menores.
- O átomo é composto em parte por partículas carregadas eletricamente, algumas com carga positiva (+) e outras com carga negativa (-).

# A Descoberta da Estrutura Atômica

## J. J. Thomson

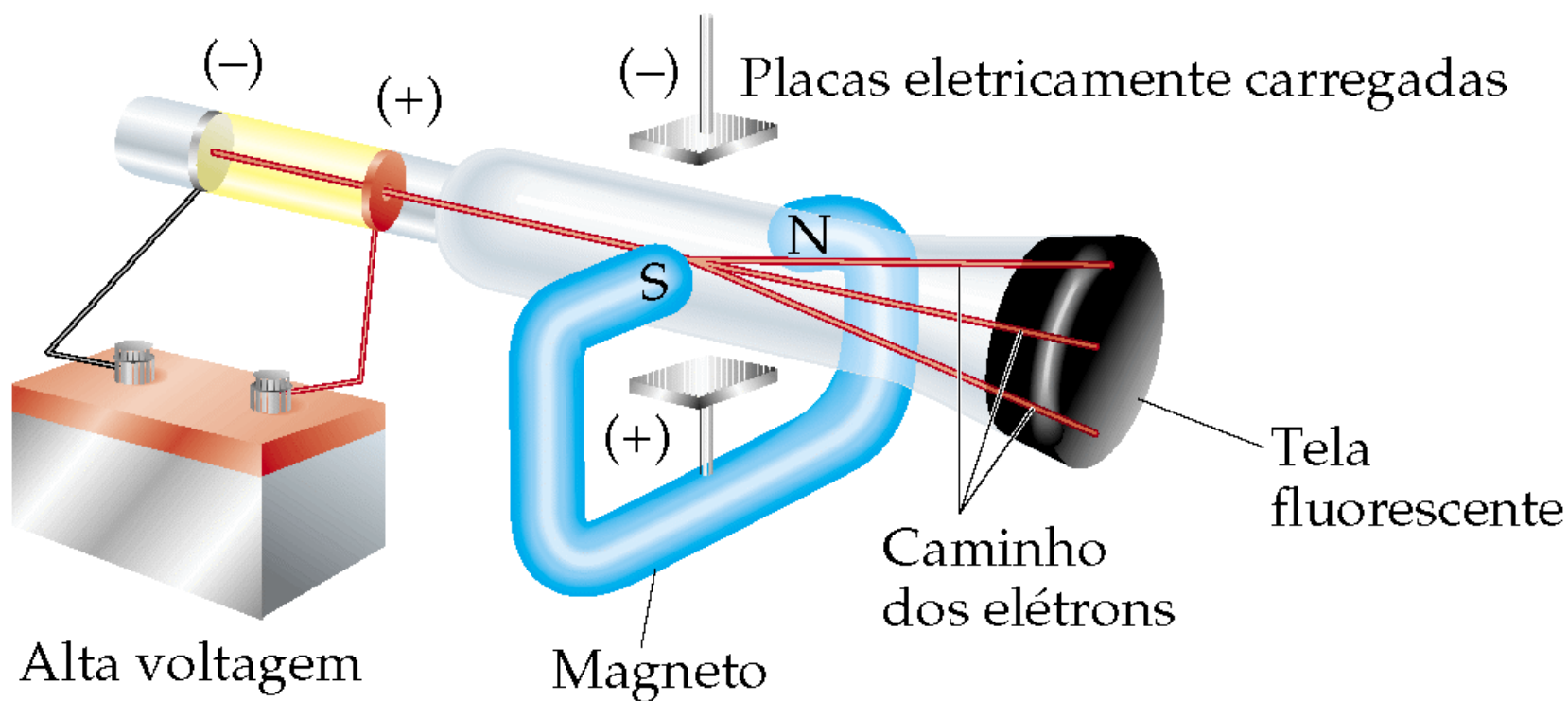
- A primeira evidência experimental da estrutura interna do átomo foi a descoberta, em 1897, da primeira partícula subatômica, **o elétron**.

## Raios catódicos e elétrons

- Um tubo de raios catódicos (CRT) é um recipiente profundo com um eletrodo em cada extremidade.
- Uma voltagem alta é aplicada através dos eletrodos.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

## Raios Catódicos e Elétrons



# A Descoberta da Estrutura Atômica

## Raios Catódicos e Elétrons

- A voltagem faz com que partículas negativas se desloquem do eletrodo negativo para o eletrodo positivo.
- A trajetória dos elétrons pode ser alterada pela presença de um campo magnético.
- Considere os raios catódicos saindo do eletrodo positivo através de um pequeno orifício.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

- Se eles interagirem com um campo magnético perpendicular a um campo elétrico aplicado, os raios catódicos podem sofrer diferentes desvios.
- A quantidade de desvio dos raios catódicos depende dos campos magnético e elétrico aplicados.
- Por sua vez, a quantidade do desvio também depende da proporção **carga-massa do elétron**.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

- Em 1897, Thomson determinou que a proporção carga-massa de um elétron é  $1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$ .
- Em 1909 **Robert Millikan**, conseguiu medir com êxito a carga de um elétron realizando o que é conhecido como “**Experimento da Gota de Óleo de Millikan**”.
- **Objetivo:** encontrar a carga no elétron para determinar sua massa.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

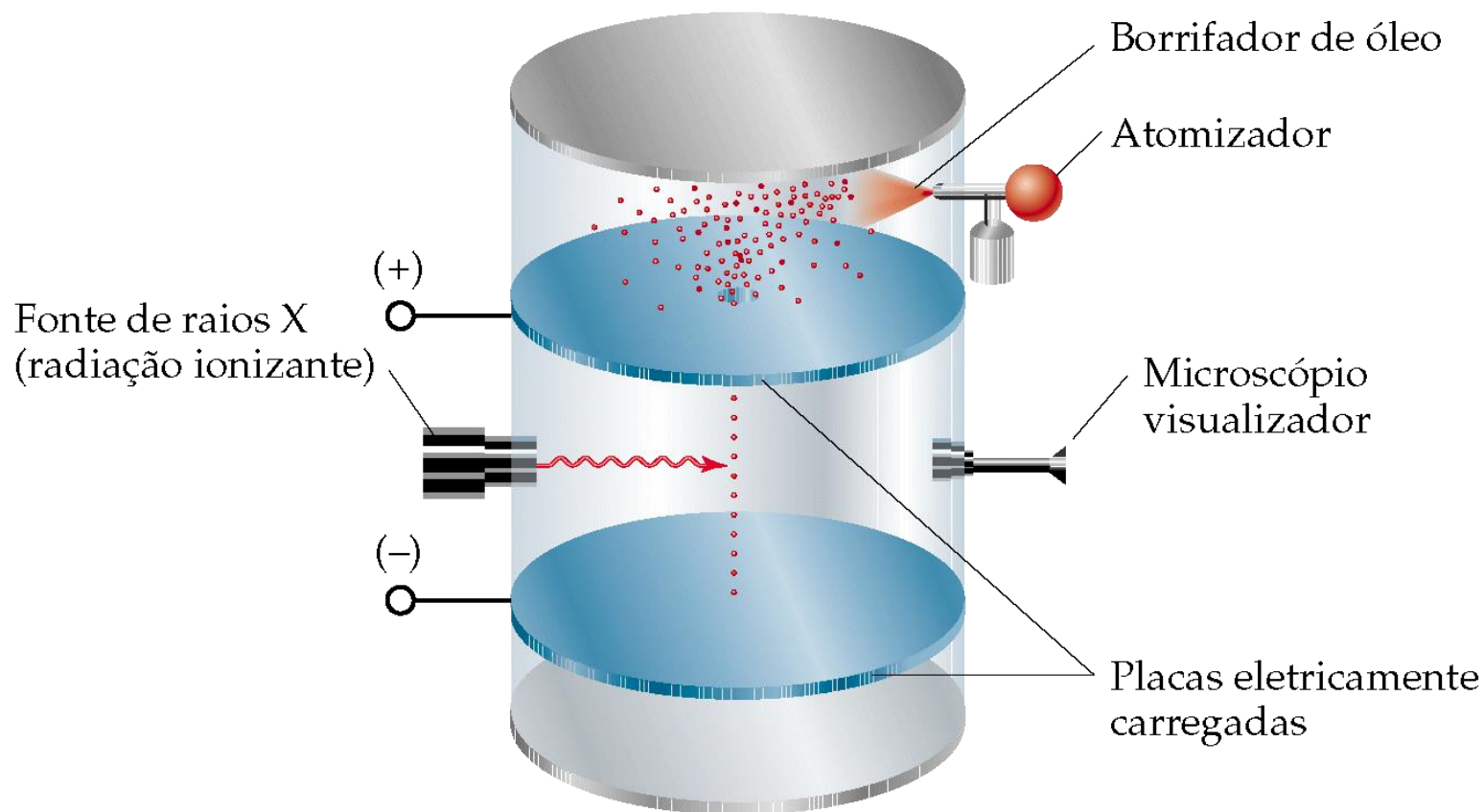
## “Experimento da Gota de Óleo de Millikan”

Considere o seguinte experimento:

- Gotas de óleo são borrifadas sobre uma chapa carregada positivamente contendo um pequeno orifício.
- À medida que as gotas de óleo passam através do orifício, elas são carregadas negativamente.
- A gravidade força as gotas para baixo. O campo elétrico aplicado força as gotas para cima.
- Quando uma gota está perfeitamente equilibrada, seu peso é igual à força de atração eletrostática entre a gota e a chapa positiva.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

## Experimento da Gota de Óleo de Millikan



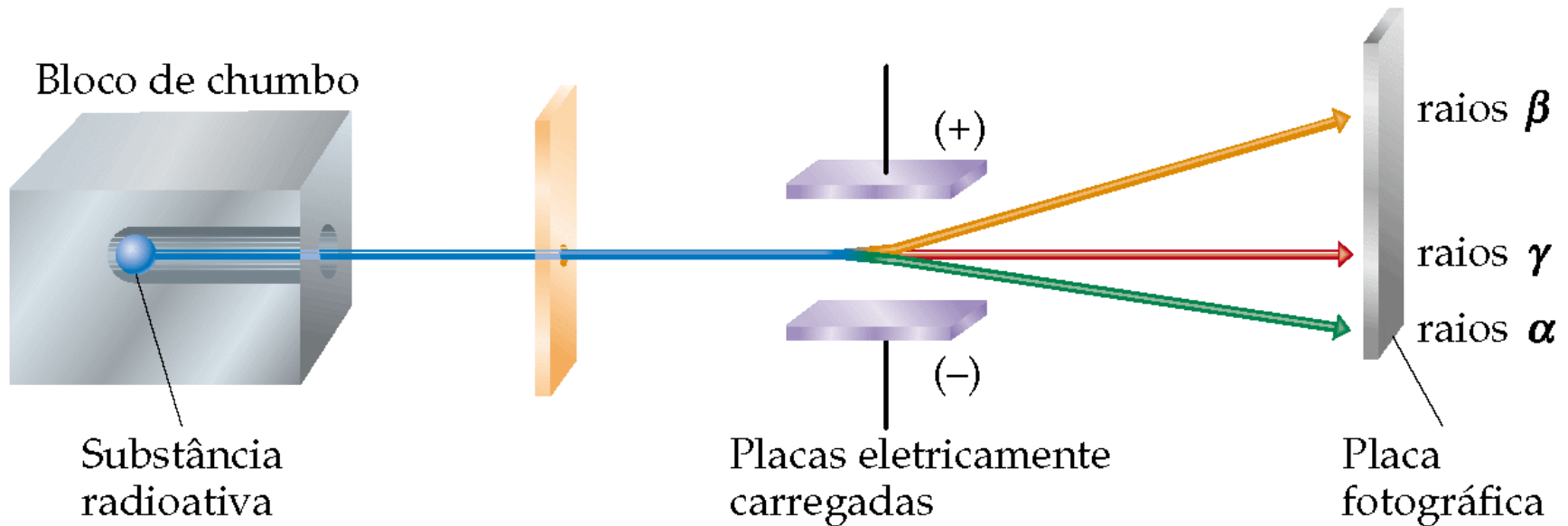
# A Descoberta da Estrutura Atômica

## Raios catódicos e elétrons

- Utilizando este experimento, Millikan determinou que a **carga no elétron é  $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$** .
- Conhecendo a proporção carga-massa,  $1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$ , Millikan calculou a **massa do elétron:  $9,10 \times 10^{-28} \text{ g}$** .
- Com números mais exatos, concluimos que a massa do elétron é  $9,10939 \times 10^{-28} \text{ g}$ .

# A Descoberta da Estrutura Atômica

## Radioatividade



- Descoberta por Henri Becquerel (1852-1908) e estudada por Marrie e Pierre Curie. Ex. Mineral urânio.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

## Radioatividade

- Um alto desvio no sentido da **chapa positiva** corresponde à **radiação que é negativamente carregada** e tem massa baixa. Essa se chama **radiação  $\beta$**  (consiste de elétrons).
- Nenhum desvio corresponde a uma **radiação neutra**. Essa se chama **radiação  $\gamma$** .
- Um pequeno desvio no sentido da **chapa carregada negativamente** corresponde à **radiação carregada positivamente** e de massa alta. Essa se chama **radiação  $\alpha$** .
- Combinação de  **$\alpha$**  com elétrons para formar He (Rutherford).

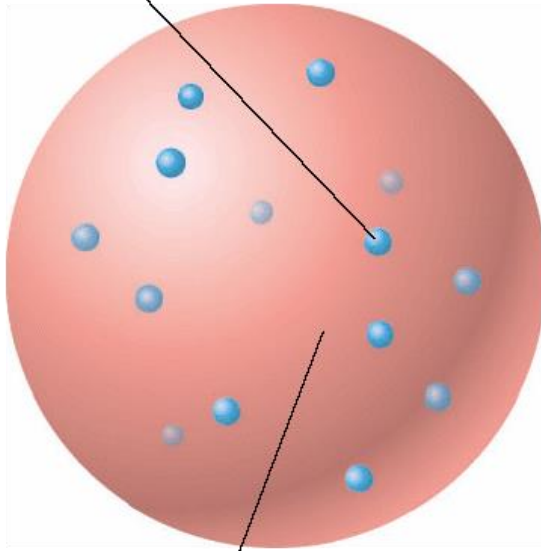
# A Descoberta da Estrutura Atômica

## O átomo com núcleo

- Pela separação da radiação, conclui-se que o átomo consiste de entidades **neutras** e carregadas **negativa** e **positivamente**.
- Thomson supôs que todas essas espécies carregadas eram encontradas em uma esfera.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

Elétron  
negativo



Carga positiva  
espalhada sobre a esfera

## O átomo com núcleo

- Thomson (sec. XX) propôs que o átomo consistia em uma esfera positiva uniforme de matéria, na qual os elétrons estavam incrustados, como a figura ao lado.
- Esse modelo, chamado de modelo “**pudim de ameixa**”, teve uma vida muito curta.

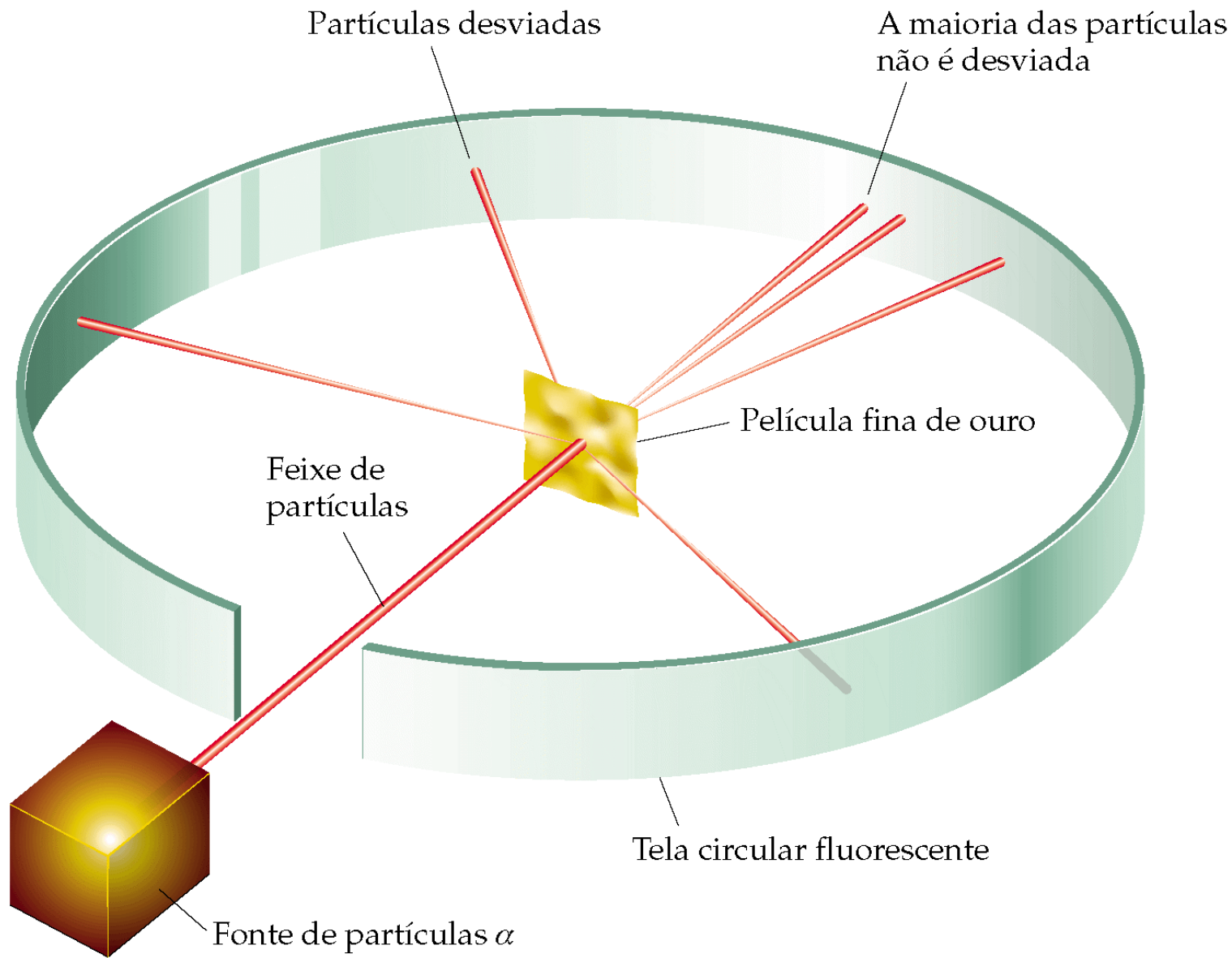
# A Descoberta da Estrutura Atômica

## O átomo com núcleo

- Em 1911, **Rutherford** executou um experimento que contestava o modelo de Thomson:
- Uma fonte de partículas  $\alpha$  foi colocada na boca de um detector circular.
- As partículas  $\alpha$  foram lançadas através de uma chapa fina de ouro.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

- A maioria das partículas  $\alpha$  passaram diretamente através da chapa, sem desviar.
- Algumas partículas  $\alpha$  foram desviadas com ângulos grandes.
- Se o modelo do átomo de Thomson estivesse correto, o resultado de Rutherford seria impossível.

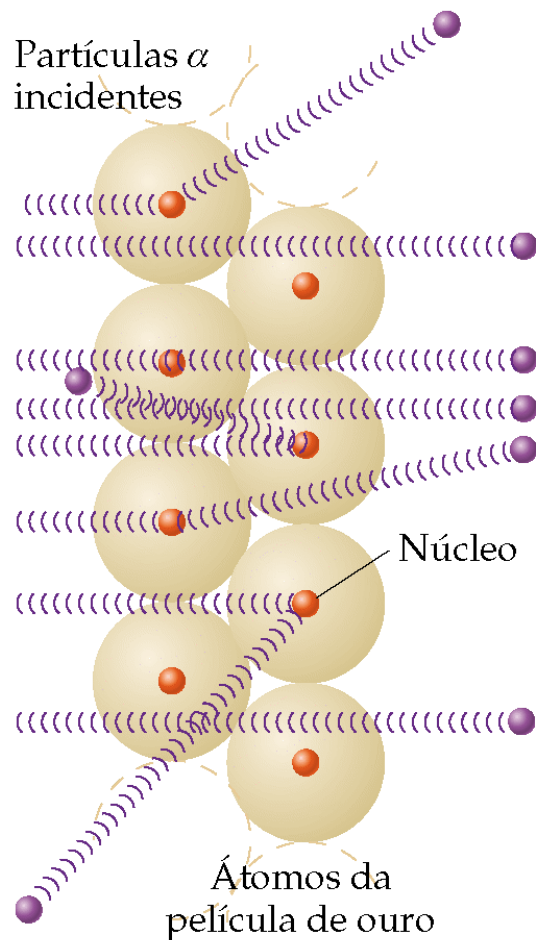


# A Descoberta da Estrutura Atômica

## O átomo com núcleo

- Para fazer com que a maioria das partículas  $\alpha$  passe através de um pedaço de chapa sem sofrer desvio, a maior parte do átomo deve consistir de carga negativa difusa de massa baixa – **o elétron**.
- Para explicar o pequeno número de desvios grandes das partículas  $\alpha$ , o **centro ou núcleo** do átomo deve ser constituído de uma **carga positiva** densa.

# A Descoberta da Estrutura Atômica



## O átomo com núcleo

- Rutherford modificou o modelo de Thomson da seguinte maneira:
  - Suponha que o átomo é esférico, mas a **carga positiva** deve estar localizada no **centro**, com uma **carga negativa** difusa **em torno dele**.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

- Por volta de 1911, Rutherford conseguiu explicar essas observações, postulando que:
- A maioria da massa do átomo e toda a sua carga positiva residiam em uma região muito pequena e extremamente densa, que ele chamou de **núcleo**.
- A maior parte do volume total do átomo é o espaço vazio, no qual os elétrons movem-se ao redor do **núcleo**.

# A Descoberta da Estrutura Atômica

- Estudos experimentais subsequentes levaram à descoberta de ambas as partículas no núcleo, as **partículas positivas** (*prótons*) e as **partículas neutras** (*nêutrons*).
- Os **prótons** foram descobertos em 1919 por Rutherford.
- Os **nêutrons** foram descobertos em 1923 por James Chadwich.
- O átomo consiste de entidades **neutras, positivas e negativas** (**prótons, elétrons e nêutrons**).

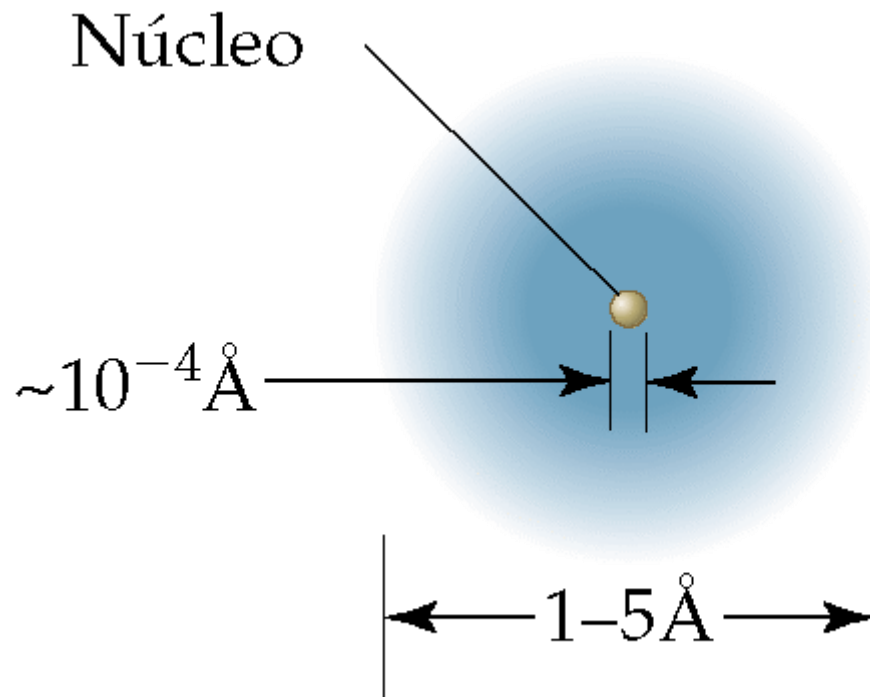
# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

- A carga do elétron é  $-1,602 \times 10^{-19}$  C, e a do próton é  $+1,602 \times 10^{-19}$  C.
- Por conveniência, as cargas atômicas e subatômicas são normalmente expressas em múltiplos desta carga em vez de coulombs. Assim, a carga do elétron é **1-**, e a do próton, **1+**.
- **Nêutrons não têm carga** e, por consequência, são eletricamente neutros.
- Os átomos têm um **número igual de elétrons e prótons**; logo, eles têm uma carga elétrica líquida neutra.

# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

- A maior parte do volume atômico é ocupado pelos elétrons.
- Usamos unidade de massa atômica,  $u$ , para expressar a massa atômica em g.  $1u = 1,66054 \times 10^{-24}$  g.
- Massa do próton  $\sim$  massa do nêutron = 1,0087 u
- Massa do elétron =  $5,486 \times 10^{-4}$  u.
- 1836  $e^-$  seriam necessários para igualar a massa de um próton.

# A Descoberta da Estrutura Atômica



# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

- Exercício: Sabendo que o diâmetro de 1 átomo de C é  $1,54 \text{ \AA}$ , expressar (a) o diâmetro em picômetros; (b) o número de átomos de C que poderiam ser alinhados lado a lado em uma linha reta pela extensão de um traço de lápis de  $0,20 \text{ mm}$  de largura.

# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

## Número Atômico

- O número de prótons no núcleo de um átomo determina a identidade do átomo. Cada elemento tem portanto, um **número atômico (Z)** entre 1 e 144, que é igual ao número de prótons no núcleo de um átomo daquele elemento.
- Átomos neutros contêm exatamente o número de elétrons necessários para equilibrar a carga do núcleo.

# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

## Número de Massa

- O núcleo de um átomo também é descrito por um **número de massa (A)** que é a soma do número de **prótons** e **nêutrons** no núcleo.
- A diferença entre o **número de massa** e o **número atômico** de um átomo é, portanto, igual ao *número de nêutrons* no núcleo daquele átomo.

# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

- **Número atômico (Z)** = número de prótons no núcleo.
- **Número de massa (A)** = número de prótons e nêutrons .
- Por convenção, para um elemento X, escreve-se:



# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

## Isótopos

- Átomos com o mesmo número atômico, mas números diferentes de nêutrons, são chamados de isótopos.
- Isótopos são dois ou mais átomos que possuem mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A)
- Ex.: O carbono tem quatro isótopos que ocorrem naturalmente:  $^{11}\text{C}$  (6 prótons e 5 nêutrons),  $^{12}\text{C}$  (6 prótons e 6 nêutrons),  $^{13}\text{C}$  (6 prótons e 4 nêutrons) e  $^{14}\text{C}$  (6 prótons e 8 nêutrons). (~99% na natureza é de  $^{12}\text{C}$ )

# A Visão Moderna da Estrutura Atômica

## Isóbaros e Isótonos

- **Isóbaros:** são dois ou mais átomos que possuem mesmo **número de massa** (A) e diferentes números atômicos (Z).



- **Isótonos:** são dois ou mais átomos que possuem mesmo **número de nêutrons** (N) e diferentes números atômicos (Z) e de massa (A).



# Massa atômica ou peso atômico

- Massa relativa atribuída arbitrariamente ao H = 1 (sem unidades)
- Conseqüentemente, massa do O = 16 (100 g de água contém 11,1 g de H e 88,9 g de O e se tem 2 H/O)
- $1\text{u} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g}$
- $1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ u}$
- Na realidade, representamos a massa atômica média (combinação dos isótopos), mas denominamos apenas como massa atômica (termo mais frequente) ou peso atômico.
- Ex. Calcular a massa atômica do C, sabendo que são encontrados na natureza: ~98,93% de  $^{12}\text{C}$  (12 u) e 1,07% de  $^{13}\text{C}$  (13,00335 u).

# A tabela periódica

- A **tabela periódica** é utilizada para organizar os 118 elementos de modo significativo.
- Como consequência dessa organização, existem propriedades periódicas associadas à tabela periódica.

Número atômico	1	2	3	4	9	10	11	12	17	18	19	20
Símbolo	H	He	Li	Be	F	Ne	Na	Mg	Cl	Ar	K	Ca
		Gás inerte	Metal reativo e macio		Gás inerte	Metal reativo e macio			Gás inerte	Metal reativo e macio		

# A tabela periódica

- As colunas na tabela periódica chamam-se *grupos* (numeradas de 1A a 8A ou de 1 a 18).
- As linhas na tabela periódica chamam-se *períodos*.
- Os metais estão localizados no lado esquerdo da tabela periódica (a maioria dos elementos são metais).
- Os não-metais estão localizados na parte superior do lado direito da tabela periódica.
- Os elementos com propriedades similares, tanto com os metais quanto com os não-metais, são chamados metalóides e estão localizados no espaço entre os metais e os não-metais.

# A tabela periódica

- Alguns dos grupos na tabela periódica recebem nomes especiais.
- Estes nomes indicam as similaridades entre os membros de um grupo:

Grupo 1A: **Metais Alcalinos**

Grupo 2A: **Metais Alcalinos Terrosos**

Grupo 6A: **Calcogênios**

Grupo 7A: **Halogênios**

Grupo 8A: **Gases Nobres**

# Tabela Periódica dos Elementos

1 1A	Novo Original																18 VIIIA	
1 H Hidrogênio 1.00794																	2 He Hélio 4.002602	
2 3 Li Lítio 6.941	4 Be Berílio 9.012182											13 B Boro 10.811	14 C Carbono 12.0107	15 N Nitrogênio 14.00674	16 O Oxigênio 15.9994	17 F Flúor 18.9984032	18 Ne Neônio 20.1797	
3 11 Na Sódio 22.989770	12 Mg Magnésio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 —	9 —	10 —	11 IB	12 IIB	13 Al Alumínio 26.981538	14 Si Silício 28.0855	15 P Fósforo 30.973761	16 S Enxofre 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argônio 39.948	
4 19 K Potássio 39.0983	20 Ca Cálcio 40.078	21 Sc Escândio 44.955910	22 Ti Titânio 47.867	23 V Vanádio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganês 54.938049	26 Fe Ferro 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinco 65.409	31 Ga Gálio 69.723	32 Ge Germânio 72.64	33 As Arsênio 74.92160	34 Se Selênio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Criptônio 83.798	
5 37 Rb Rubídio 85.4678	38 Sr Estrôncio 87.62	39 Y Ítrio 88.90585	40 Zr Zircônio 91.224	41 Nb Níbio 92.90638	42 Mo Molibdênio 95.94	43 Tc Tecnécio (98)	44 Ru Rutênio 101.07	45 Rh Ródio 102.90550	46 Pd Paládio 106.42	47 Ag Prata 107.8682	48 Cd Cádmio 112.411	49 In Índio 114.818	50 Sn Estanho 118.710	51 Sb Antimônio 121.760	52 Te Telúrio 127.60	53 I Iodo 126.90447	54 Xe Xenônio 131.293	
6 55 Cs Césio 132.90545	56 Ba Bário 137.327	57 to 71		72 Hf Háfênio 178.49	73 Ta Tântalo 180.9479	74 W Tungstênio 183.84	75 Re Rênio 186.207	76 Os Ósmio 190.23	77 Ir Íridio 192.217	78 Pt Platina 195.078	79 Au Ouro 196.96655	80 Hg Mercúrio 200.59	81 Tl Tálio 204.3833	82 Pb Chumbo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polônio (209)	85 At Astató (210)	86 Rn Radônio (222)
7 87 Fr Frâncio (223)	88 Ra Rádio (226)	89 to 103		104 Rf Ruterfórdio (261)	105 Db Dúbnio (262)	106 Sg Seabórgio (266)	107 Bh Bóhrnio (264)	108 Hs Hássio (269)	109 Mt Meitnério (268)	110 Ds Darmstádio (271)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Uub Ununbium (285)	113 Uut Ununtrium (284)	114 Uuq Ununquádmio (289)	115 Uup Ununpentium (288)	116 Uuh Ununhexium (292)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium

Massas atômicas em parênteses são aquelas do isótopo mais estável ou comum.

Direitos autorais de design © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Nota: Os números de subgrupo 1-18 foram adotados em 1984 pela International Union of Pure and Applied Chemistry (União Internacional de Química Pura e Aplicada). Os nomes dos elementos 112-118 são os equivalentes latinos desses números.

57 La Lantânio 138.9055	58 Ce Cério 140.116	59 Pr Praseodímio 140.90768	60 Nd Neodímio 144.24	61 Pm Promécio (145)	62 Sm Samário 150.36	63 Eu Európio 151.964	64 Gd Gadolínio 157.25	65 Tb Térbio 158.92534	66 Dy Disprósio 162.500	67 Ho Hólmio 164.93032	68 Er Érbio 167.259	69 Tm Túlio 168.93421	70 Yb Ítérbio 173.04	71 Lu Lutécio 174.967
89 Ac Actínio (227)	90 Th Tório 232.0381	91 Pa Protactínio 231.03688	92 U Urânio 238.02891	93 Np Netúnio (237)	94 Pu Plutônio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Cúrio (247)	97 Bk Berquélio (247)	98 Cf Califórnio (251)	99 Es Einsténio (252)	100 Fm Férmio (257)	101 Md Mendelévio (268)	102 No Nobélio (269)	103 Lr Laurêncio (262)

# Moléculas e Compostos Moleculares

## Moléculas e Fórmulas Químicas

- **Moléculas** são reuniões de dois ou mais átomos ligados firmemente entre si.
- Cada molécula tem uma fórmula química.
- A fórmula química indica:
  - quais átomos são encontrados na molécula e
  - em qual proporção eles são encontrados.

# Moléculas e Compostos Moleculares

## Moléculas e fórmulas químicas

- Compostos formados a partir de moléculas são **compostos moleculares** e contêm mais de um tipos de átomo.

Ex.: H<sub>2</sub>O

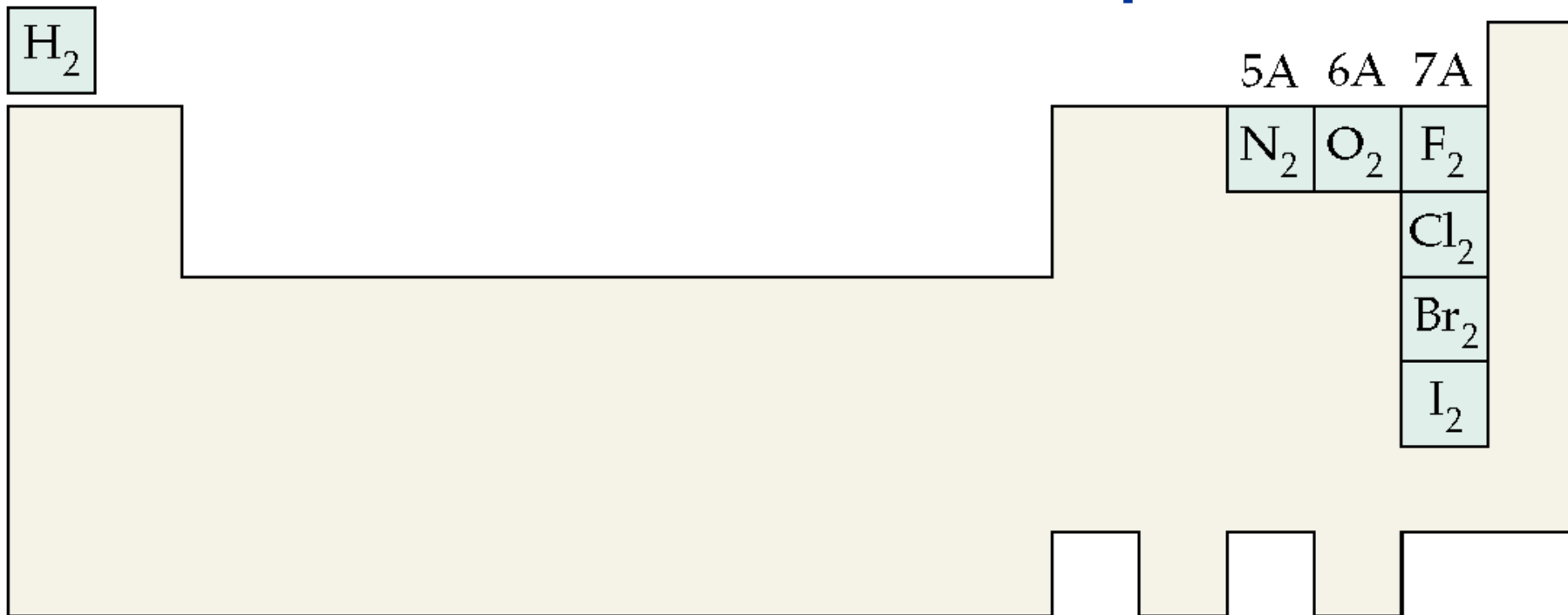
*A maioria das substâncias moleculares que encontraremos contém apenas não-metais*

- As moléculas que contêm **dois** átomos ligados entre si são chamadas moléculas *diatômicas*.

Ex.: O<sub>2</sub> (lê-se: “ó dois”)

# Moléculas e Compostos Moleculares

## Moléculas e fórmulas químicas



# Moléculas e Compostos Moleculares

## Fórmulas moleculares e mínimas

- Fórmulas moleculares:
  - Fornecem os **números e tipos reais** de átomos em uma molécula.

Exemplos:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$  e  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

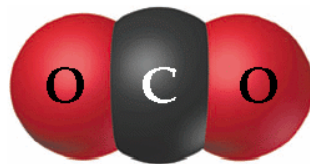
# Moléculas e Compostos Moleculares

## Fórmulas moleculares e mínimas

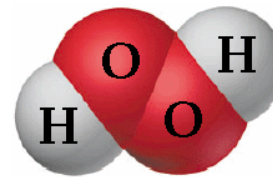
- Fórmulas moleculares



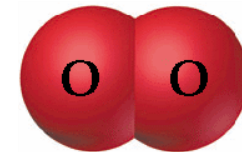
Água,  $\text{H}_2\text{O}$



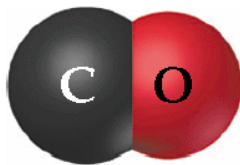
Dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$



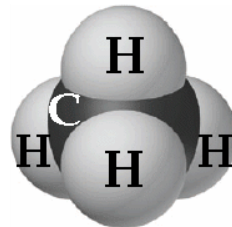
Peróxido de hidrogênio,  $\text{H}_2\text{O}_2$



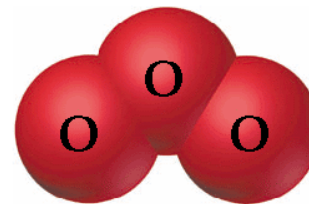
Oxigênio,  $\text{O}_2$



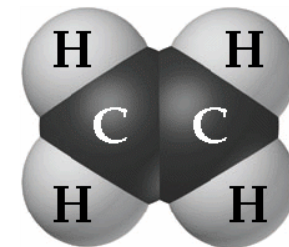
Monóxido de carbono,  $\text{CO}$



Metano,  $\text{CH}_4$



Ozônio,  $\text{O}_3$



Etileno,  $\text{C}_2\text{H}_4$

# Moléculas e Compostos Moleculares

## Fórmulas moleculares e mínimas

- Fórmulas mínimas:
  - Fornecem os **números e tipos relativos** de átomos em uma molécula.
  - Isto é, elas fornecem o **menores números inteiros** proporcionais possíveis dos átomos em uma molécula.

Exemplos:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{HO}$ ,  $\text{CH}_2$ .

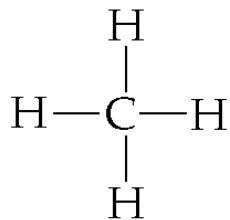
# Moléculas e Compostos Moleculares

## Desenhando as moléculas

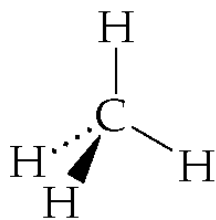
- As moléculas ocupam um espaço tridimensional.
- No entanto, normalmente as representamos em duas dimensões.
- A **fórmula estrutural** fornece a conectividade entre átomos individuais na molécula.
- A fórmula estrutural pode ou não ser usada para se mostrar a forma tridimensional da molécula.
- Se a fórmula estrutural mostra a forma da molécula, então usa-se o desenho em perspectiva: **o modelo de bola e palito ou o modelo de preenchimento do espaço.**

# Moléculas e Compostos Moleculares

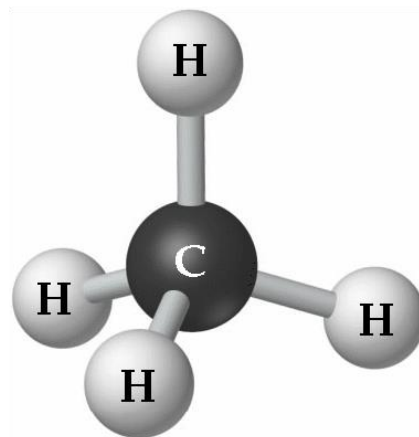
## Desenhando as moléculas



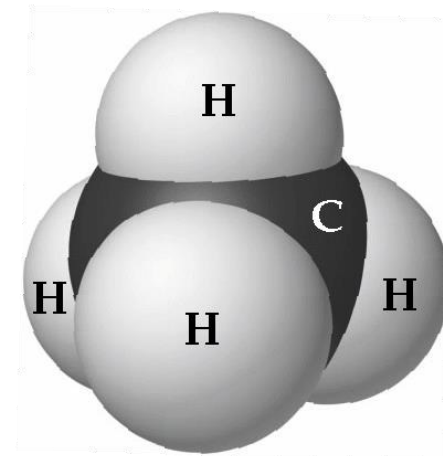
Fórmula estrutural



Desenho em perspectiva



Modelo de bola e palito



Modelo preenchimento do espaço

# Iões e Compostos Iônicos

## A Diferença entre Átomos e Íons

Elétrons: **carga negativa**

Prótons: **carga positiva**

$n^0$  de elétrons =  $n^0$  de prótons



átomo eletricamente neutro

# Íons e Compostos Iônicos

- Quando um átomo ou uma molécula **perde elétrons**, eles ficam com **carga positiva**.
  - Por exemplo, quando o **Na** perde um elétron, ele se transforma em um **Na<sup>+</sup>**.
- Íons com carga positiva são chamados de ***cátions***.

# Íons e Compostos Iônicos

- Quando um átomo ou uma molécula **ganha elétrons**, eles ficam com **carga negativa**.
- Por exemplo, quando o **Cl** ganha um elétron ele se transforma em **Cl<sup>-</sup>**.
- Íons com carga negativa são chamados de **ânions**.
- Um átomo ou uma molécula pode perder mais de um elétron.

# Íons e Compostos Iônicos

*Em geral:*

*Átomos metálicos tendem a perder elétrons para se transformarem em cátions; íons não-metálicos tendem a ganhar elétrons para formarem ânions*

## Previsão das cargas iônicas

O número de elétrons que um átomo perde está relacionado com a sua posição na tabela periódica.

# Íons e Compostos Iônicos

## Previsão das cargas iônicas

1A	2A	Metais de transição										3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H <sup>+</sup>																	H <sup>-</sup>	GASES NOBRES
Li <sup>+</sup>														N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>		
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>											Al <sup>3+</sup>			S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>		
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>														Se <sup>2-</sup>	Br		
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>														Te <sup>2-</sup>	I		
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>																	

# Íons e Compostos Iônicos

## Compostos Iônicos

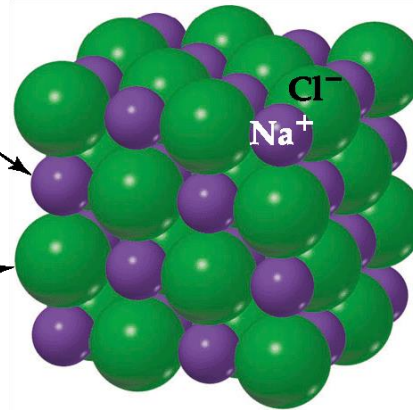
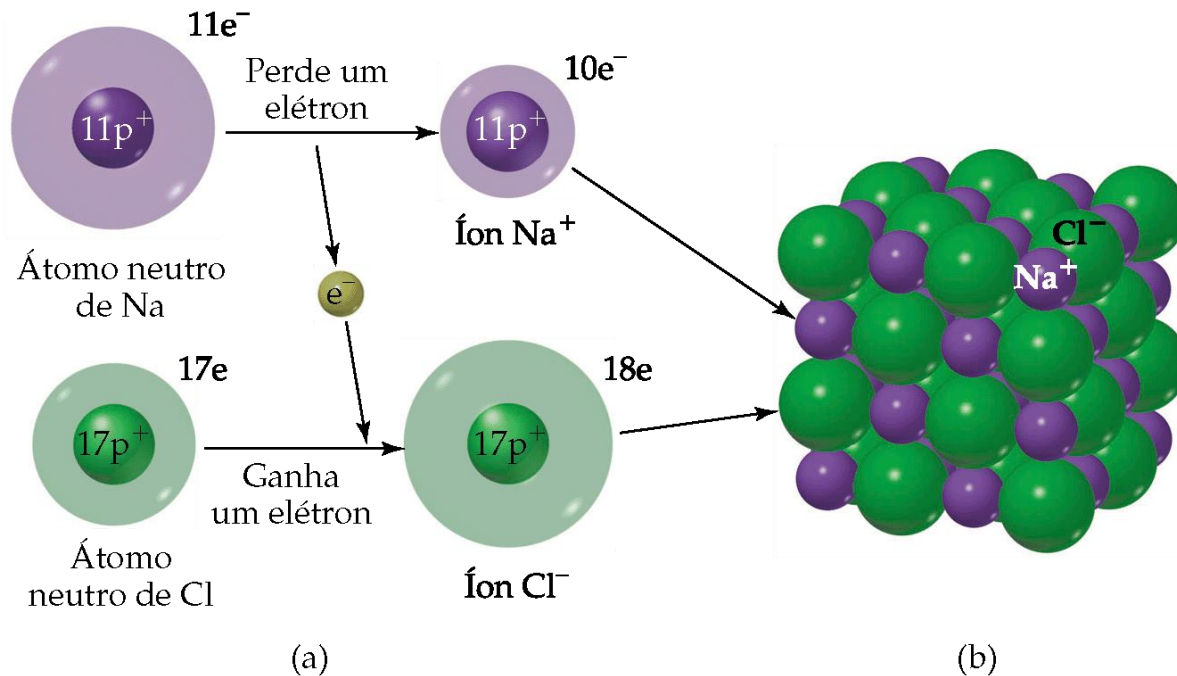
Grande parte da química envolve a **transferência de elétrons** entre substâncias

Exemplo:

- Para formar o NaCl, o átomo de sódio neutro, Na, deve perder um elétron para se transformar em um cátion:  $\text{Na}^+$ .
- O elétron não pode ser totalmente perdido, dessa forma ele é transferido para um átomo de cloro, Cl, que então se transforma em um ânion: o  $\text{Cl}^-$ .
- Os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  ligam-se para formar o cloreto de sódio (NaCl), mais conhecido como sal de cozinha.

# Íons e Compostos Iônicos

## Compostos iônicos



# Íons e Compostos Iônicos

## Compostos iônicos

- Importante: observe que não existem moléculas de NaCl facilmente identificáveis na rede iônica. Portanto, não podemos usar fórmulas moleculares para descrevermos substâncias iônicas.
- Considere a formação do  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ :
- O Mg perde dois elétrons para se transformar em um  $\text{Mg}^{2+}$ ;

# Íons e Compostos Iônicos

## Compostos iônicos

- O nitrogênio ganha três elétrons para se transformar em um  $N^{3-}$ .
- Para uma substância neutra, o número de elétrons perdidos e ganhos deve ser igual.
- No entanto, o Mg só pode perder elétrons de dois em dois, e o N só pode receber elétrons de três em três.

# Íons e Compostos Iônicos

## Compostos iônicos

- Conseqüentemente, o Mg precisa perder 6 elétrons ( $2 \times 3$ ) e o N precisa ganhar esses 6 elétrons ( $3 \times 2$ ).
- Isto é, 3 átomos de Mg precisam formar 3 íons  $\text{Mg}^{2+}$  (totalizando  $3 \times 2+$  cargas), e 2 átomos de N precisam formar 2 íons  $\text{N}^{3-}$  (totalizando  $2 \times 3-$  cargas).
- Portanto, a fórmula é  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

- A nomenclatura de compostos é dividida em **compostos orgânicos** (aqueles que contêm C) e **compostos inorgânicos** (o resto da tabela periódica).
- Os cátions formados a partir de um metal têm o mesmo nome do metal.

Exemplo:  $\text{Na}^+$  = **íon de sódio**.

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

- Se o metal puder formar **mais de um cátion**, a carga é indicada entre parênteses no nome.

Exemplos: **Cu<sup>+</sup>** = cobre(**I**); **Cu<sup>2+</sup>** = cobre(**II**).

- Os cátions formados de não-metais têm a terminação **-io**.

Exemplo: **NH<sub>4</sub><sup>+</sup>** = íon am**ônio**.

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

TABELA 2.4 Cations comuns

Carga	Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
1+	H <sup>+</sup>	Íon hidrogênio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Íon amônio
	Li <sup>+</sup>	Íon lítio	Cu <sup>+</sup>	Íon cobre(I) ou cuproso
	Na <sup>+</sup>	Íon sódio		
	K <sup>+</sup>	Íon potássio		
	Cs <sup>+</sup>	Íon céσιο		
	Ag <sup>+</sup>	Íon prata		
2+	Mg <sup>2+</sup>	Íon magnésio	Co <sup>2+</sup>	Íon cobalto(II) ou cobaltoso
	Ca <sup>2+</sup>	Íon cálcio	Cu <sup>2+</sup>	Íon cobre(II) ou cúprico
	Sr <sup>2+</sup>	Íon estrôncio	Fe <sup>2+</sup>	Íon ferro(II) ou férrico
	Ba <sup>2+</sup>	Íon bário	Mn <sup>2+</sup>	Íon manganês(II) ou manganoso
	Zn <sup>2+</sup>	Íon zinco	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	Íon mercúrio(I) ou mercuroso
	Cd <sup>2+</sup>	Íon cádmio	Hg <sup>2+</sup>	Íon mercúrio(II) ou mercúrico
			Ni <sup>2+</sup>	Íon níquel(II) ou niqueloso
			Pb <sup>2+</sup>	Íon chumbo(II) ou plumboso
			Sn <sup>2+</sup>	Íon estanho(II) ou estanoso
3+	Al <sup>3+</sup>	Íon alumínio	Cr <sup>3+</sup>	Íon cromo(III) ou crômico
			Fe <sup>3+</sup>	Íon ferro(III) ou férrico

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

- Os **ânions monoatômicos** (com apenas **um** átomo) são chamados **-eto**.

Exemplo:  $\text{Cl}^-$  é o **íon cloreto**,  $\text{H}^-$  é o **íon hidreto**.

Exceções: hidróxido ( $\text{OH}^-$ ), cianeto ( $\text{CN}^-$ ), peróxido ( $\text{O}_2^{2-}$ ).

- Os **ânions poliatômicos** (com **muitos** átomos) que contêm oxigênio têm a terminação **-ato** ou **-ito**. (Aquele com mais oxigênio é chamado **-ato**.)

Exemplos:  $\text{NO}_3^-$  (nit**ato**),  $\text{NO}_2^-$  (nit**ito**);  $\text{SO}_4^{2-}$  (sulf**ato**),

$\text{SO}_3^{2-}$  (sulf**ito**);

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

- Os ânions poliatômicos contendo **oxigênio** com mais de dois membros na série são denominados como se segue (em ordem decrescente de oxigênio):

per-....-ato

-ato

-ito

hypo-....-ito

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

Ânion  
simples

\_\_\_\_eto  
(cloreto,  $\text{Cl}^-$ )

+ átomo de O

- átomo de O

- átomo de O

Oxiânions

per\_\_\_\_ato  
(perclorato,  $\text{ClO}_4^-$ )

\_\_\_\_ato  
(clorato,  $\text{ClO}_3^-$ )

\_\_\_\_ito  
(clorito,  $\text{ClO}_2^-$ )

hypo\_\_\_\_ito  
(hipoclorito,  $\text{ClO}^-$ )

Oxiânion  
comum  
ou típico

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

- Os ânions poliatômicos que contêm oxigênio com hidrogênios adicionais recebem o nome adicionando-se **hidrogeno** ou bi- (um H), **dihidrogeno** (dois H), etc., ao nome, como se segue:

$\text{CO}_3^{2-}$  é o ânion carbonato

$\text{HCO}_3^-$  é o ânion **hidrogeno**carbonato (ou bicarbonato).

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  é o ânion **dihidrogeno**fosfato.

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

- Para o **composto iônico** dá-se o nome para o ânion seguido do prefixo “**de**” e do nome do cátion.

Exemplo:  $\text{BaBr}_2$  = brometo de bário.

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

TABELA 2.5 Ânions comuns

Carga	Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
1-	H <sup>-</sup>	Íon hidreto	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Íon acetato
	F <sup>-</sup>	Íon fluoreto	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Íon clorato
	Cl <sup>-</sup>	Íon cloreto	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Íon perclorato
	Br <sup>-</sup>	Íon brometo	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Íon nitrato
	I <sup>-</sup>	Íon iodeto	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Íon permanganato
	CN <sup>-</sup>	Íon cianeto		
	OH <sup>-</sup>	Íon hidróxido		
2-	O <sup>2-</sup>	Íon óxido	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Íon carbonato
	O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	Íon peróxido	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Íon cromato
	S <sup>2-</sup>	Íon sulfeto	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Íon dicromato
			SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Íon sulfato
3-	N <sup>3-</sup>	Íon nitreto	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Íon cromo(III) ou crômico

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

## Nomes e fórmulas dos ácidos

- Os nomes dos ácidos estão relacionados com os nomes dos ânions:

-**eto** transforma-se em ácido ....**-ídrico**;

-**ato** transforma-se em ácido **-ico**;

-**ito** transforma-se em ácido **-oso**.

Ânion

\_\_\_\_\_eto  
(cloreto,  $\text{Cl}^-$ )

adiciona

$\text{H}^+$

íons

Ácido

Ácido\_\_\_\_\_ídrico  
(ácido clorídrico,  $\text{HCl}$ )

\_\_\_\_\_ato  
(clorato,  $\text{ClO}_3^-$ )  
(perclorato,  $\text{ClO}_4^-$ )

adiciona

$\text{H}^+$

íons

Ácido\_\_\_\_\_ico  
(ácido clórico,  $\text{HClO}_3$ )  
(ácido perclórico,  $\text{HClO}_4$ )

\_\_\_\_\_ito  
(clorito,  $\text{ClO}_2^-$ )  
(hipoclorito,  $\text{ClO}^-$ )

adiciona

$\text{H}^+$

íons

Ácido\_\_\_\_\_oso  
(ácido cloroso,  $\text{HClO}_2$ )  
(ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$ )

# Nomeclatura de Composto Inorgânicos

## Nomes e fórmulas de compostos moleculares binários

- Os compostos moleculares binários têm dois elementos.
- O elemento **mais metálico** é normalmente escrito **antes** (por exemplo, o que se encontra mais à esquerda na tabela periódica). Exceção:  $\text{NH}_3$ .
- Se ambos os elementos estiverem no **mesmo grupo**, o que fica **mais abaixo** é escrito primeiro.
- Os **prefixos gregos** são utilizados para indicar o **número de átomos**.

**TABELA 2.6** Prefixos usados para dar nomes aos compostos binários formados entre não-metais

<b>Prefixo</b>	<b>Significado</b>
Mono-	1
Di-	2
Tri-	3
Tetra-	4
Penta-	5
Hexa-	6
Hepta-	7
Octa-	8
Nona-	9
Deca-	10

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Alcanos

- **Química orgânica:** é o estudo da química dos compostos de carbono.
- **Os alcanos** contêm somente C e H e são denominados *hidrocarbonetos*.
- Todos os nomes dos alcanos terminam com o sufixo **-ano**.

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Alcanos

- Os alcanos recebem os nomes de acordo com o número de átomos de **C** em sua **cadeia principal**:
  - O **metano** tem **um** átomo de C ( $\text{CH}_4$ )
  - O **etano** tem **dois** átomos de C ( $\text{CH}_3\text{CH}_3$ )
  - O **propano** tem **três** átomos de C ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ )
  - O **butano** tem **quatro** átomos de C ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ )
  - Os demais seguem a nomenclatura da tabela 2.6

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Alguns derivados dos alcanos

- Quando os átomos de H nos alcanos são substituídos por **heteroátomos** (átomos diferentes de C ou H), teremos introduzido um **grupo funcional** no alcano.
- Quando um H é substituído por -OH, forma-se um **álcool**.
- Os álcoois também recebem os nomes pelo número de átomos de C.

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Alguns derivados dos alcanos

- Considere o propanol: existem dois lugares para o OH: em um C externo ou em um C do meio.
  - Quando o OH é externo, chamamos a substância de *1-propanol*.
  - Quando o OH está no C do meio, tem-se *2-propanol*.

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Alguns derivados dos alcanos

- Quando as **ligações simples** em um alcano são substituídas por **uma** ou **mais ligações duplas**, forma-se os ***alcenos***.
- Quando uma ligação dupla é formada entre o **C** e o **O**, forma-se os **ácidos carboxílicos**, as **cetonas**, os **aldeídos** e os **ésteres**.
- Toda molécula orgânica com ligações **duplas** ou **triplas** é chamada de ***insaturada***.

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Exercícios

- Defina átomos, moléculas e íons.
- O que significa  $S_8$ ? Como ele difere de  $8S$ ?
- Escolha uma molécula e represente a sua fórmula química e fórmula estrutural.

# Alguns Compostos Orgânicos simples

## Exercícios

- Indique os nomes dos compostos: (a)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , (b)  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  e (c)  $\text{NH}_4\text{ClO}_3$ , (d)  $\text{SiCl}_4$ , (e)  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .
- Escreva as fórmulas dos compostos: (a) nitrato de mercúrio I, (b) sulfeto de céσιο, (c) fosfato de cálcio, (d) dissulfeto de carbono, (e) hexabrometo de dissilício.