

QFL 0605 – QUÍMICA GERAL GEOLOGIA

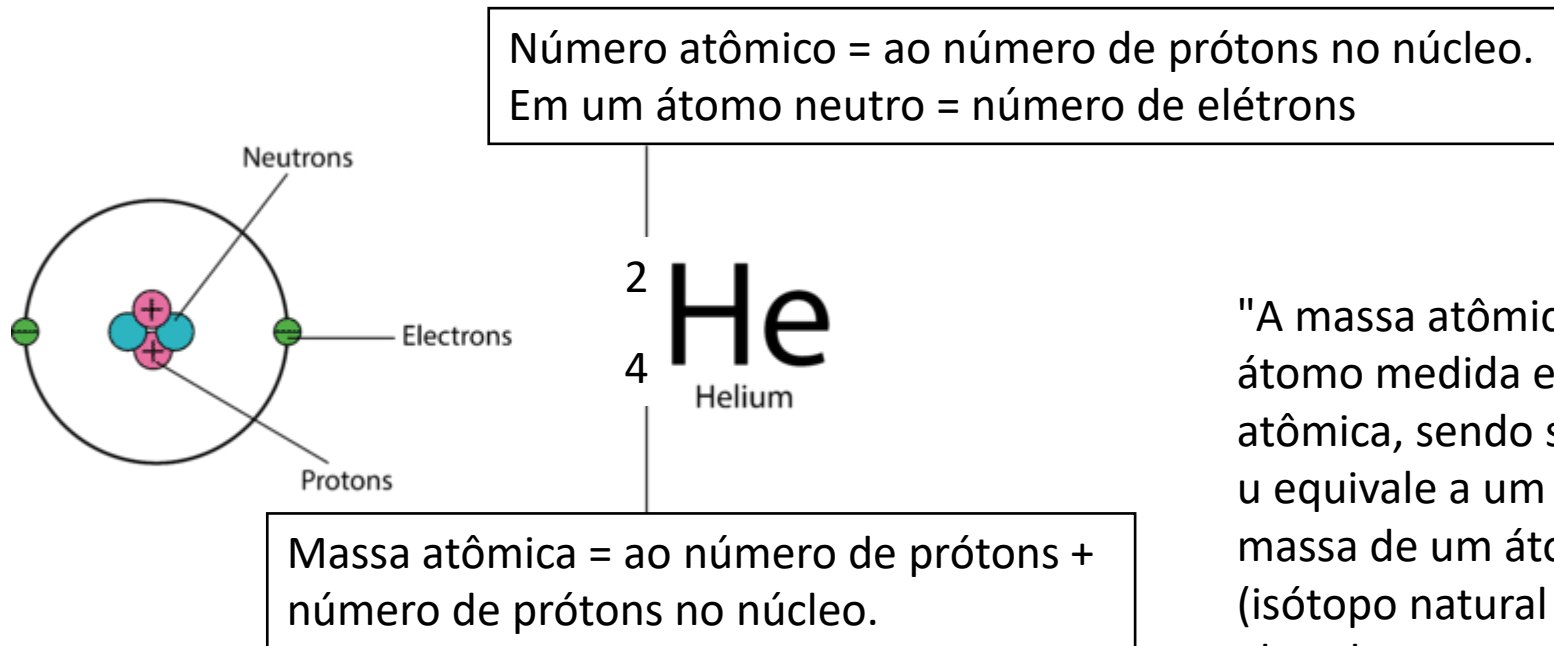
Conceitos básicos

Estequiometria, balanceamento de equações químicas

Equilíbrio físico

A química é o estudo da matéria e das mudanças que ela sofre

Até agora, foram identificados, sem sombra de dúvida, 118 elementos. A maior parte deles ocorre naturalmente na Terra. Os outros foram criados pelos cientistas por meio de processos nucleares



"A massa atômica é a massa de um átomo medida em unidade de massa atômica, sendo simbolizada por "u". 1 u equivale a um doze avos (1/12) da massa de um átomo de carbono-12 (isótopo natural do carbono mais abundante, que possui seis prótons e seis nêutrons, ou seja, um total de número de massa igual a 12).



PERIOD	GROUP 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H Hydrogen 1.008																	He Helium 4.003
2	Li Lithium 6.94	Be Beryllium 9.012											B Boron 10.81	C Carbon 12.01	N Nitrogen 14.01	O Oxygen 16.00	F Fluorine 18.99	Ne Neon 20.18
3	Na Sodium 22.99	Mg Magnesium 24.31											Al Aluminum 26.98	Si Silicon 28.09	P Phosphorus 30.97	S Sulfur 32.06	Cl Chlorine 35.45	Ar Argon 39.95
4	K Potassium 39.10	Ca Calcium 40.08	Sc Scandium 44.96	Ti Titanium 47.88	V Vanadium 50.94	Cr Chromium 52.00	Mn Manganese 54.94	Fe Iron 55.85	Co Cobalt 58.93	Ni Nickel 58.69	Cu Copper 63.55	Zn Zinc 65.38	Ga Gallium 69.72	Ge Germanium 72.64	As Arsenic 74.90	Se Selenium 78.96	Br Bromine 79.90	Kr Krypton 83.79
5	Rb Rubidium 85.47	Sr Strontium 87.62	Y Yttrium 88.91	Zr Zirconium 91.22	Nb Niobium 92.91	Mo Molybdenum 95.94	Tc Technetium (98)	Ru Ruthenium 101.1	Rh Rhodium 102.9	Pd Palladium 106.4	Ag Silver 107.9	Cd Cadmium 112.4	In Indium 114.8	Sn Tin 118.7	Sb Antimony 121.8	Te Tellurium 127.6	I Iodine 126.9	Xe Xenon 131.3
6	Cs Cesium 132.9	Ba Barium 137.3	57-71 Lanthanides	Hf Hafnium 178.5	Ta Tantalum 180.9	W Tungsten 183.8	Re Rhenium 186.2	Os Osmium 190.3	Ir Iridium 192.2	Pt Platinum 195.1	Au Gold 197.0	Hg Mercury 200.5	Tl Thallium 204.38	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.0	Po Polonium (209)	At Astatine (210)	Rn Radon (222)
7	Fr Francium (223)	Ra Radium (226)	89-103 Actinides	Rf Rutherfordium (261)	Db Dubnium (264)	Sg Seaborgium (266)	Bh Bohrium (269)	Hs Hassium (277)	Mt Meitnerium (276)	Ds Darmstadtium (281)	Rg Roentgenium (288)	Cn Copernicium (285)	Nh Nihonium (284)	Fl Flerovium (289)	Mc Moscovium (288)	Lv Livermorium (293)	Ts Tennessine (294)	Og Oganesson (294)

- Alkali Metals
- Alkaline Earth Metals
- Transition Metals
- Other Metals
- Metalloids
- Non-metals
- Halogens
- Noble Gases
- Lanthanides
- Actinides

78 — Atomic Number

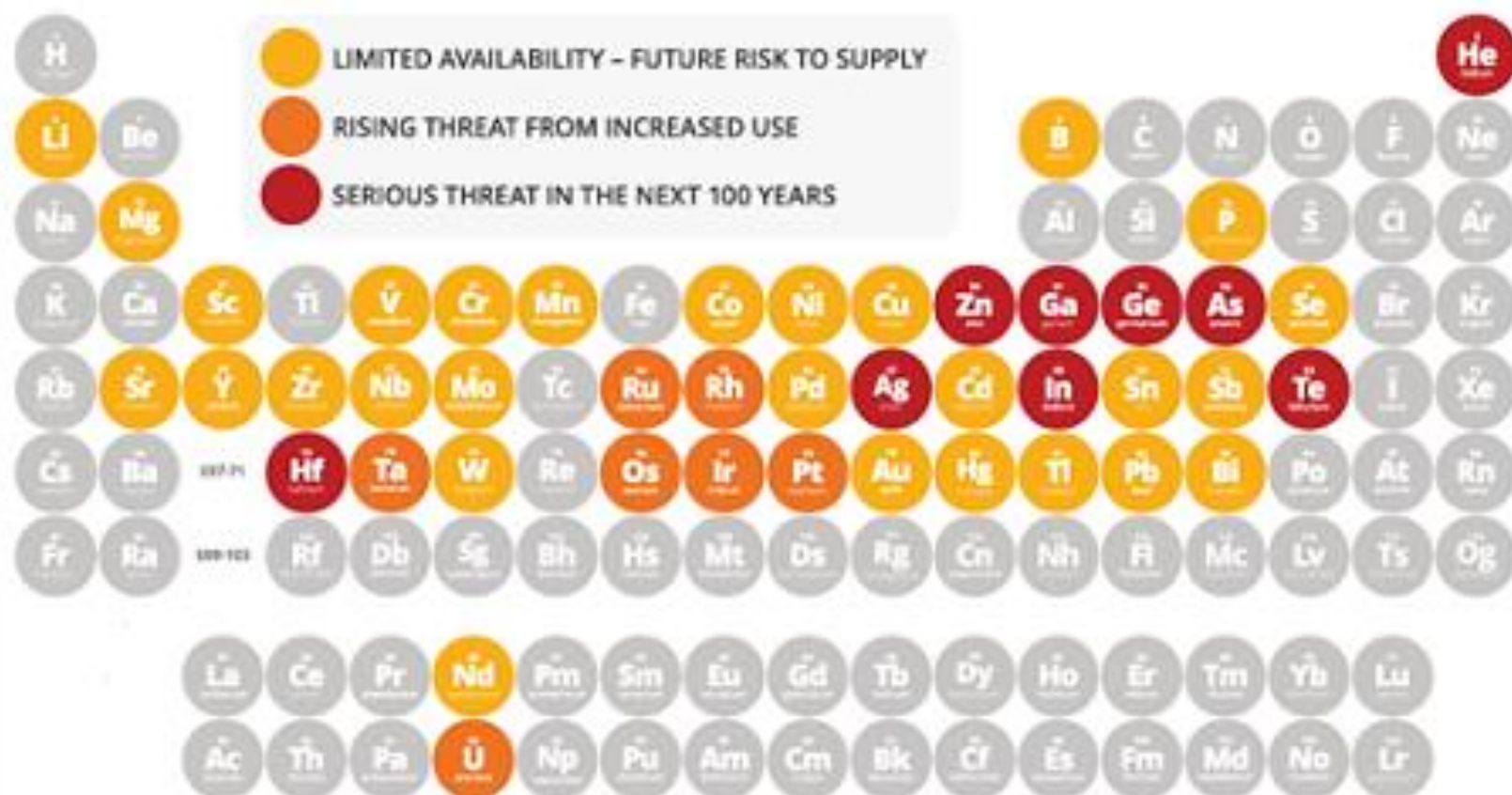
Pt — Symbol

Platinum — Name

195.1 — Average Atomic Mass

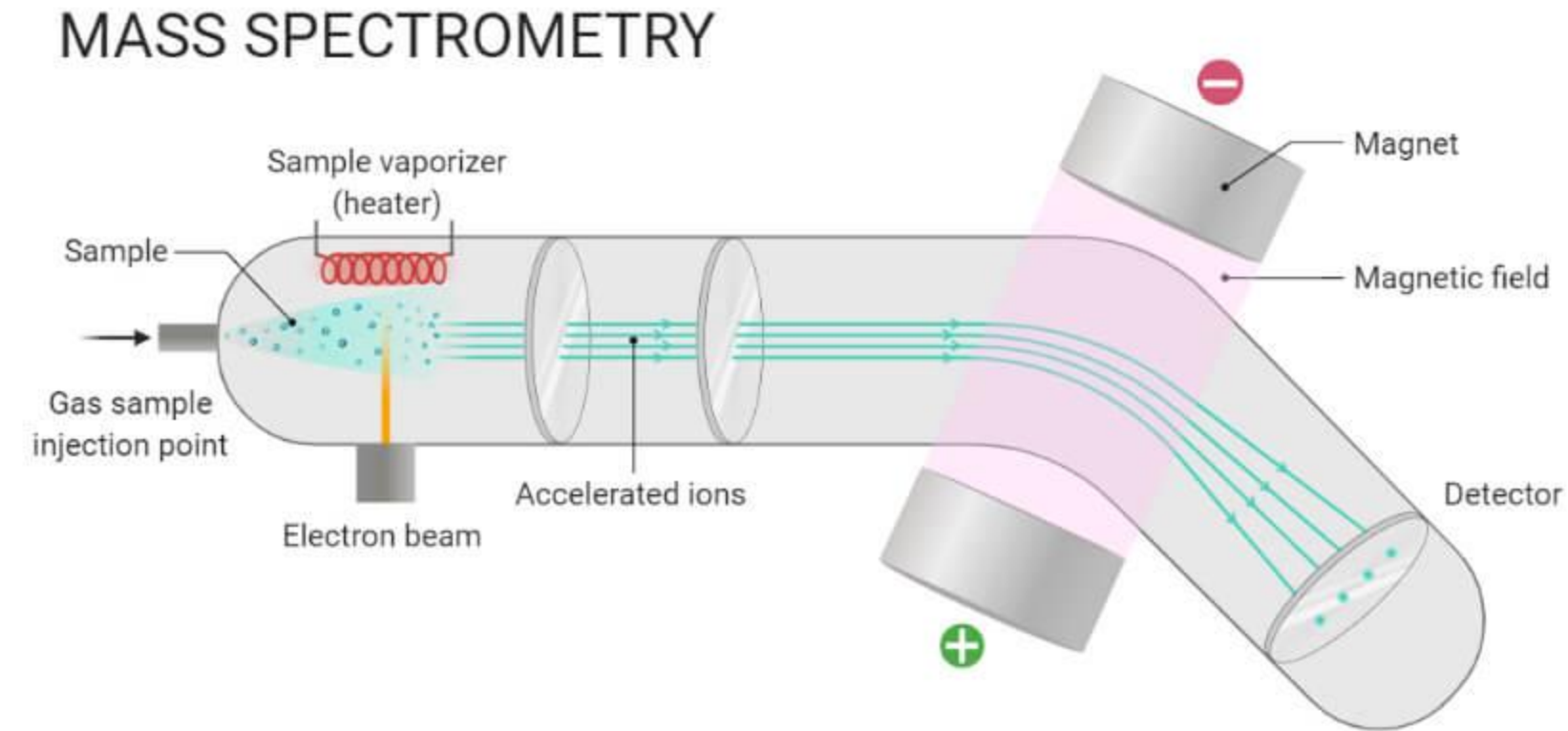
La Lanthanum 138.9	Ce Cerium 140.1	Pr Praseodymium 140.9	Nd Neodymium 144.2	Pm Promethium (145)	Sm Samarium 150.4	Eu Europium 152.0	Gd Gadolinium 157.2	Tb Terbium 158.9	Dy Dysprosium 162.5	Ho Holmium 164.9	Er Erbium 167.3	Tm Thulium 168.9	Yb Ytterbium 173.0	Lu Lutetium 175.0
Ac Actinium (227)	Th Thorium 232.0	Pa Protactinium 231.0	U Uranium 238.0	Np Neptunium (237)	Pu Plutonium (244)	Am Americium (243)	Cm Curium (247)	Bk Berkelium (247)	Cf Californium (251)	Es Einsteinium (252)	Fm Fermium (257)	Md Mendelevium (258)	No Nobelium (259)	Lr Lawrencium (262)

THE PERIODIC TABLE'S ENDANGERED ELEMENTS



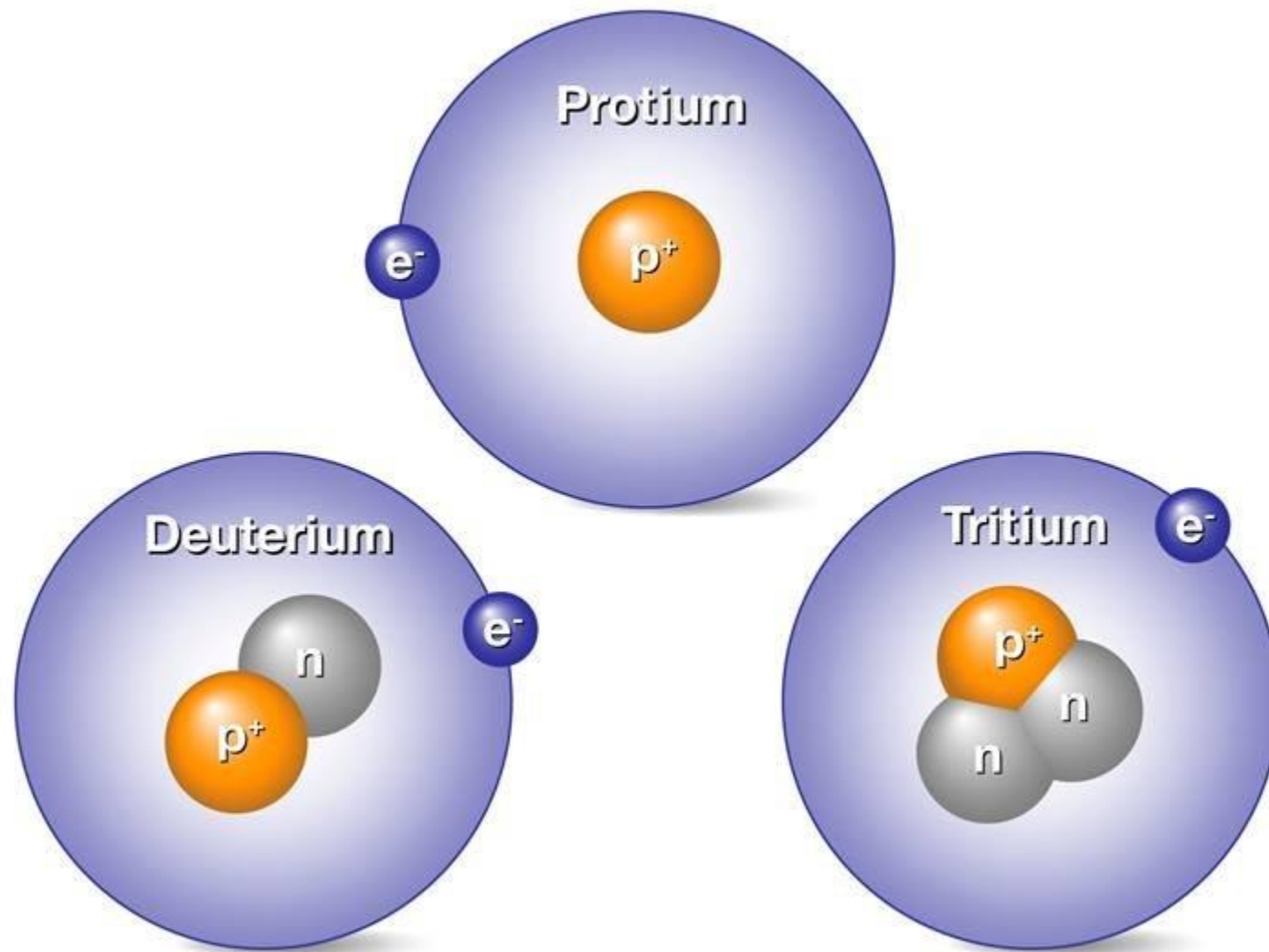
SOURCE: CHEMISTRY INNOVATION KNOWLEDGE TRANSFER NETWORK

Determinação da massa atômica por espectrometria de massas, pode indicar a massa de um isótopo com uma exatidão de seis casas decimais. As espécies na fase gasosa são ionizadas. O tipo e a quantidade de espécies é determinada pela razão massa-carga e abundância na fase gasosa



Created with BioRender.com

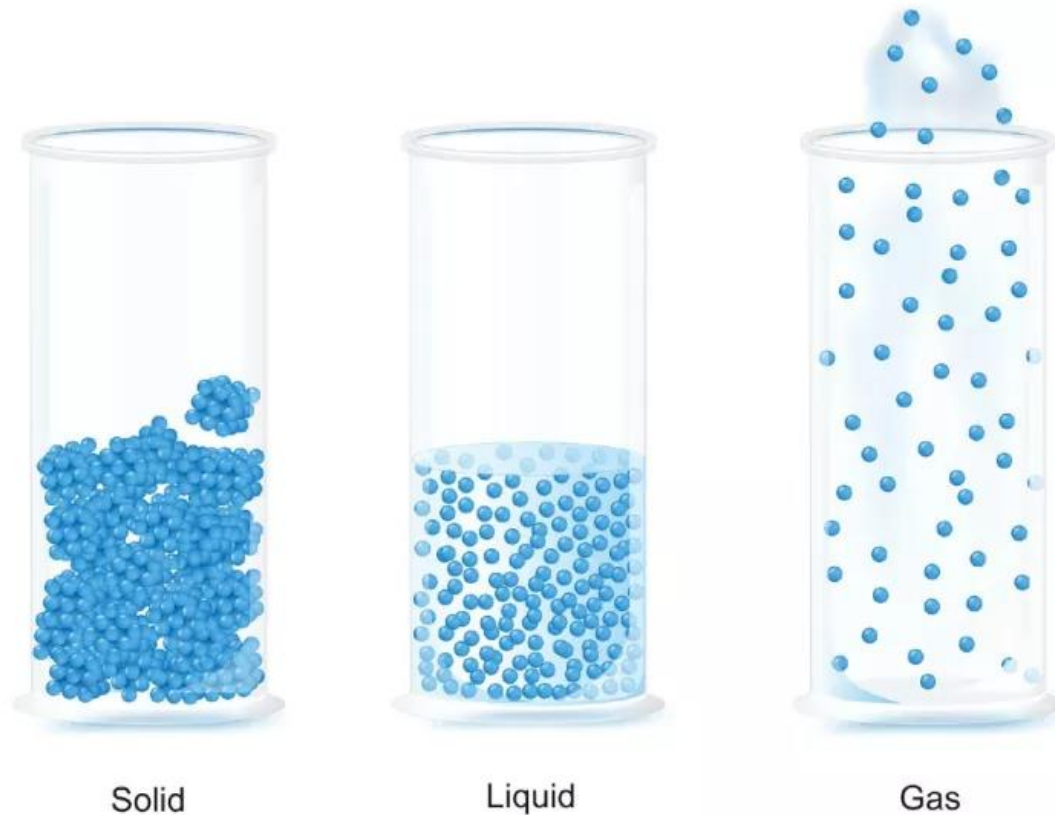
ISOTOPES OF HYDROGEN



Matéria

- **Tudo que ocupa espaço e tem massa**

Estados da matéria



Plasma (4º estado):
partículas ionizadas,
abundante no universo, estrelas

As **características** de estado físico são diferentes para cada **substância** e dependem da temperatura e pressão na qual ela se encontra. Usualmente descreve-se a substância pelo estado físico em que se encontra a 25 °C e 1 atm.

Matéria

Substâncias puras

Elementos

Compostos

- Substâncias puras mais simples
- Não podem ser decompostos
- Ex.: Carbono, Fe

- Dois ou mais elementos
- Podem ser decompostos
- Não podem ser separados por meios físicos
- Ex.: H₂O (molecular), NaCl (iônico)

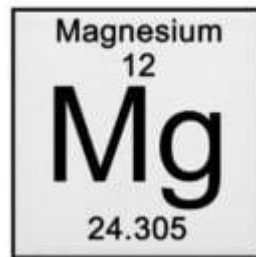
Composição de compostos

Problema:

Os elementos magnésio (Mg) sólido e bromo (Br) gasoso combinam-se diretamente para formar o composto brometo de magnésio MgBr_2 .

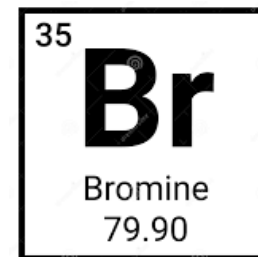
Quando 6,0 g de Mg são adicionados a 35,0 g de Br_2 e reagem, após a reação restam 0,70 g de Mg, que não reagiu. Qual a composição percentual do brometo de magnésio, em massa?

Grupo 2A
(Alcalinos terrosos)



Número atômico =
12 (prótons)
Massa atômica =
24,31 g/mol
(prótons +nêutrons)

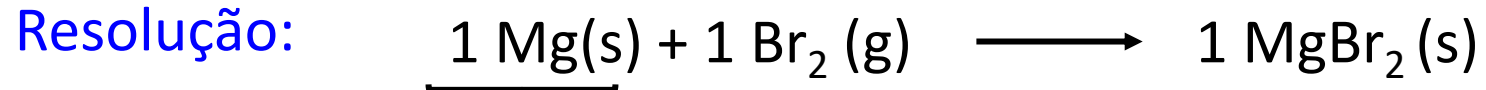
Grupo 7A
(halogênios)



Número atômico =
35 (prótons)
Massa atômica =
79,90 g/mol
(prótons +nêutrons)

Quando 6,00 g de Mg são adicionados a 35,00 g de Br₂ e reagem, após a reação restam 0,68 g de Mg, que não reagiu. Qual a composição percentual do brometo de magnésio, em massa?

$$\begin{aligned} \text{Mg} &= 24,31 \text{ g/mol} \\ \text{Br} &= 79,90 \text{ g/mol} \end{aligned}$$



$$\underline{(6,00 - 0,68) \text{ g}}$$

$$\text{Mg} \rightarrow n = \frac{5,32 \text{ g}}{24,31 \text{ g/mol}} = 0,219 \text{ mol}$$

$$\text{MgBr}_2 \rightarrow 0,219 = \frac{x \text{ g}}{184,11 \text{ g/mol}} \rightarrow x = 40,32 \text{ g}$$

$$\text{Br}_2 \rightarrow n = \frac{35,00 \text{ g}}{159,80 \text{ g/mol}} = 0,219 \text{ mol}$$

Resposta: A composição percentual de MgBr₂ = $\frac{40,32 \text{ g}}{41,00 \text{ g}} = \underline{98,34 \%}$

A reação teve bom rendimento?

Qual é o reagente limitante nessa reação?

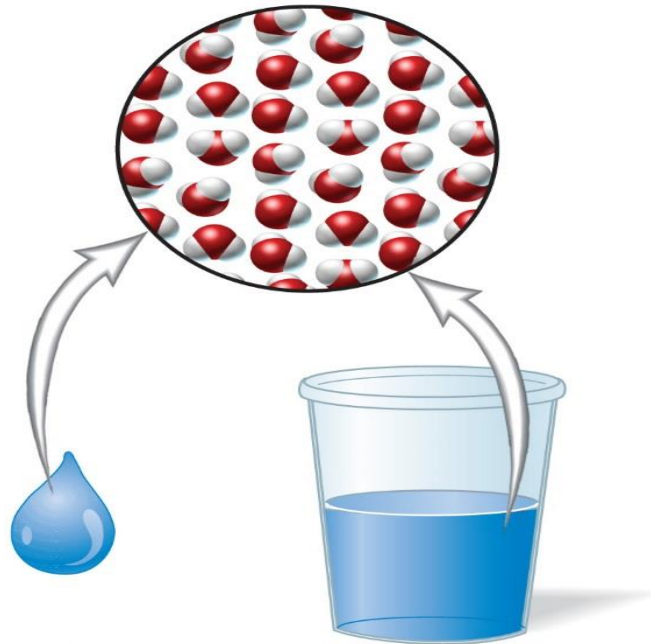
Qual é o reagente em excesso?

Qual critério para escolher qual reagente será o limitante?



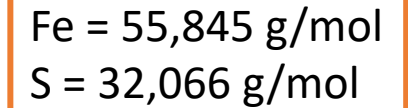
Composição Percentual

- A **composição percentual** de um composto indica a massa percentual de cada elemento.
- A composição percentual da H_2O é 11% de hidrogênio e 89% oxigênio.



Problema:

Como descobrir a formula estrutural da pirita (ouro dos tolos) se sabemos que em 100 g de pirita há 46,55 g de Fe e 53,45 g de S?



Resolução:

1º. Calcular o número de moles de Fe e S

$$\text{Fe} \rightarrow n = \frac{46,55 \text{ g}}{55,845 \text{ g/mol}} = 0,833 \text{ mols}$$

$$\text{S} \rightarrow n = \frac{53,45 \text{ g}}{32,066 \text{ g/mol}} = 1,666 \text{ mols}$$

Relação: 1 Fe para 2 S



Calculando a Composição Percentual

1. Supor 1 mol do composto.

2. 1 mol de H₂O contém 2 moles de hidrogênio e 1 mol of oxigênio:

$$2(1,01 \text{ g H}) + 1(16,00 \text{ g O}) = \text{massa molar H}_2\text{O}$$

$$2,02 \text{ g H} + 16,00 \text{ g O} = 18,02 \text{ g H}_2\text{O}$$

- Determinar a composição percentual da água comparando as massas de hidrogênio e oxigênio em água para a massa molar da água.

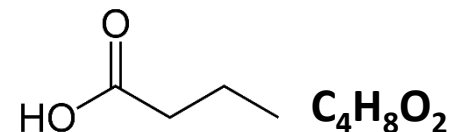
Massa percentual de um elemento:

$$\frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\% = 11,2\% \text{ H}$$

$$\frac{16,00 \text{ g O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\% = 88,79\% \text{ O}$$

Composição elementar de um composto

Ex.: Qual é a composição elementar do ácido butanóico?



1 mol de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ tem 4 moles de átomos de C, 8 moles de átomos de H e 2 moles de átomos de O

$$4 \times 12,0 \text{ g} = \underline{48,0 \text{ g}}$$

$$8 \times 1,01 \text{ g} = \underline{8,08 \text{ g}}$$

$$2 \times 16,0 \text{ g} = \underline{32,0 \text{ g}}$$

$$\mathbf{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 = 88,1 \text{ g}}$$

$$\mathbf{\% \text{ C} = \underline{48,0}/88,1 \times 100\% = 54,5 \%}$$

$$\mathbf{\% \text{ H} = \underline{8,08}/88,1 \times 100\% = 9,17 \%}$$

$$\mathbf{\% \text{ O} = \underline{32,0}/88,1 \times 100\% = 36,3 \%}$$

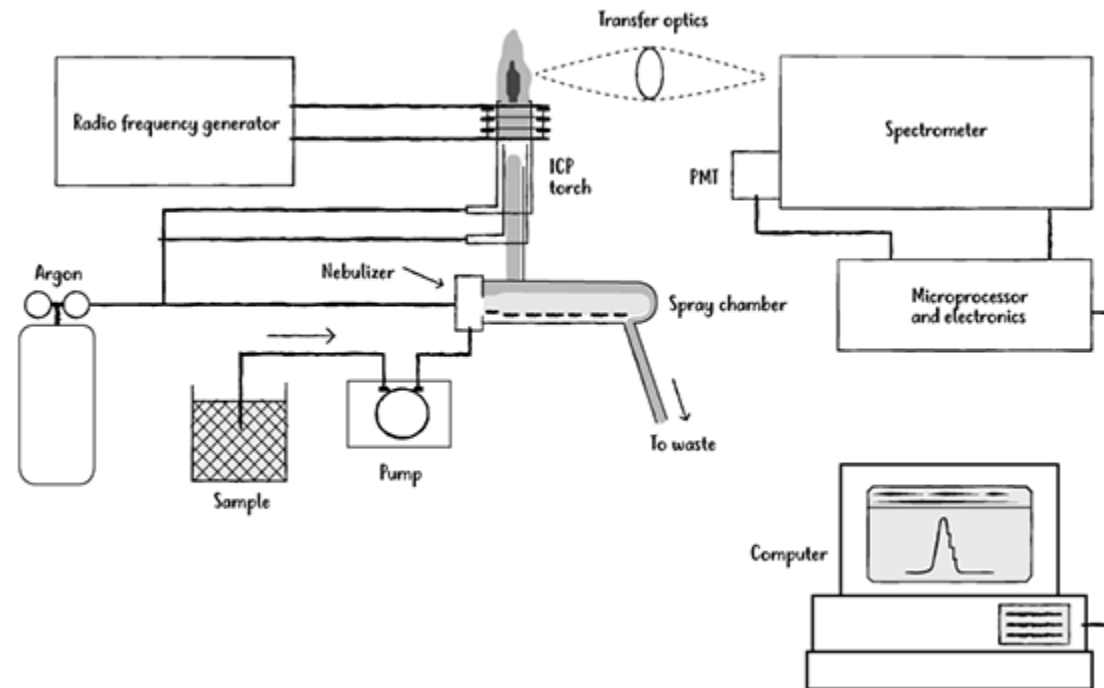
Utilidade: Verificação da pureza de compostos!

Como medir experimentalmente?

Espectrometria de Emissão Óptica por Plasma Acoplado Indutivamente (ICP-OES)

O ICP-OES é uma técnica de detecção multielementar que utiliza uma fonte de plasma extremamente quente para excitar os átomos ao ponto de emitirem fótons de luz de comprimento de onda característicos e específicos de um determinado elemento.

O número de fótons produzidos está diretamente relacionado à concentração desse elemento na amostra.

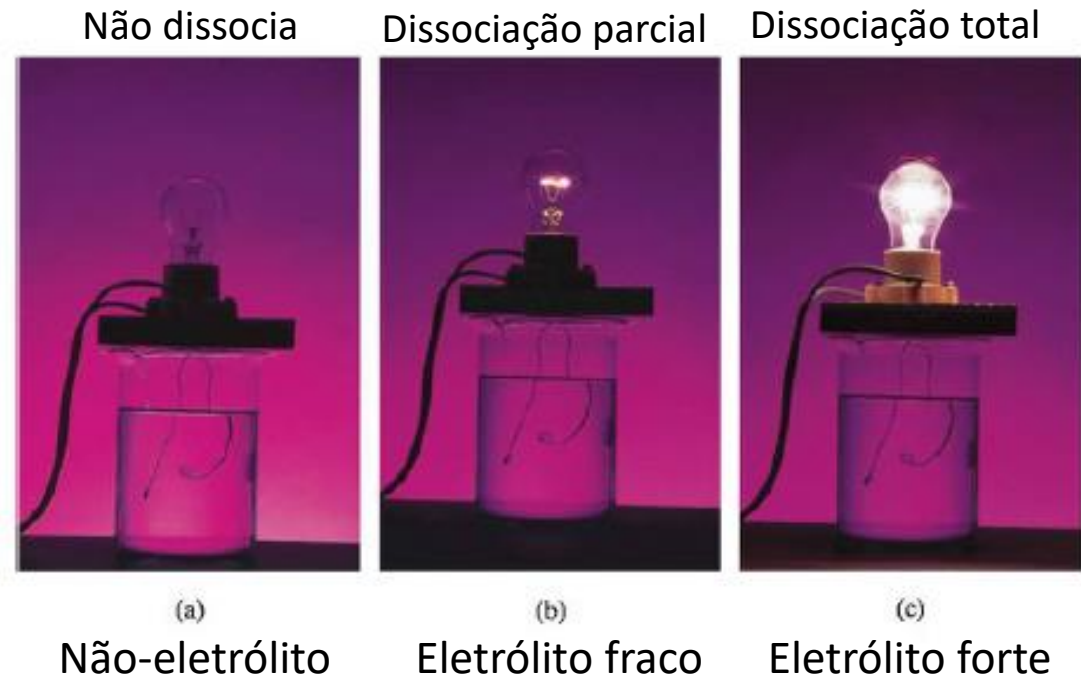


Soluções:

- soluto (menor quantidade) e solvente (maior quantidade)
- Gasosa (ar) , líquida (soro fisiológico) ou sólida (liga metálica)

Soluções aquosas:

Solutos eletrólitos forte ou fracos
Solutos não-eletrólitos



O preparo de uma solução pode liberar calor ou provocar uma mudança de cor, mas não promove transformações fundamentais nas propriedades e estruturas (níveis atômicos e moleculares).

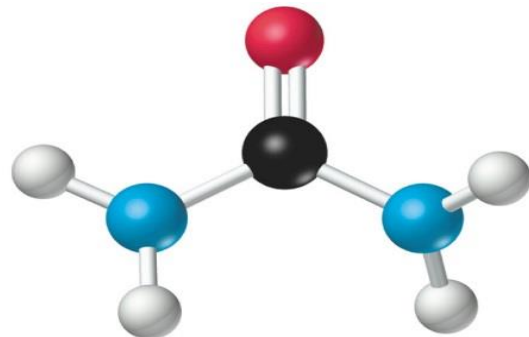
Qual a diferença entre solução e dispersão?

Reações Químicas em Solução

$$\text{Molaridade (M ou mol/L)} = \frac{\text{Quant. soluto (moles soluto)}}{\text{Volume de solução (L)}}$$

Unidade de concentração molar

Se 0,444 moles de ureia forem dissolvidos em 1,00 L de água a concentração da solução é:



Urea

$$c_{\text{ureia}} = \frac{0,444 \text{ moles ureia}}{1,00 \text{ L}} = 0,444 \text{ mol/L CO(NH}_2)_2$$

Qual massa de K_2CrO_4 é necessária pesar para preparar 0,250 L (250 mL) de uma solução aquosa de concentração molar $c = 0,250 \text{ mol/L}$?

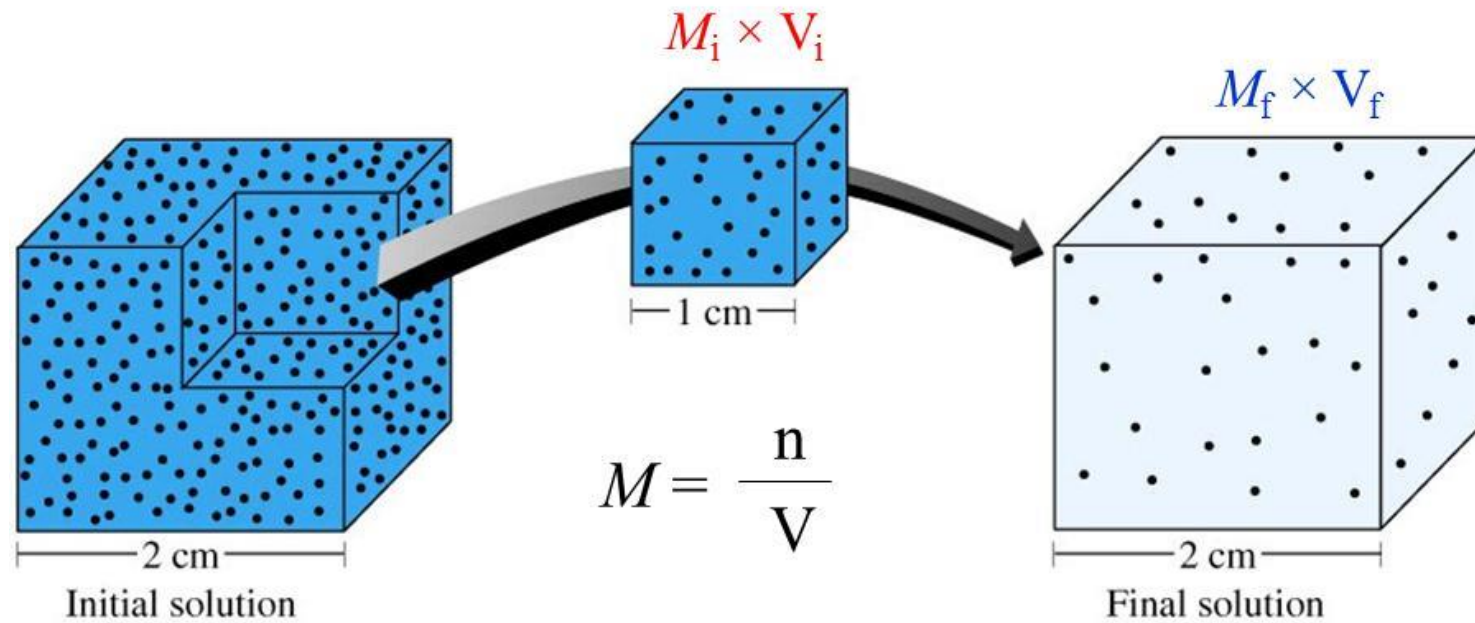
$$\text{Molaridade (M ou mol/L)} = c = \frac{n}{V} = \frac{m}{MM} \times \frac{1}{V}$$

$$m = c \times MM \times V$$

$$m = 0,250 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 194,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,250 \text{L} = 12,1262 \text{ g}$$

Dica: Sempre façam a análise dimensional

Diluição de Soluções

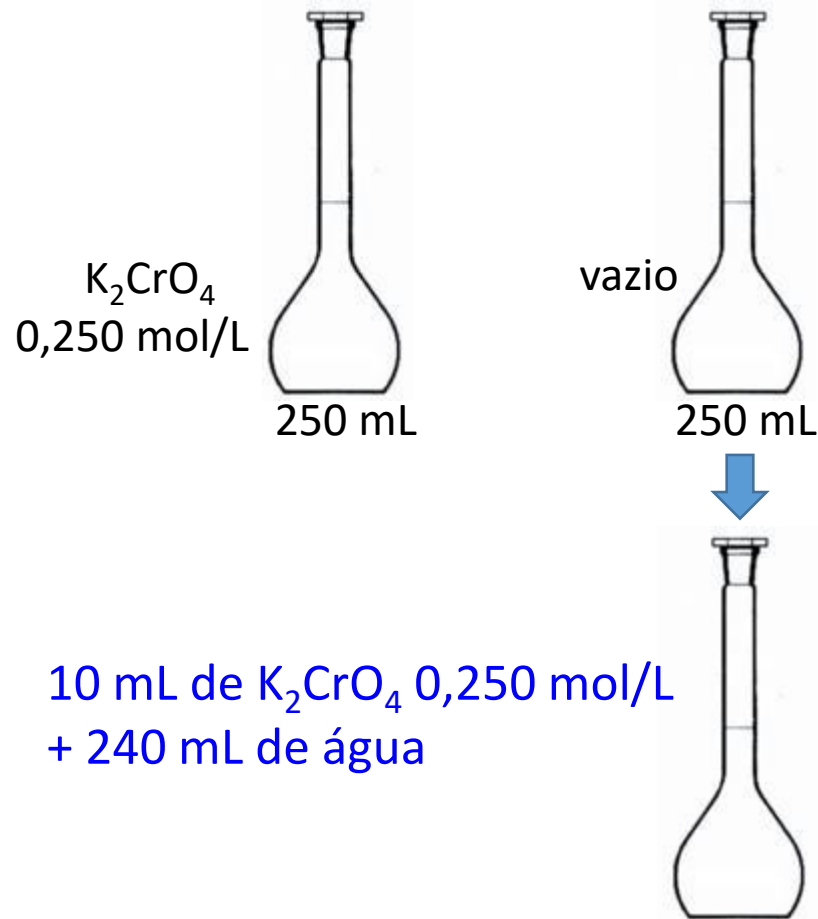


$$M_i \times V_i = n_i = n_f = M_f \times V_f$$

$$M_f = \frac{M_i \times V_i}{V_f} = M_i \frac{V_i}{V_f}$$

Preparo de solução por diluição

Como preparar 250 mL de uma solução aquosa de K_2CrO_4 0,010 mol/L a partir da solução de K_2CrO_4 0,250 mol/L preparada anteriormente?



- 1) Qual o volume da solução de K_2CrO_4 0,250 mol/L deve ser adicionado ao balão vazio?
- 2) Qual o volume de água deve ser adicionado para completar os 250 mL?

$$c_i \times V_i = c_f \times V_f$$

$$0,250 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times V_i = 0,010 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,250 \text{L}$$

$$V_i = 0,010 \text{ L}$$

Outras unidades de concentração

$$\text{Molalidade (} m \text{)} = \frac{\text{Quant. soluto (moles soluto)}}{\text{massa de solvente (kg)}}$$

Unidade de concentração molal

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{Massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100\%$$

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} \times 100\%$$

Tabela - Concentração de solução aquosa de sacarose, viscosidade relativa (η_{rel}), densidade (ρ) a 20 °C

% Sacarose m/m	g/L	η_{rel}	ρ (g/cm ³)
0	0	1.00	0.998
5	50.9	1.144	1.018
10	103.8	1.333	1.038
15	158.90	1.589	1.059
20	216.20	1.941	1.081
25	275.90	2.442	1.104
30	338.10	3.181	1.127
35	402.90	4.314	1.151
40	470.60	6.150	1.176
45	541.10	9.360	1.203
50	614.80	15.400	1.230
55	691.60	28.02	1.258
60	771.90	58.37	1.286
65	855.60	146.90	1.316
70	943.00	480.60	1.347
75	1034.00	2323.00	1.379

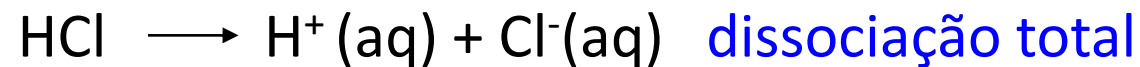
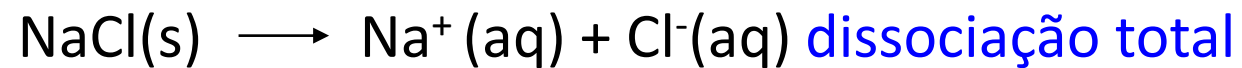
Soluções aquosas

Tabela 4.1 Classificação dos solutos em solução aquosa

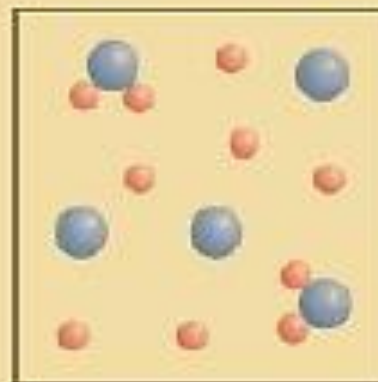
Eletrólitos fortes	Eletrólitos fracos	Não eletrólitos
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (ureia)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanol)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glicose)
NaOH	H ₂ O**	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarose)
Ba(OH) ₂		
Compostos iônicos		

* H₂SO₄ tem dois íons H⁺ ionizáveis, mas apenas um dos íons H⁺ é completamente ionizado.

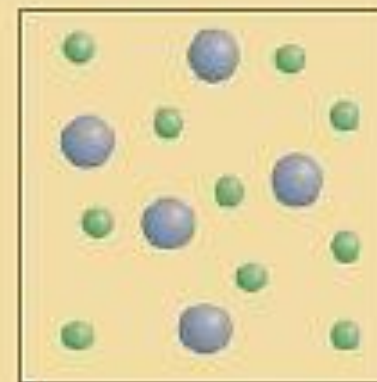
** A água pura é um eletrólito extremamente fraco.



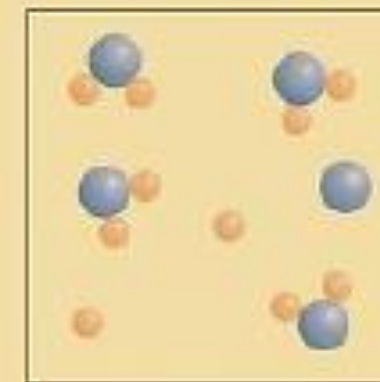
Os diagramas mostram três compostos AB₂ (a), AC₂ (b) e AD₂ (c) dissolvidos em água. Qual é o eletrólito mais forte e qual é o mais fraco? (Para simplificar, as moléculas da água não foram representadas.)



(a)

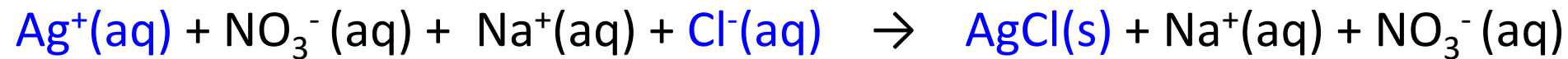
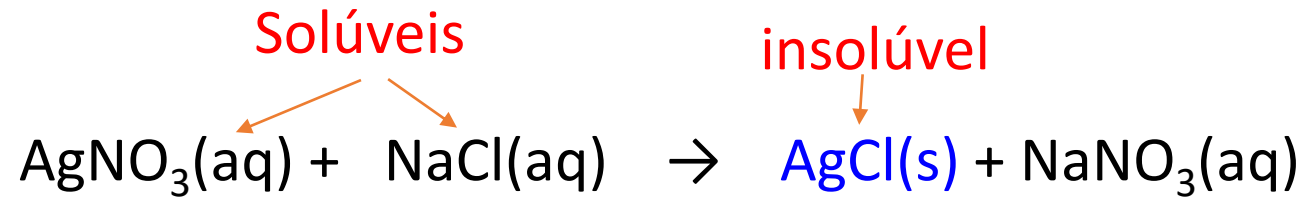


(b)



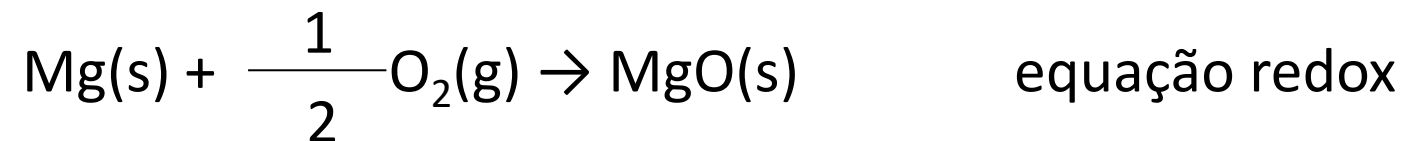
(c)

Equações Iônicas com formação de precipitado



$\text{NO}_3^-(\text{aq})$, $\text{Na}^+(\text{aq})$ \rightarrow íons espectadores

Oxidação e Redução



Semi-reações:



Oxidação e Redução

- Oxidação
 - Estado oxidação de algum elemento *aumenta* durante a reação
 - Elemento perde elétrons
- Redução
 - Estado de oxidação de algum elemento *diminui* durante a reação
 - Elemento ganha elétrons.

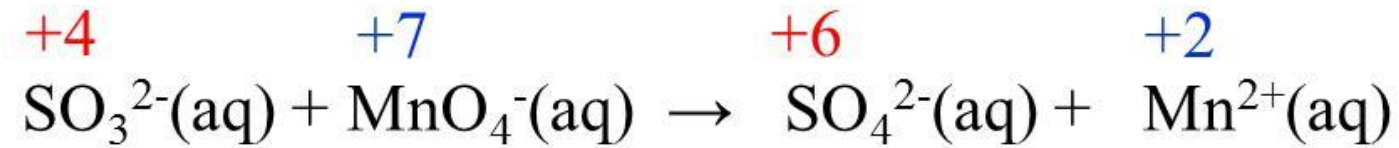
Estados de Oxidação

- O estado de oxidação dos átomos em um elemento puro é zero
- Em um composto sem carga, a soma de todos os estados de oxidação é zero
- Para íon simples, contendo apenas um elemento (Na^+ , Cl^-), o estado de oxidação é igual à carga do íon
- Para íons contendo mais do que um elemento, a soma de todos os estados de oxidação é igual a carga do íon

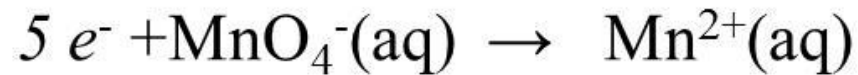
Estados de Oxidação

- Em compostos ou íons, alguns elementos apresentam estados de oxidação que raramente se alteram:
- F: -1 sempre
- O: -2 (exceto em O_2^{2-} , O_2^- , O_2F_2 e alguns óxidos metálicos como os encontrados em supercondutores)
- H: +1 (exceto quando combinado com metais, H^-)
- Cl: -1 (exceto quando combinado com O e F)
- Metais do grupo 1: +1
- Metais do grupo 2: +2
- O sinal é escrito sempre antes do número de oxidação, para evitar confusão com a carga

Determine os estados de oxidação:



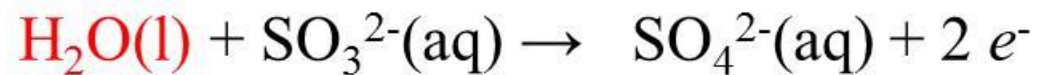
Escreva as semi-reações:



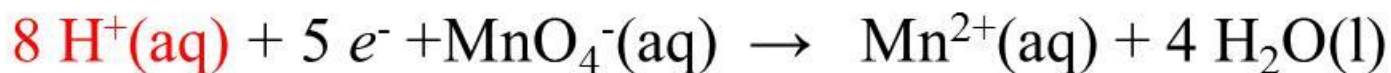
Balencei os elementos que não são O e H:

Estão balanceados.

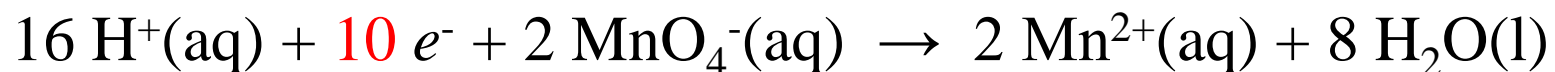
Balanceamento de O adicionando H₂O:



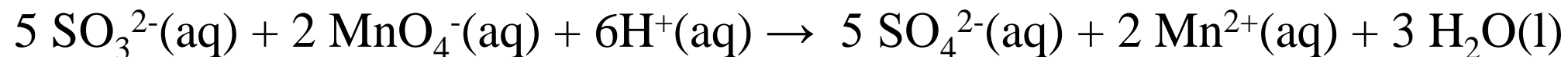
Balanceamento de hidrogênio adicionando H⁺:



Multiplique as semi-reações para balancear todos os e⁻:



Some as semi-reações e simplifique:



Verifique o balanceamento!

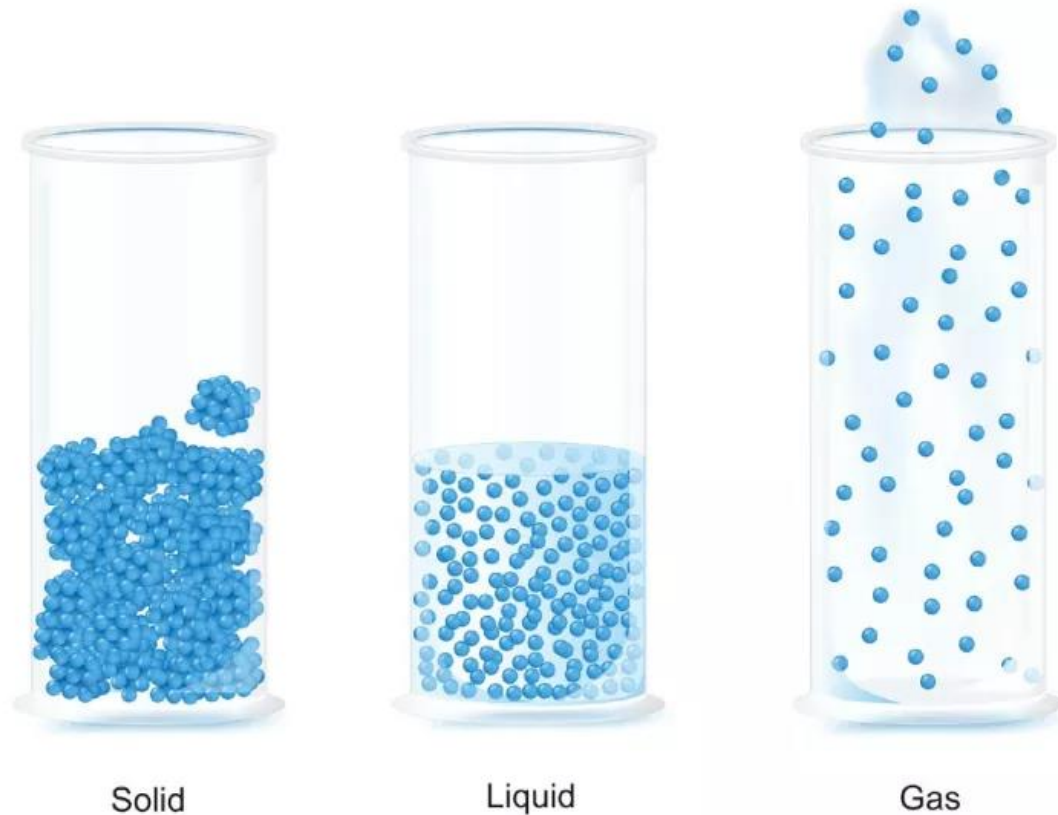
Balanceamento em Solução Ácida

- Escreva as semi-reações
 - Balanceie todos os átomos, exceto H e O.
 - Balanceie oxigênio empregando H_2O .
 - Balanceie hidrogênio usando H^+ .
 - Balanceie as cargas usando e^- .
- Iguale o número de elétrons.
- Some as semi-reações.
- Verifique o balanceamento.

Balanceamento em Solução Básica

- OH^- aparecerá no lugar de H^+ .
- Proceda como se fosse solução ácida.
 - Adicione OH^- a cada lado para neutralizar H^+ .
 - Remova H_2O que aparecer nos dois lados da equação.
- Verifique o balanceamento.

Estados da matéria



Plasma (4º estado):
partículas carregadas,
abundante no universo,
estrelas

As **características** de estado físico são diferentes para cada **substância** e dependem da temperatura e pressão na qual ela se encontra. Usualmente descreve-se a substância pelo estado físico em que se encontra a 25 °C e 1 atm.

Equilíbrios Físicos

Sólido



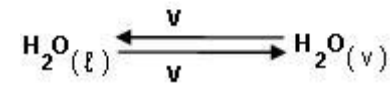
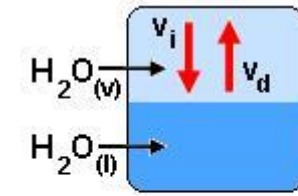
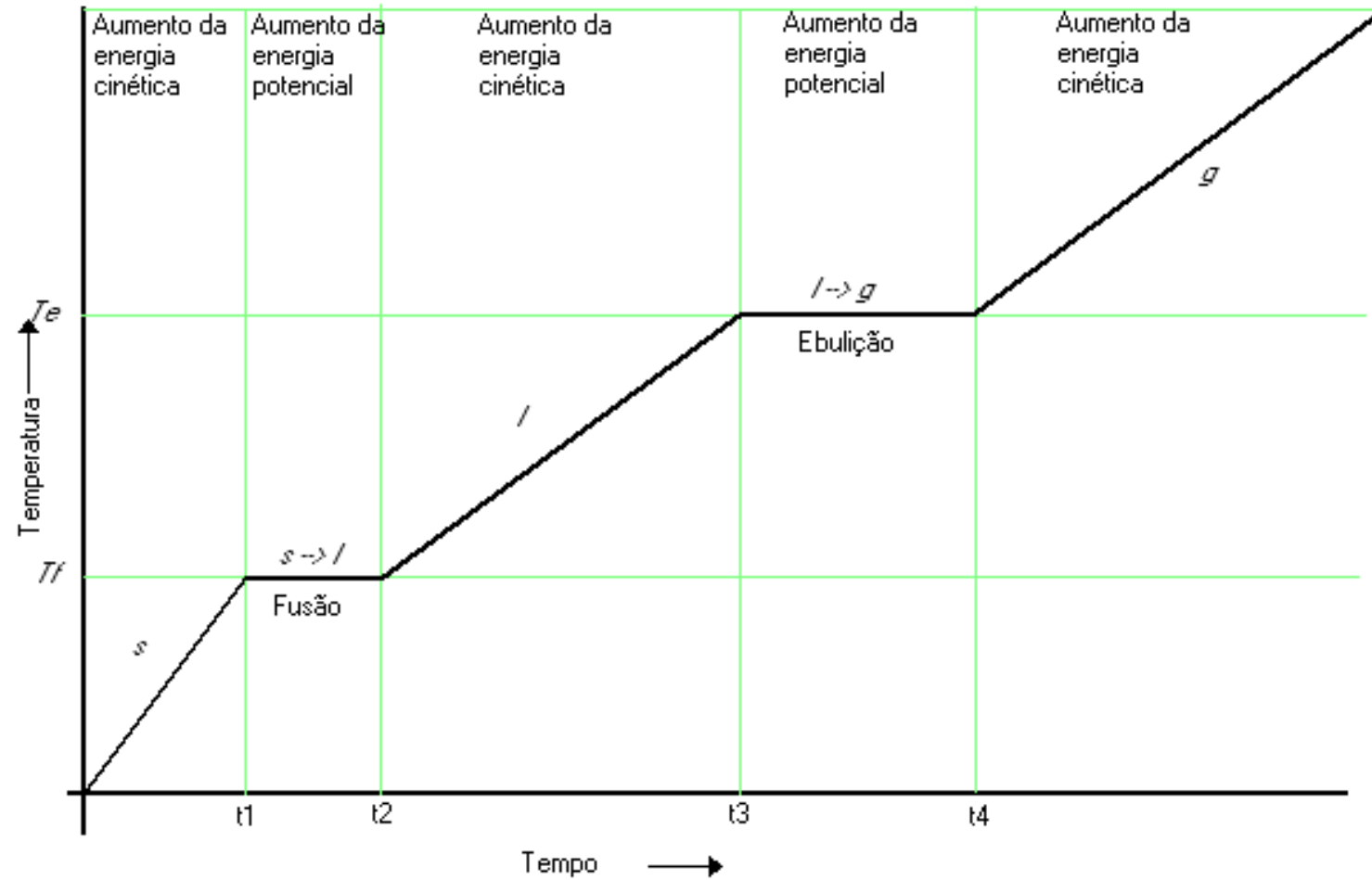
Líquido



Gasoso



Mudanças de Estado



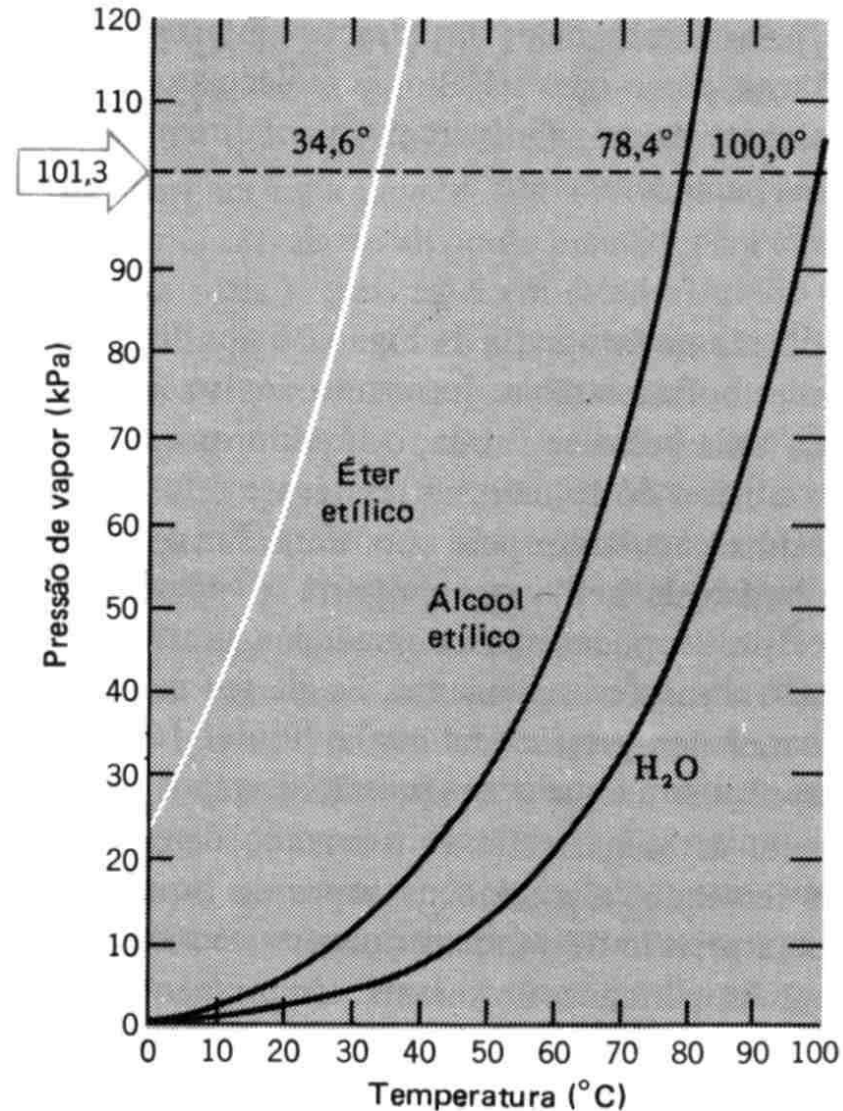
Pressão de Vapor vs. Temperatura

Líquidos puros voláteis

Equação de Clausius Clapeyron

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

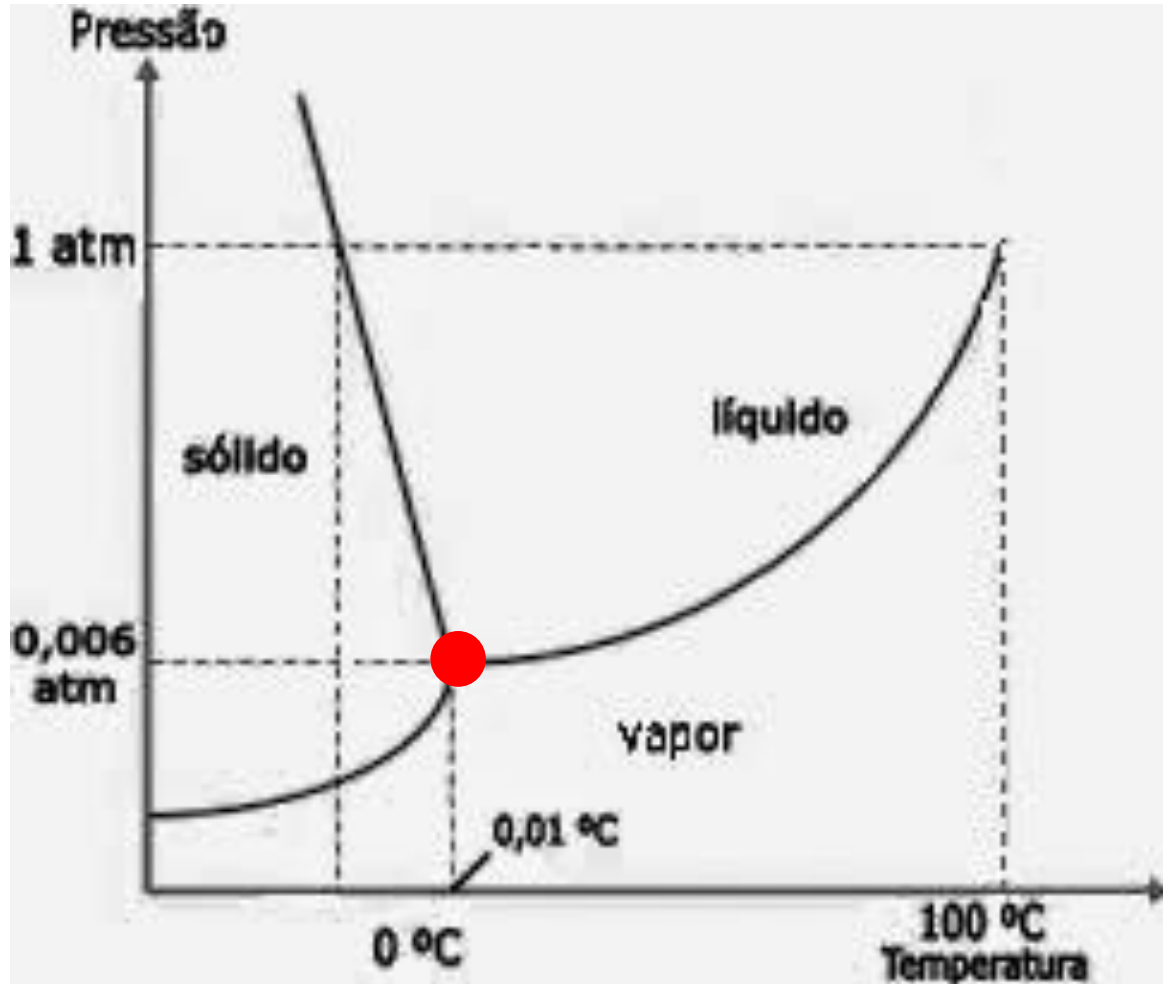
Relaciona a P_v de um líquido ou gás e sua temperatura



$P_v(\text{H}_2\text{O}), \text{ mm Hg}$	$T, ^\circ\text{C}$
4,579	0
9,209	10
23,76	25
31,82	30
55,32	40
92,51	50
149,44	60
355,26	80
760,00	100

PE de uma substância pura corresponde à sua P_v à pressão atmosférica

Diagrama de Fases: água



Ponto crítico (374 °C e 218 [atm](#)): não há distinção entre líquido e vapor

Vapor é a substância na fase gasosa a $T < T_c$, pode ser condensado ou solidificado

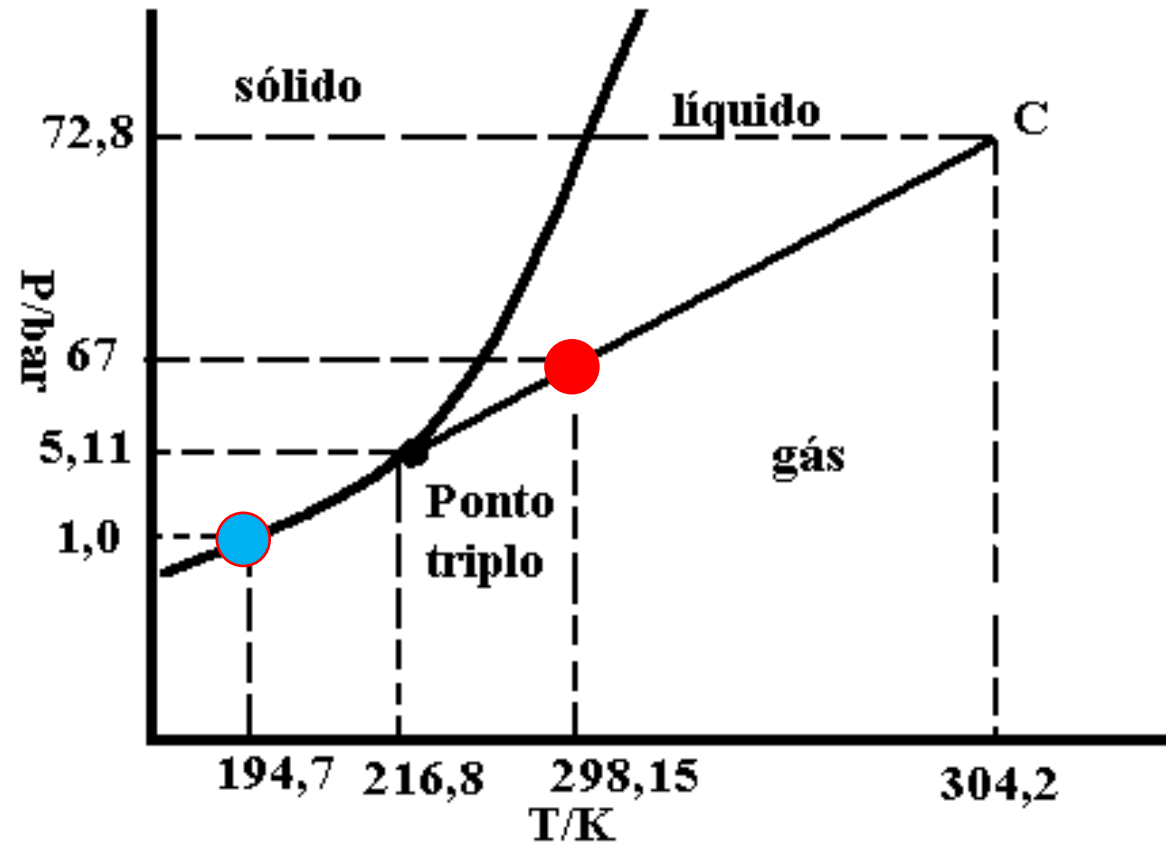
Gás é a substância na fase gasosa a $T > T_c$, não pode ser condensado

Fluido supercrítico: não é possível distinguir entre estado líquido e gasoso

Ponto triplo:
Coexistência S/L/vapor

Diagrama de Fases: Dióxido de Carbono

Gelo seco



Leis dos gases

Lei de Boyle:

À temperatura (T) constante, a pressão (P) é inversamente proporcional ao volume (V), com constante de proporcionalidade k_1

$$P = \frac{1}{V} k_1 \rightarrow PV = k_1 \quad (1)$$

Lei de Charles:

À P constante, V é diretamente proporcional à T, com constante de proporcionalidade k_2

$$\frac{V}{T} = k_2 \quad (2)$$

Para uma certa quantidade de gás, ocupando um dado volume V, P é diretamente proporcional à T, com constante de proporcionalidade k_3

$$\frac{P}{T} = k_3 \quad (3)$$

Lei de Avogadro:

À T e P constantes, V é diretamente proporcional ao número de mols do gás (n), com constante de proporcionalidade k_4

$$V = nk_4 \quad (4)$$

Equação do gás ideal descreve a relação entre P, V, T e n:

$$PV = nRT$$

R é a constante dos gases

Em que condições os gases não se comportam como gases ideais?

- 1) Quando há interações atrativas entre as moléculas
- 2) O volume ocupado pelas moléculas de gás não é desprezível em relação ao volume do recipiente

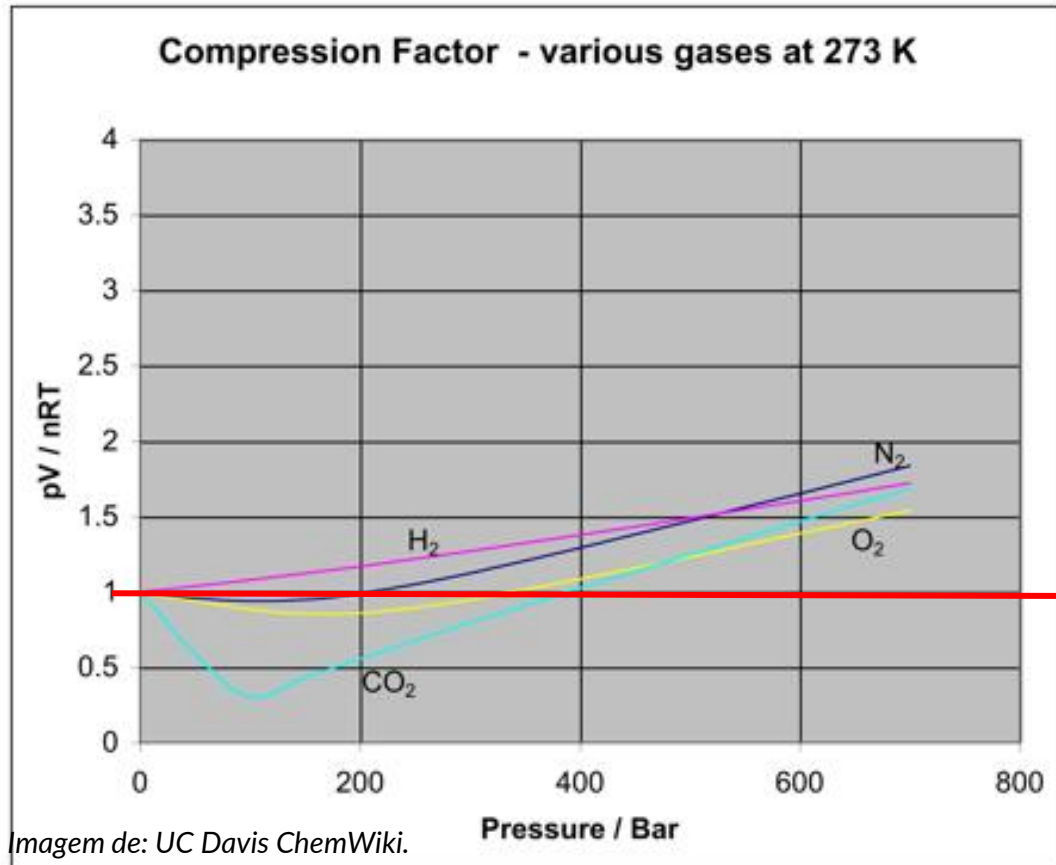
$$Z = \frac{PV}{nRT}$$

Z = fator de compressibilidade

Se $Z = 1$, gás apresenta comportamento ideal

Se $Z \neq 1$, gás apresenta comportamento real

$$Z = \frac{PV}{nRT}$$



Se P aumentar muito, o gás real vai acabar ocupando um *volume maior do que o previsto pela lei dos gases ideais*, já que também temos que levar em consideração o volume extra das moléculas de gás em si. **$Z > 1$**

→ Comportamento ideal

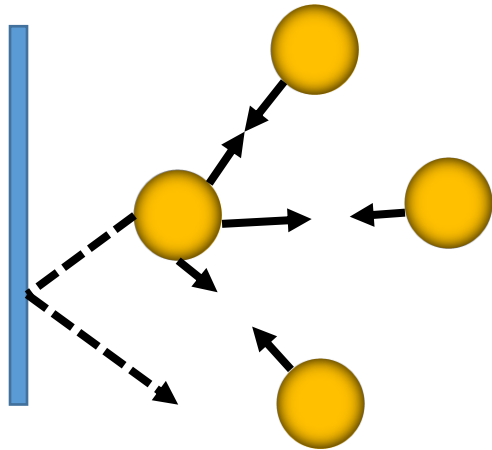
Se T diminuir muito, forças de atração entre as moléculas vão aproximá-las um pouco, o que de maneira efetiva desacelera a molécula um pouco antes de ela atingir a parede do recipiente. A pressão que medimos vem da força das moléculas de gás atingindo as paredes do recipiente, o que resultará em volumes menores, se a pressão for constante. **$Z < 1$**

Equação de van der Waals para descrever o comportamento real dos gases

$$\overbrace{\left(P_{obs} + \frac{an^2}{V^2} \right)}^{P \text{ corrigida}} \overbrace{(V - nb)}^{V \text{ corrigido}} = nRT$$

Correção devido às interações intermoleculares

Correção devido ao volume



Constantes de van der Waals:

“a” exprime a força com que moléculas de um dado gás se atraem mutuamente

“b” se relaciona diretamente com o tamanho da molécula

Equação de van der Waals para descrever o comportamento real dos gases

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

Átomos de hélio apresentam a menor atração

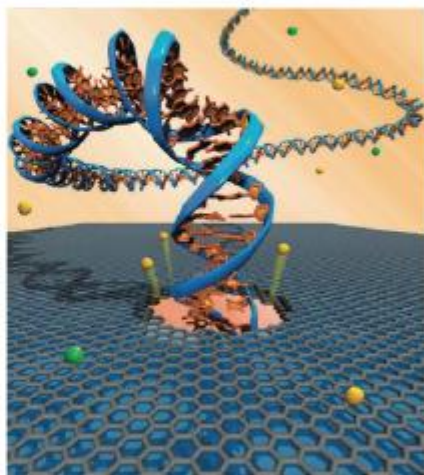
Sustancia	a (litros ² .atm.mol ⁻¹)	b (litro.mol ⁻¹)
He	<u>0.03412</u>	0.02370
Ne	0.21070	0.01709
H ₂	0.24440	0.02661
O ₂	1.36000	0.03183
N ₂	1.39000	0.03913
Cl ₂	6.49300	0.05622
CO	1.48500	0.03985
NO	1.34000	0.02789
CO ₂	3.59200	0.04267
H ₂ O	5.46400	0.03049
NH ₃	4.17000	0.03707
CH ₄	2.25300	0.04278
C ₂ H ₂	4.39000	0.05136
C ₂ H ₄	4.47100	0.05714
C ₂ H ₆	5.48900	0.06380
CH ₃ OH	<u>9.52300</u>	<u>0.06702</u>

Moléculas de metanol apresentam a maior atração (ligações de H) e o maior volume

Química: O estudo da transformação

1

- 1.1 Química: uma ciência para o século XXI
- 1.2 O estudo da química
- 1.3 O método científico
- 1.4 Classificação da matéria
- 1.5 Os três estados da matéria
- 1.6 Propriedades físicas e químicas da matéria
- 1.7 Medição
- 1.8 Trabalhando com números
- 1.9 Análise dimensional na resolução de problemas
- 1.10 Resolução de problemas reais: informações, suposições e simplificações

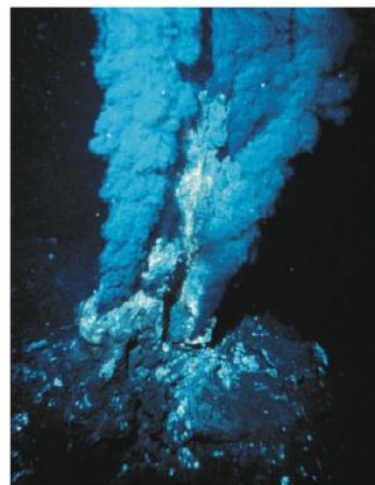


Ao aplicar campos elétricos para forçar a passagem de moléculas de DNA através de poros criados no grafeno, os cientistas desenvolveram uma técnica que poderá ser usada para o sequenciamento rápido das quatro bases químicas do DNA de acordo com suas propriedades elétricas únicas.

4

Reações em solução aquosa

- 4.1 Propriedades gerais das soluções aquosas
- 4.2 Reações de precipitação
- 4.3 Reações ácido-base
- 4.4 Reações de oxidação-redução
- 4.5 Concentração de soluções
- 4.6 Análise gravimétrica
- 4.7 Titulações ácido-base
- 4.8 Titulações redox



Quando a água superaquecida, rica em minerais, é expulsa para o leito do oceano por meio da lava de um vulcão oceânico, formam-se fumarolas negras. O sulfeto de hidrogênio converte os íons metálicos em sulfetos metálicos insolúveis.