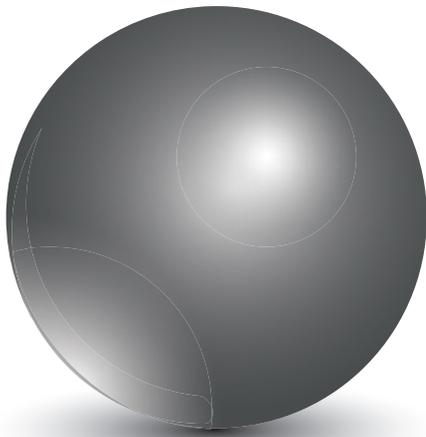


FRENTE 1

AULAS 1 A 3

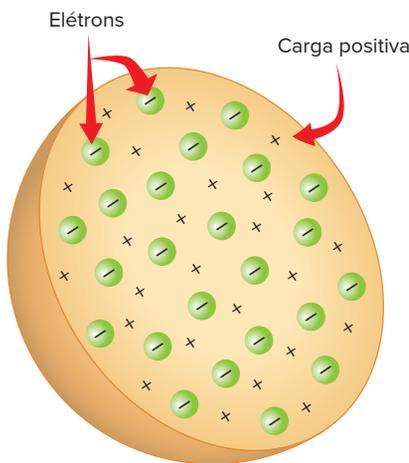
Modelos atômicos e partículas fundamentais

- **Modelo atômico de Dalton (1808):** bola de bilhar.
 - Estudo baseado nas leis ponderais.
 - Toda matéria é formada por átomos, que são maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
 - Átomo caracterizado pela massa.



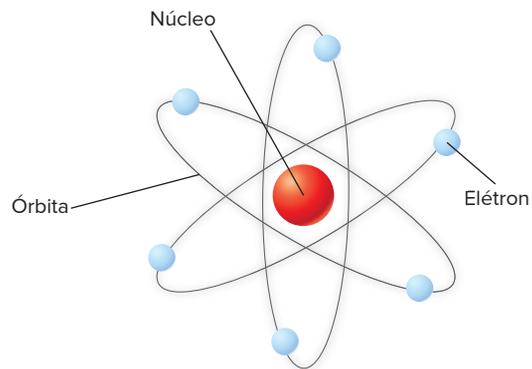
Modelo atômico de Dalton.

- **Modelo atômico de Thomson (1898):** pudim de passas.
 - Experimento com tubo de raios catódicos (tubo de Crookes).
 - Descoberta do elétron.
 - Átomo formado por uma pasta positiva com elétrons incrustados.



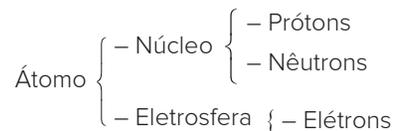
Modelo atômico de Thomson.

- **Modelo atômico de Rutherford (1911):** modelo planetário ou nucleado.
 - Experimento do bombardeamento da folha de ouro com partículas alfa.
 - Átomo dividido em núcleo e eletrosfera.



Modelo atômico de Rutherford.

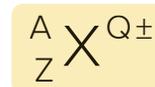
- **Modelo atômico de Bohr (1913)**
 - Quantização da eletrosfera.
 - Elétrons em órbitas estacionárias.
 - Absorção e emissão de energia na forma de luz (salto quântico).
- **Descoberta do nêutron por J. Chadwick (1932)**
 - **Partículas e conceitos fundamentais:**



Partícula fundamental	Carga relativa	Massa relativa
Próton	+1	1
Nêutron	0	1
Elétron	-1	$\frac{1}{1836}$

Cargas e massas relativas das partículas subatômicas.

- Número atômico (Z): indica o número de prótons presentes no núcleo de cada átomo.
- Número de massa (A): é a soma do número de prótons com o de nêutrons de determinado átomo.
- Átomo: número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons.
- Íons:
 - ▶ Cátion (íon carregado positivamente): átomo perdeu elétrons.
 - ▶ Ânion (íon carregado negativamente): átomo recebeu elétrons.
- Elemento químico: é o conjunto de átomos que apresentam mesmo número atômico (Z) (número de prótons).
- Representação de um elemento químico (IUPAC):



Exercícios de sala

1. **EsPCEX-SP 2021** Em épocas distintas, os cientistas Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, cada um, seus modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas na tabela a seguir:

Modelo	Característica(s) do Modelo
I	Átomo contém espaços vazios. No centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso. O núcleo do átomo tem carga positiva. Para equilíbrio de cargas, existem elétrons ao redor do núcleo.
II	Átomos maciços e indivisíveis.
III	Elétrons movimentam-se em órbitas circulares em torno do núcleo atômico central. A energia do elétron é a soma de sua energia cinética (movimento) e potencial (posição). Essa energia não pode ter um valor qualquer, mas apenas valores que sejam múltiplos de um quantum (ou de um fóton). Os elétrons percorrem apenas órbitas permitidas.

A alternativa que apresenta a correta correlação entre o cientista proponente e o modelo atômico por ele proposto é

- a) Rutherford - Modelo II; Bohr - Modelo I e Dalton - Modelo III.
- b) Rutherford - Modelo III; Bohr - Modelo II e Dalton - Modelo I.
- c) Rutherford - Modelo I; Bohr - Modelo II e Dalton - Modelo III.
- d) Rutherford - Modelo I; Bohr - Modelo III e Dalton - Modelo II.
- e) Rutherford - Modelo III; Bohr - Modelo I e Dalton - Modelo II.

2. **UFJF-MG 2016** Desde a Grécia antiga, filósofos e cientistas vêm levantando hipóteses sobre a constituição da matéria. Demócrito foi um dos primeiros filósofos a propor que a matéria era constituída por partículas muito pequenas e indivisíveis, as quais chamaram de átomos. A partir de então, vários modelos atômicos foram formulados, à medida que novos e melhores métodos de investigação foram sendo desenvolvidos. A seguir, são apresentadas as representações gráficas de alguns modelos atômicos:

Assinale a alternativa que correlaciona o modelo atômico com a sua respectiva representação gráfica.



- a) I- Thomson, II- Dalton, III- Rutherford-Bohr.
- b) I- Rutherford-Bohr, II- Thomson, III- Dalton.
- c) I- Dalton, II- Rutherford-Bohr, III- Thomson.
- d) I- Dalton, II- Thomson, III- Rutherford-Bohr.
- e) I- Thomson, II- Rutherford-Bohr, III- Dalton.

3. Fuvest-SP 2018 Neste texto, o autor descreve o fascínio que as descobertas em Química exerciam sobre ele, durante sua infância.

Eu adorava Química em parte por ela ser uma ciência de transformações, de inúmeros compostos baseados em algumas dúzias de elementos, eles próprios fixos, invariáveis e eternos. A noção de estabilidade e de invariabilidade dos elementos era psicologicamente crucial para mim, pois eu os via como pontos fixos, como âncoras em um mundo instável. Mas agora, com a radioatividade, chegavam transformações das mais incríveis.

[...]

10 A radioatividade não alterava as realidades da Química ou a noção de elementos; não abalava a ideia de sua estabilidade e identidade. O que ela fazia era aludir a duas esferas no átomo – uma esfera relativamente superficial e acessível, que governava a reatividade e a combinação química, e uma esfera mais profunda, inacessível a todos os agentes químicos e físicos usuais e suas energias relativamente pequenas, onde qualquer mudança produzia uma alteração fundamental de identidade.

Oliver Sacks, *Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química*.

De acordo com o autor,

- a) o trecho “eles próprios fixos, invariáveis e eternos” (L. 3 e 4) remete à dificuldade para a quebra de ligações químicas, que são muito estáveis.
- b) “esfera relativamente superficial” (L. 13) e “esfera mais profunda” (L. 15) dizem respeito, respectivamente, à eletrosfera e ao núcleo dos átomos.
- c) “esfera relativamente superficial” (L. 13) e “esfera mais profunda” (L. 15) referem-se, respectivamente, aos elétrons da camada de valência, envolvidos nas reações químicas, e aos elétrons das camadas internas dos átomos, que não estão envolvidos nas reações químicas.
- d) as energias envolvidas nos processos de transformação de um átomo em outro, como ocorre com materiais radioativos, são “relativamente pequenas” (L. 16 e 17).
- e) a expressão “uma alteração fundamental de identidade” (L. 18) relaciona-se à capacidade que um mesmo átomo tem de fazer ligações químicas diferentes, formando compostos com propriedades distintas das dos átomos isolados.

4. PUC-Campinas 2016 Durante a fusão nuclear que ocorre no Sol, formam-se átomos de hélio ${}^4_2\text{He}$. Esse átomo possui

- a) 2 prótons e 2 nêutrons.
- b) 2 prótons e 4 nêutrons.
- c) 2 prótons e nenhum nêutron.
- d) 4 prótons e 2 nêutrons.
- e) 4 prótons e nenhum nêutron.

5. Unitau-SP 2022

Texto 1

Existem no mercado adesivos com a propriedade de emitir um brilho verde amarelado depois de expostos à luz, observável quando o ambiente está escuro. Esse adesivo é muito empregado na decoração para quartos de crianças, na forma de estrelas, planetas, animais e formas diversas. A substância adicionada aos adesivos é o sulfeto de zinco, um composto com propriedade fosforescente. Esse fenômeno ocorre porque elétrons do sulfeto de zinco absorvem energia luminosa e saltam para níveis energéticos mais externos, e no escuro os elétrons retornam aos seus níveis energéticos fundamentais, liberando energia luminosa.

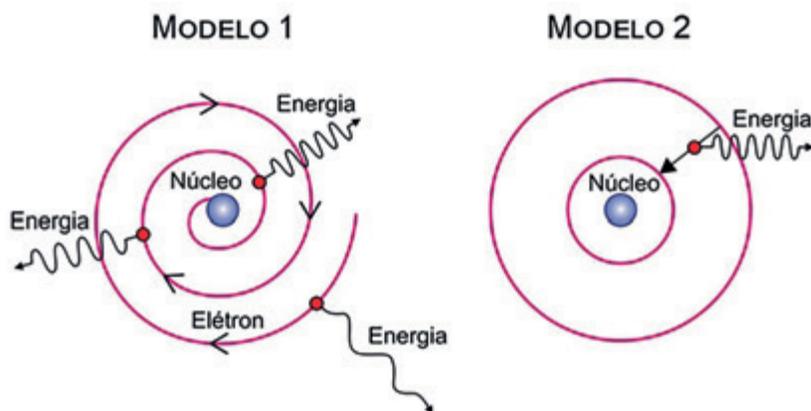
Texto 2

A cor observada nos fogos de artifício se deve à utilização de determinados sais, sendo que a utilização do cloreto de potássio permite obter a cor violeta. O nitrato de cobre, permite obter a cor verde, o cloreto de sódio, a cor amarela e o cloreto de estrôncio, a cor vermelha. Esse colorido resulta da emissão de energia pelos elétrons, sendo que cada elemento químico emite radiação eletromagnética e uma determinada frequência, especificamente o potássio, cobre, sódio e estrôncio nos sais listados.

Assinale a alternativa CORRETA do modelo atômico que explica os fenômenos descritos nos textos 1 e 2.

- a) Bohr
- b) Dalton
- c) Thomson
- d) Rutherford
- e) Pierre e Marie Curie

6. **Unesp 2019** As figuras representam dois modelos, 1 e 2, para o átomo de hidrogênio. No modelo 1, o elétron move-se em trajetória espiral, aproximando-se do núcleo atômico e emitindo energia continuamente, com frequência cada vez maior, uma vez que cargas elétricas aceleradas irradiam energia. Esse processo só termina quando o elétron se choca com o núcleo. No modelo 2, o elétron move-se inicialmente em determinada órbita circular estável e em movimento uniforme em relação ao núcleo, sem emitir radiação eletromagnética, apesar de apresentar aceleração centrípeta. Nesse modelo a emissão só ocorre, de forma descontínua, quando o elétron sofre transição de uma órbita mais distante do núcleo para outra mais próxima.



A respeito desses modelos atômicos, pode-se afirmar que

- o modelo 1, proposto por Bohr em 1913, está de acordo com os trabalhos apresentados na época por Einstein, Planck e Rutherford.
- o modelo 2 descreve as ideias de Thomson, em que um núcleo massivo no centro mantém os elétrons em órbita circular na eletrosfera por forças de atração coulombianas.
- os dois estão em total desacordo com o modelo de Rutherford para o átomo, proposto em 1911, que não previa a existência do núcleo atômico.
- o modelo 1, proposto por Bohr, descreve a emissão de fótons de várias cores, enquanto o elétron se dirige ao núcleo atômico.
- o modelo 2, proposto por Bohr, explica satisfatoriamente o fato de um átomo de hidrogênio não emitir radiação o tempo todo.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 1

- Leia as páginas de **6 a 13** e de **15 a 17**.
- Leia as páginas de **6 a 13** e de **15 a 17**.
- Faça os exercícios **1, 2, 5 e 6** da seção “Revisando”.
- Faça os exercícios propostos **1, de 4 a 6, 9, 12, 14, 17 e 18**.
- Faça os exercícios complementares **8, 11, 19 e 20**.

FRENTE 1

AULAS 4 E 5

Isótopos, isóbaros, isótonos, isoeletrônicos e distribuição eletrônica

• Átomos isótopos, isóbaros, isótonos, isoeletrônicos

- **Isótopos:** são átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z), mas diferentes números de massa (A).
- **Isóbaros:** são átomos que apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).
- **Isótonos:** são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (n), mas diferentes números atômicos (Z) e de massa (A).
- **Isoeletrônicos:** são átomos e íons que apresentam o mesmo número de elétrons.

• Distribuição eletrônica

- **Níveis de energia:**

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Níveis de energia e quantidades máximas de elétrons.

- **Subníveis de energia:**

Subníveis	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

Subníveis de energia e quantidades máximas de elétrons.

• Diagrama de Linus Pauling

- A distribuição eletrônica deve ser realizada seguindo a sequência das diagonais deste diagrama:

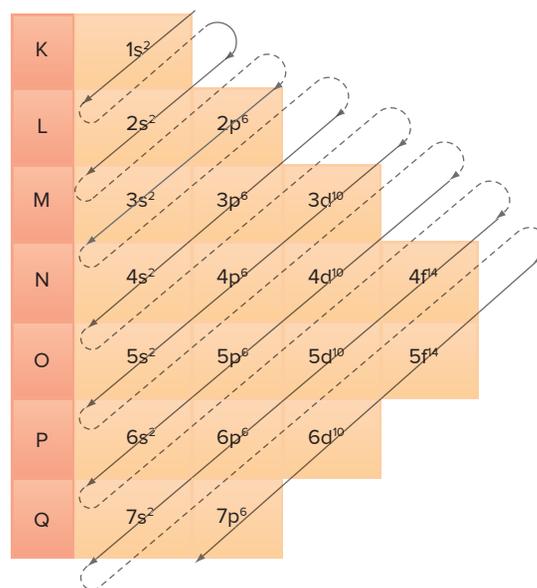


Diagrama de Linus Pauling.

Dessa forma, a sequência crescente de energia dos subníveis é:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

• Distribuição eletrônica em íons

- Ânions: calcular a quantidade máxima de elétrons e distribuí-los seguindo o diagrama de Linus Pauling.
- Cátions: realizar a distribuição eletrônica do átomo neutro, localizar a camada de valência e retirar os elétrons necessários.

Exercícios de sala

- Famerp-SP 2018** O íon ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$ e o átomo ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ apresentam o mesmo número
 - de massa e de elétrons.
 - atômico e de elétrons.
 - de massa e de nêutrons.
 - atômico e de massa.
 - atômico e de nêutrons.

- PUC-Rio 2014** O antimônio tem dois isótopos, o ${}^{121}\text{Sb}$ e o ${}^{123}\text{Sb}$. Sobre esses isótopos, verifica-se que:
 - eles têm o mesmo número de nêutrons.
 - eles são isóbaros.
 - eles têm o mesmo número de massa.
 - ambos têm o mesmo número de prótons.
 - eles têm eletronegatividades diferentes.

3. **USF-SP 2016 (Adapt.)** O tecnécio (${}_{43}\text{Tc}^{98}$) é um elemento artificial de alto índice de radioatividade. Suas principais aplicações estão voltadas principalmente para a produção de ligas metálicas e, em medicina nuclear, para a fabricação de radiofármacos. Com relação à distribuição eletrônica desse elemento e suas emissões radioativas, responda ao que se pede.
- Qual a sua distribuição eletrônica por subníveis de energia?

4. **Cefet-RJ 2017** As luzes de neônio são utilizadas em anúncios comerciais pelo seu poder de chamar a atenção e facilitar a comunicação. Essas luzes se aproveitam da fluorescência do gás neônio, mediante a passagem de uma corrente elétrica.

Sobre o isótopo de número de massa 21 desse elemento químico, considere as afirmações a seguir:

- Possui 10 prótons, 10 elétrons e 10 nêutrons;
- É isoeletrônico do íon O^{2-} ;
- Sua camada mais externa encontra-se com o número máximo de elétrons.

É correto o que se afirma apenas em

- II;
- I e II;
- I e III;
- II e III.

5. **PUC-Campinas 2019** A propulsão nuclear pode ocorrer pela fissão do urânio-235, ${}_{92}^{235}\text{U}$. Para que essa reação ocorra no reator nuclear, é necessário o enriquecimento do urânio, que consiste em aumentar a proporção do urânio-235 em relação ao urânio-238, ${}_{92}^{238}\text{U}$. O urânio-235 em relação ao urânio-238, possui

- maior número de prótons.
- maior número de elétrons.
- maior número de nêutrons.
- menor número atômico.
- menor número de massa.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 1

- Leia as páginas de **17 a 23**.
- Faça os exercícios de **11 a 13** da seção "Revisando".
- Faça os exercícios propostos **33, 35, 37, 40 e 45**.
- Faça os exercícios complementares **57, 59, 60 e 62**.

FRENTE 1

AULAS 6 A 9

Tabela periódica dos elementos químicos

1 H hidrogênio 1,008																	2 He hélio 4,0026
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rutênio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57 a 71 lanatânios	72 Hf háfnio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósio 190,23(3)	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radônio [222]
87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89 a 103 actínios	104 Rf rutherfordio [267]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bóhrio [270]	108 Hs hássio [269]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fl fleróvio [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tennesso [294]	118 Og oganesônio [294]
			57 La lantânio 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio [145]	62 Sm samário 150,36(2)	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25(3)	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm tulio 168,93	70 Yb itérbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97
			89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am amerício [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquélio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einsténio [252]	100 Fm férmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr laurêncio [262]

3 — número atômico
Li — símbolo químico
 lítio — nome
 [6,938-6,997] — peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)

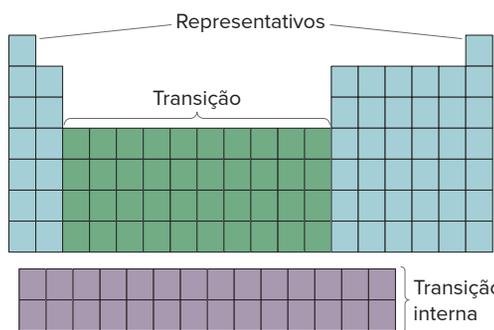
- Os elementos químicos estão organizados em ordem crescente de seus números atômicos (Z).
- São 118 elementos químicos, distribuídos em 7 períodos (linhas horizontais) e 18 colunas, grupos ou famílias (linhas verticais).

• Divisão em blocos

Bloco s		Bloco f										Bloco d										Bloco p						
1	H																					He						
2	Li Be																					B C N O F Ne						
3	Na Mg																					Al Si P S Cl Ar						
4	K Ca																					Ga Ge As Se Br Kr						
5	Rb Sr																					In Sn Sb Te I Xe						
6	Cs Ba	Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																					Tl Pb Bi Po At Rn					
7	Fr Ra	Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr																					Nh Fl Mc Lv Ts Og					

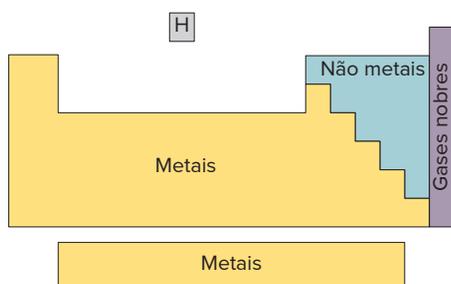
Divisão em blocos s, p, d e f na tabela periódica.

• **Classificação em elementos químicos representativos e elementos químicos de transição**



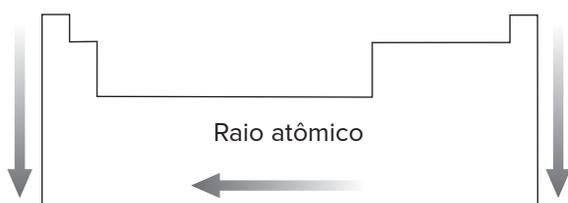
Divisão entre elementos químicos representativos e elementos químicos de transição.

• **Classificação em metais, ametais, gases nobres e hidrogênio**



Divisão em metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio.

• **Propriedades periódicas**



Variação do raio atômico.



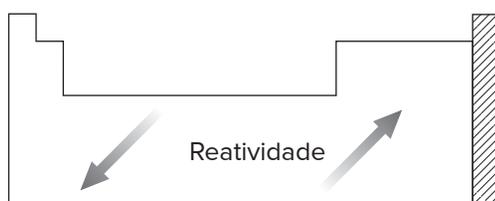
Variação da energia de ionização.



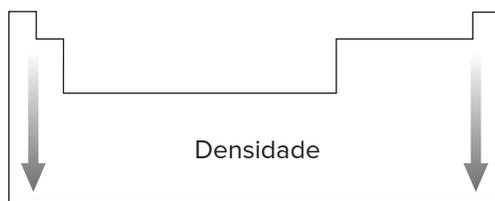
Variação da eletronegatividade.



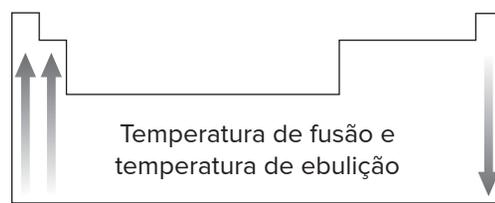
Variação da eletropositividade.



Variação da reatividade.



Variação da densidade.

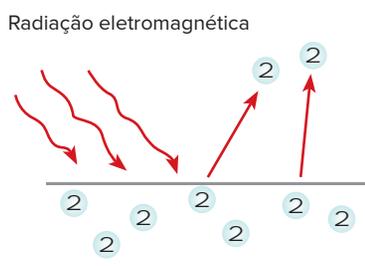


Variação das temperaturas de fusão e ebulição.

Exercícios de sala

1. **IFCE 2019** Os diferentes elementos químicos conhecidos na atualidade foram organizados num quadro que levou anos para ser construído, chamado de tabela periódica dos elementos químicos. Nela os elementos estão posicionados obedecendo uma ordem crescente de seus números atômicos, sendo dispostos em filas horizontais (períodos) e em colunas verticais (grupos). Baseado na sua distribuição eletrônica é possível localizar qualquer elemento na tabela, determinando seu grupo e seu período. O item que indica a localização correta na tabela periódica do átomo de zinco (${}_{30}\text{Zn}$) é
- a) 5º período e coluna 11. c) 4º período e coluna 12. e) 5º período e coluna 12.
 b) 3º período e coluna 13. d) 4º período e coluna 15.

2. **Unesp 2014** O estrôncio, por apresentar comportamento químico semelhante ao do cálcio, pode substituir este nos dentes e nos ossos dos seres humanos. No caso do isótopo Sr-90, radioativo, essa substituição pode ser prejudicial à saúde. Considere os números atômicos do Sr = 38 e do Ca = 20. É correto afirmar que a semelhança de comportamento químico entre o cálcio e o estrôncio ocorre porque
- apresentam aproximadamente o mesmo raio atômico e, por isso, podem ser facilmente intercambiáveis na formação de compostos.
 - apresentam o mesmo número de elétrons e, por isso, podem ser facilmente intercambiáveis na formação de compostos.
 - ocupam o mesmo grupo da Classificação Periódica, logo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência e formam cátions com a mesma carga.
 - estão localizados no mesmo período da Classificação Periódica.
 - são dois metais representativos e, por isso, apresentam as mesmas propriedades químicas.
3. **Famerp-SP 2020** As fotocélulas são dispositivos utilizados como substitutos de interruptores que acendem as lâmpadas de uma casa ou de postes na rua. Esses dispositivos baseiam seu funcionamento no efeito fotoelétrico, como ilustra a figura.



(Álvaro M. Barcelos. Propriedades Químicas. Adaptado.)

A equação química que representa o fenômeno ilustrado e a propriedade periódica relacionada a esse efeito são, respectivamente:

- $X + e^- \rightarrow X^- + \text{energia}$; potencial de ionização.
 - $X + \text{energia} \rightarrow X^+ + e^-$; potencial de ionização.
 - $X + e^- \rightarrow X^- + \text{energia}$; afinidade eletrônica.
 - $X + \text{energia} \rightarrow X^+ + e^-$; afinidade eletrônica.
 - $X + e^- \rightarrow X^+ + \text{energia}$; afinidade eletrônica.
4. **Udesc 2016** O planeta B possui sua própria tabela periódica, sendo que uma parte dela está representada na Figura 1. As propriedades periódicas no planeta B seguem as mesmas tendências observadas na Terra.

X	T	
Z	A	D
Q	L	

Figura 1

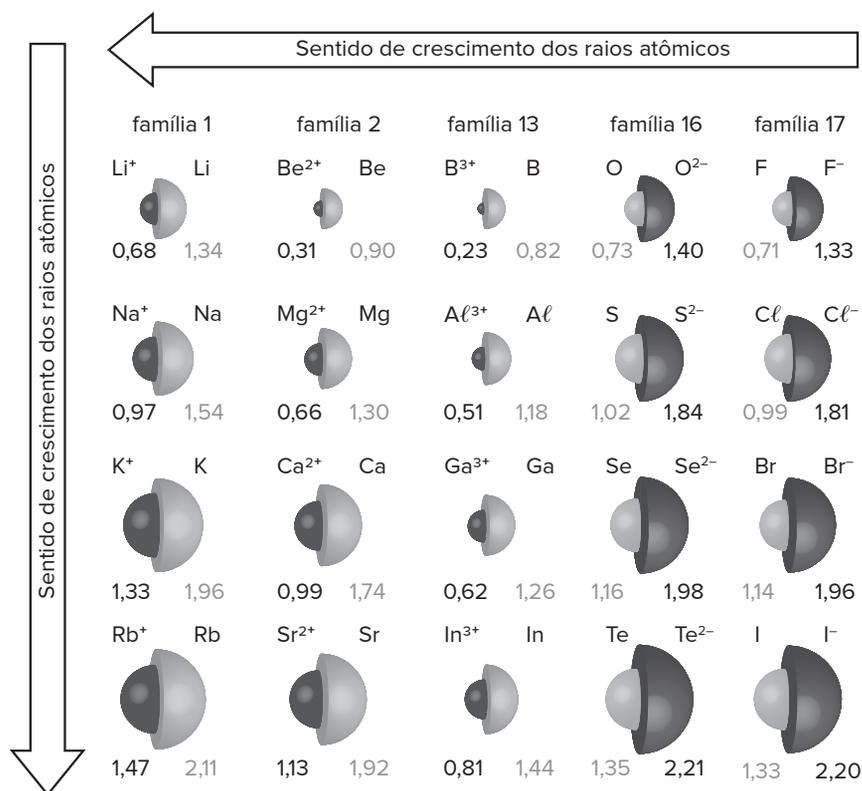
Com base nas informações acima, analise as proposições.

- O elemento Z possui raio atômico maior que Q.
- A ordem de eletronegatividade no segundo período é $Z < A < D$.
- O elemento L possui uma eletronegatividade maior que T.
- O maior raio atômico, nessa parte da tabela periódica, é o de Q.
- O elemento X é menos eletronegativo que T.

Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, II e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, II, III e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas IV e V são verdadeiras.
- Somente a afirmativa IV é verdadeira.

7. **UFU-MG 2018** A diversidade de materiais existente no mundo tem relação com sua estrutura interna e com as interações que ocorrem no nível atômico e subatômico. As propriedades periódicas, como raio, eletronegatividade, potencial de ionização e afinidade eletrônica, auxiliam a explicação de como formam esses materiais. Duas dessas propriedades são centrais: raio atômico e raio iônico. Considere a figura abaixo.



Disponível em: <http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/upload/conteudo/crescimento-dos-raiosatomicos-na-tabela.jpg>. Acesso em 11 de março 2018.

Essa figura representa os raios atômicos e iônicos de algumas espécies químicas.

Sobre essas espécies e seus raios, é correto concluir que

- o raio dos ânions é maior que o do respectivo elemento no estado neutro, porque o átomo ganhou elétrons e manteve sua carga positiva.
- o raio atômico e iônico dos elementos de um mesmo período diminui com o aumento do número atômico e com a mudança de carga.
- o raio iônico dos elementos de uma mesma família não segue a periodicidade e varia independentemente do ganho ou da perda de elétrons.
- o raio dos cátions é menor que o do respectivo elemento no estado neutro, porque o átomo perdeu elétrons, aumentando o efeito da carga nuclear.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 2

- Leia as páginas de **54 a 65**.
- Faça os exercícios de **1 a 4, 7, 9 e 10** da seção “Revisando”.
- Faça os exercícios propostos **2, 3, 7, 9, 15, 16**, de **18 a 21 e 25**.

Ligações químicas

• **Teoria do octeto**

Os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar elétrons na última camada até adquirirem uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre.

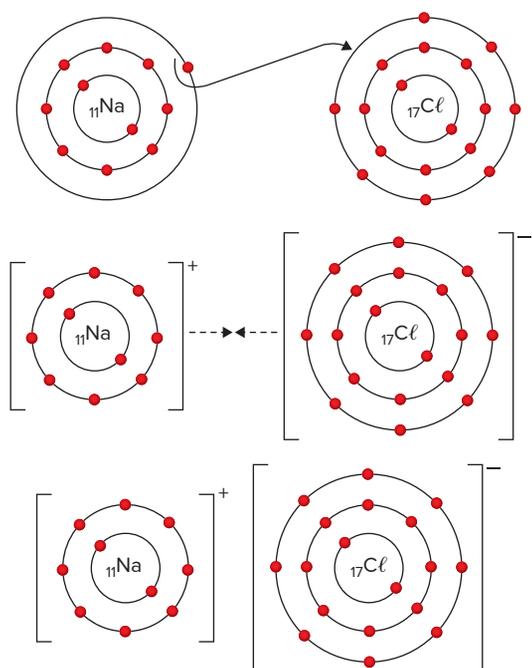
Gás nobre	Configuração eletrônica	Camada de valência
${}^2\text{He}$	$1s^2$	$1s^2$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$
${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4s^2 4p^6$
${}^{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$5s^2 5p^6$
${}^{86}\text{Rn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$6s^2 6p^6$

Gases nobres e a regra do octeto.

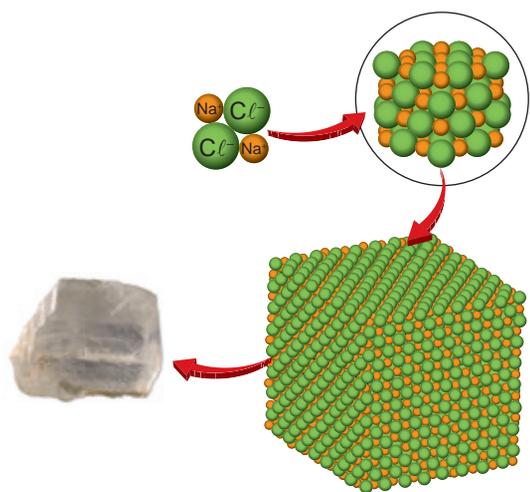
- Metais apresentam tendência a perder elétrons.
- Ametais e hidrogênio apresentam tendência a receber elétrons.

• **Ligação iônica ou eletrovalente**

É a atração eletrostática entre íons de cargas opostas. Esse tipo de ligação ocorre entre átomos com tendências contrárias, ou seja, átomos com tendência a perder elétrons (**metais**) e átomos com tendência a receber elétrons (**ametais e hidrogênio**).

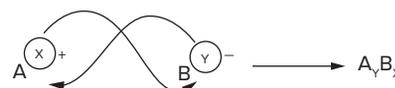


Formação da ligação iônica do cloreto de sódio.



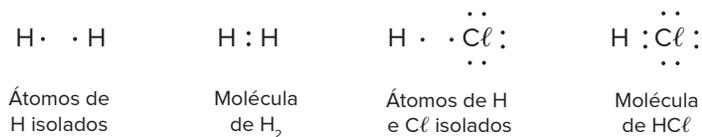
Representação dos cristais de NaCl.

• **Determinação da fórmula mínima de um composto iônico**



• **Ligação covalente**

Ocorre por meio de compartilhamento de pares eletrônicos entre átomos. Esse tipo de ligação acontece entre átomos com tendência a receber elétrons (ametais com ametais, ametais com hidrogênio e entre átomos de hidrogênio).



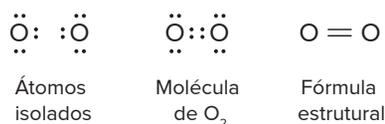
- Estrutura de Lewis: nela representam-se os átomos com os elétrons da camada de valência.
- Fórmula estrutural: as ligações covalentes são representadas por um traço.

Átomos isolados	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\ddot{\text{Cl}} \cdot \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot \cdot$	$\ddot{\text{Cl}} : \ddot{\text{Cl}} :$	$\text{Cl} - \text{Cl}$	Cl_2 Cloro
$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \text{H}$	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	H_2O Água
$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H}$ $\quad \quad \quad \text{H}$	$\text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H}$ $\quad \quad \quad \text{H}$	$\text{H} - \text{N} - \text{H}$ $\quad \quad \quad $ $\quad \quad \quad \text{H}$	NH_3 Amônia
$\text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H}$ $\quad \quad \quad \text{H}$ $\quad \quad \quad \text{H}$	$\text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H}$ $\quad \quad \quad \text{H}$ $\quad \quad \quad \text{H}$	H $ $ $\text{H} - \text{C} - \text{H}$ $ $ H	CH_4 Metano
$\ddot{\text{O}} : \cdot \cdot \text{C} : \cdot \cdot \ddot{\text{O}} :$	$\ddot{\text{O}} : : \text{C} : : \ddot{\text{O}} :$	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$	CO_2 Dióxido de carbono

Estrutura de Lewis e fórmula estrutural de alguns compostos moleculares.

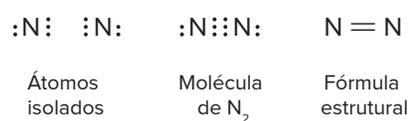
• Ligação dupla

Compartilhamento de dois pares de elétrons.



• Ligação tripla

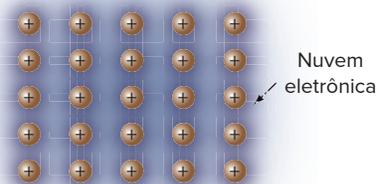
Compartilhamento de três pares de elétrons.



• Ligação metálica

Esse tipo de ligação é formado exclusivamente por átomos de metais.

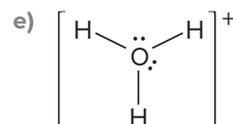
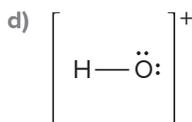
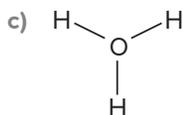
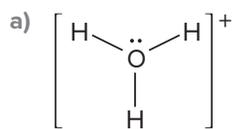
• Teoria do mar de elétrons ou da nuvem eletrônica



Nuvem eletrônica ou mar de elétrons.

Exercícios de sala

1. **Fuvest-SP 2019** A reação de água com ácido clorídrico produz o ânion cloreto e o cátion hidrônio. A estrutura que representa corretamente o cátion hidrônio é



2. Uerj 2020 Há um tipo de ligação interatômica em que os elétrons das camadas mais externas transitam entre os cátions da rede cristalina. Por essa característica, tal ligação é comparada a um “mar de elétrons”. “Mar de elétrons” é uma metáfora que se refere ao seguinte tipo de ligação:

- a) iônica
- b) metálica
- c) covalente
- d) de hidrogênio

3. Famerp-SP 2020 Considere a tabela, que apresenta propriedades físicas das substâncias I, II, III e IV.

Substância	I	II	III	IV
Solubilidade em água	imiscível	miscível	miscível	miscível
Condução de eletricidade em solução aquosa	não	sim	sim	não
Condução de eletricidade no estado líquido	sim	sim	não	não

A natureza iônica é observada somente

- a) na substância II.
- b) nas substâncias III e IV.
- c) na substância I.
- d) nas substâncias I e II.
- e) nas substâncias II e III.

4. UFRGS 2020 Considere as afirmações abaixo, sobre o óxido de cálcio, CaO.

- I. É um sólido iônico.
 - II. É bastante reativo frente à água.
 - III. Possui características metálicas.
- Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e II.
- e) I, II e III.

5. Uerj 2019 O meteorito do Bendegó foi um dos poucos itens do acervo do Museu Nacional que não sofreu danos após o incêndio ocorrido em 2018. A resistência do meteorito às altas temperaturas deve-se a seus principais componentes químicos, cujas temperaturas de fusão são apresentadas na tabela abaixo.

Componente	Temperatura de fusão (°C)
Fe	1538
Co	1495
Ni	1455

Nomeie a ligação interatômica presente entre esses componentes do meteorito e nomeie, também, aquele com maior temperatura de fusão.

Em seguida, indique o símbolo do componente de maior massa atômica e o subnível de maior energia do átomo do níquel no estado fundamental.

6. **FMC-RJ 2021** Considere os dados da tabela a seguir.

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Magnésio (Mg)	650,0	1100,0
Cloro (Cl_2)	-101,0	-34,0
Cloreto de magnésio ($MgCl_2$)	708,0	1412,0

A análise dos dados leva à seguinte constatação:

- o $MgCl_2$ é substância molecular e, em razão desse fato, pode ser considerado substância sólida, líquida ou gasosa à temperatura ambiente.
- com relação ao tipo de ligação existente, conclui-se que o Mg é uma substância metálica e o $MgCl_2$ é uma substância molecular.
- o $MgCl_2$ é uma substância iônica; portanto, é gasoso à temperatura ambiente.
- o Cl_2 é substância molecular e substâncias desse tipo só podem ser sólidas e líquidas à temperatura ambiente.
- a 25 °C, os estados físicos das substâncias apresentadas são, respectivamente: Mg (sólido), Cl_2 (gasoso), $MgCl_2$ (sólido).

7. **FMJ-SP 2020** A tabela apresenta os valores de Energia de Ionização (E.I.) para três elementos, X, Y e Z. Sabe-se que quanto maior for a E.I., menor será o raio atômico.

Elemento	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.	5ª E.I.	6ª E.I.	7ª E.I.	8ª E.I.
X	496	4563	6913	9544	13352	16611	20115	25491
Y	1314	3388	5301	7496	10989	13327	71337	84080
Z	419	3051	4412	5877	7975	9649	11343	14942

- Qual dos elementos dispostos na tabela apresenta maior tendência a perder um elétron localizado em sua camada de valência? Quais dos elementos apresentados na tabela pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica?
- Qual a fórmula molecular da substância formada pela interação do elemento X com o elemento Y? Que tipo de ligação ocorre nessa interação?

Guia de estudos

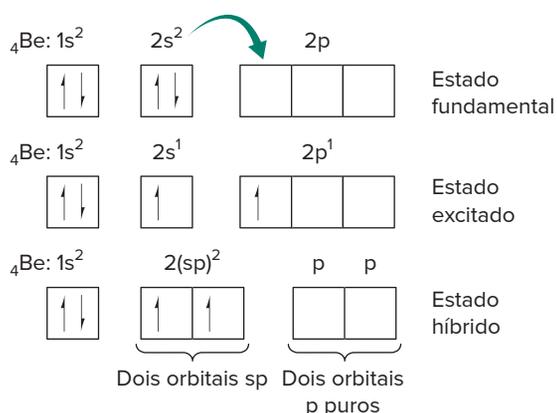
Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 3

- Leia as páginas de **90 a 96**.
- Faça os exercícios de **1 a 4** da seção "Revisando".
- Faça os exercícios propostos de **3 a 5**, de **10 a 16** e de **25 a 30**.

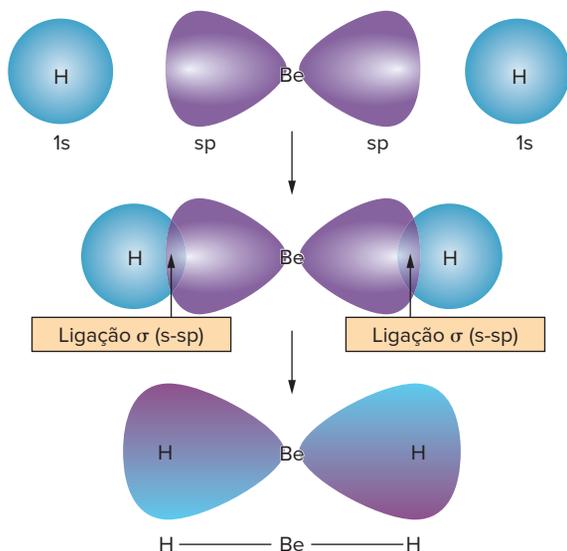
Hibridação

- **Teoria da ligação de valência:** a ligação entre dois átomos ocorre por meio da sobreposição (*overlap*) de dois orbitais atômicos.
 - Ligações simples: sempre que dois átomos fizerem **uma** ligação covalente entre si, essa ligação será σ (sigma).

- **Hibridação de orbitais**
 - **Hibridação do berílio:**

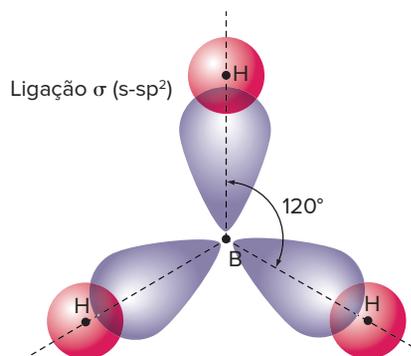
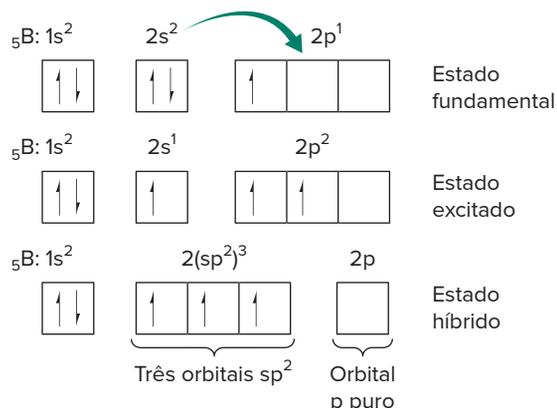


Agora, com dois orbitais semipreenchidos, o berílio pode fazer a sobreposição com os orbitais s do hidrogênio, formando, assim, duas ligações covalentes σ (sigma):



Formação de duas ligações $\text{Be}-\text{H}$ na molécula de BeH_2 . Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital $1s$ do hidrogênio.

- **Hibridação do boro:**

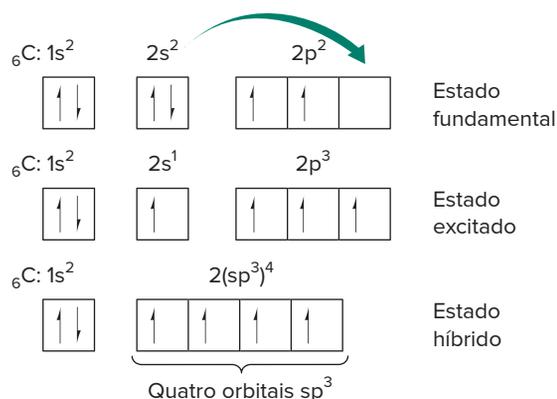


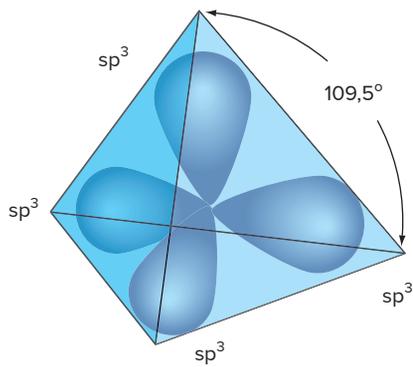
Molécula de BH_3 .

As três ligações formadas são do tipo σ (s- sp^2).

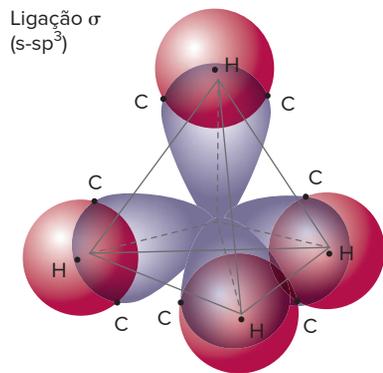
- **Hibridação do carbono:**

- ▶ Hibridação sp^3 :





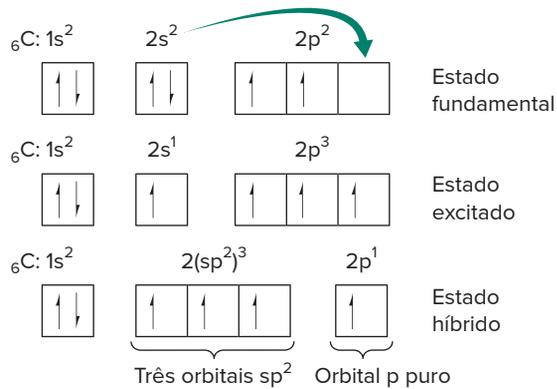
Orbitais híbridos juntos (apenas lóbulos grandes).



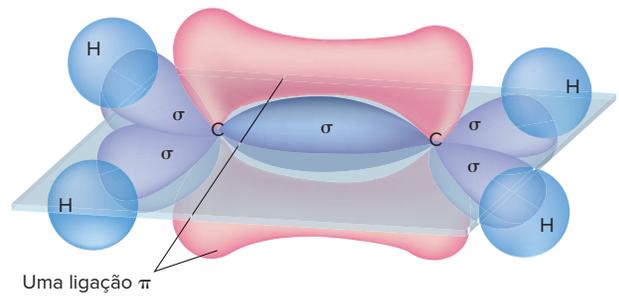
Molécula de CH₄.

Nesse composto, as ligações são do tipo σ (s-sp³).

► Hibridação sp²:

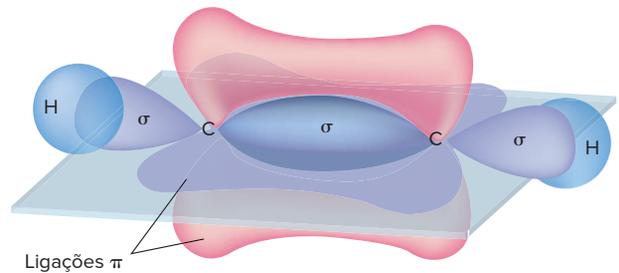
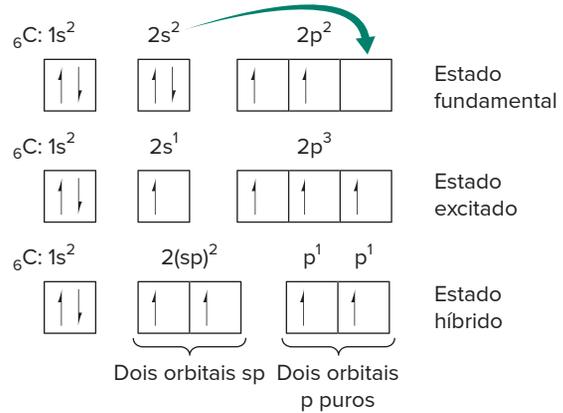


Esse compartilhamento realizado pela sobreposição lateral de orbitais p puros é chamado de **ligação p (pi)**.



Molécula de eteno (C₂H₄).

► Hibridação sp:



Molécula de etino (C₂H₂).

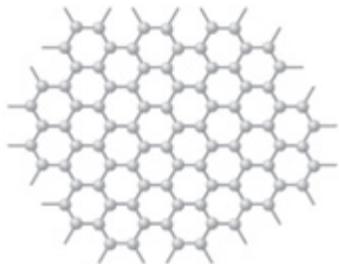
Nesse caso, teremos duas ligações π (pi).
Resumo:

Ligação	Representação	Classificação
Simple ou dativa	—	1 σ (sigma)
Dupla	≡	1 σ (sigma) e 1 π (pi)
Tripla	≡	1 σ (sigma) e 2 π (pi)

Tipos de ligações.

Exercícios de sala

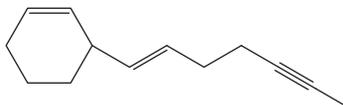
1. **Uerj 2014** Um nanotubo é uma estrutura cilíndrica microscópica formada apenas por átomos de carbono com hibridação sp^2 . O esquema abaixo representa um corte lateral de um nanotubo. Cada esfera corresponde ao núcleo de um átomo e cada traço a uma ligação entre carbonos. Não estão indicadas no esquema as ligações do tipo pi.



O número de ligações duplas realizadas por átomo em um nanotubo corresponde a:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

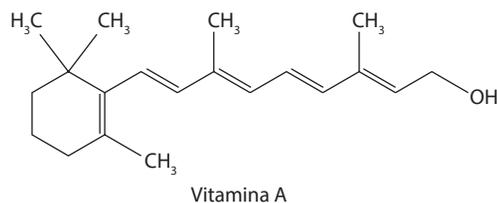
2. **Enem PPL 2017** O hidrocarboneto representado pela estrutura química a seguir pode ser isolado a partir das folhas ou das flores de determinadas plantas. Além disso, sua função é relacionada, entre outros fatores, a seu perfil de insaturações.



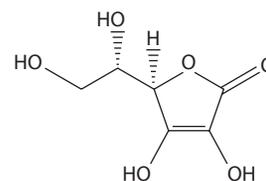
Considerando esse perfil específico, quantas ligações pi a molécula contém?

- a) 1 c) 4 e) 7
b) 2 d) 6

3. **Uece 2022** As vitaminas A e C têm funções muito importantes no corpo humano. Dentre as funções da vitamina A, encontram-se o bom funcionamento da visão e sua contribuição na formação dos dentes e na renovação celular. Já a vitamina C facilita a cicatrização da pele, melhora a circulação do sangue e ajuda na prevenção de doenças cardiovasculares como aterosclerose e pressão alta. Observe as seguintes estruturas químicas:



Vitamina A



Vitamina C

De acordo com as estruturas químicas acima apresentadas, é correto dizer que

- a) a estrutura da vitamina A contém um anel benzênico e a da vitamina C contém um heteroátomo.
b) na estrutura da vitamina A existem dez átomos de carbono do tipo sp^2 enquanto na estrutura da vitamina C existem três átomos de carbono do tipo sp^3 .
c) enquanto a estrutura da vitamina A possui um total de 28 átomos de hidrogênio, a estrutura da vitamina C possui somente 8 átomos de hidrogênio.
d) tanto a vitamina A quanto a vitamina C pertencem às funções dos álcoois, contudo, a vitamina A pertence aos aromáticos e a vitamina C aos ésteres.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 3

- I. Leia as páginas de **96 a 100**.
II. Faça os exercícios **5 e 6** da seção "Revisando".

- III. Faça os exercícios propostos de **35 a 40**.

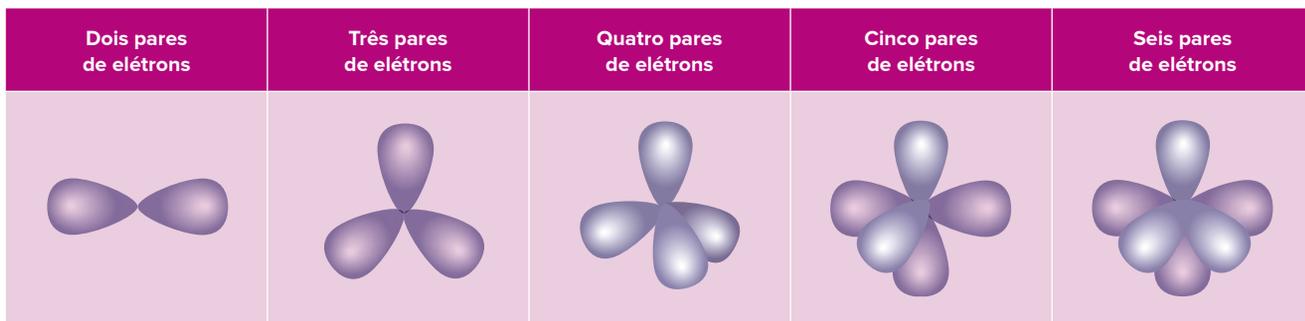
FRENTE 1

AULAS 15 E 16

Geometria molecular

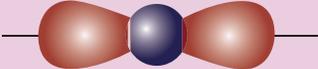
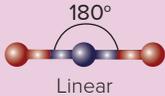
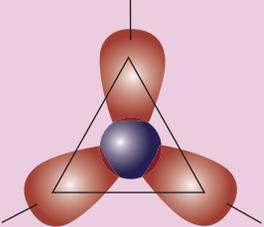
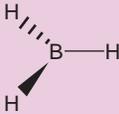
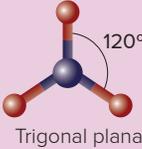
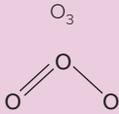
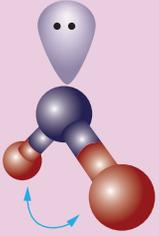
• **Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR)**

Esse modelo baseia-se na ideia de que os pares de elétrons (ligantes e não ligantes) da camada de valência do átomo central se repelem e tendem a ficar o mais longe possível uns dos outros.



Disposição espacial dos pares eletrônicos.

- Para se determinar a geometria das moléculas, é preciso levar em consideração quantos pares eletrônicos estão formando ligações e quantos são pares de elétrons livres (não ligantes).
- Os pares eletrônicos podem ser formados por uma ligação covalente simples (—), uma ligação covalente dupla (=), uma ligação covalente tripla (≡) ou um par de elétrons livres (••).
- No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três pares de elétrons da ligação tripla se comportarão como se fossem um único par eletrônico, pois, como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir.

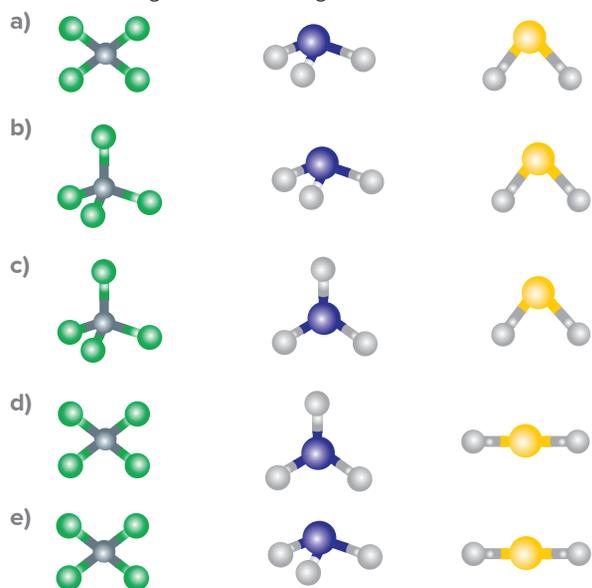
Número de pares eletrônicos	Disposição dos pares eletrônicos	Número de pares não ligantes no átomo central	Exemplo de molécula	Geometria da molécula
2		0	BeH ₂ H — Be — H	 Linear
3		0	BH ₃ 	 Trigonal plana
		1	O ₃ 	 120° Angular

Número de pares eletrônicos	Disposição dos pares eletrônicos	Número de pares não ligantes no átomo central	Exemplo de molécula	Geometria da molécula
4		0	CH_4 	$109^\circ 28'$ Tetraédrica
		1	NH_3 	107° Piramidal
		2	H_2O 	$104,5^\circ$ Angular
5		0	PCl_5 	120° 90° Bipiramidal
6		0	SF_6 	90° 90° Octaédrica

Geometria das moléculas em torno do átomo central em função do número de pares eletrônicos ligantes e não ligantes.

Exercícios de sala

1. **FCMSCSP 2019** O tetracloreto de carbono (CCl_4), a amônia (NH_3) e o sulfeto de hidrogênio (H_2S) são substâncias moleculares que apresentam, respectivamente, as seguintes formas geométricas:



2. **Acafe-SC 2014** Assinale a alternativa que contenha as geometrias das respectivas espécies químicas: água, dióxido de carbono, trióxido de enxofre e fluoreto de berílio.

- a) Angular, linear, piramidal, angular.
- b) Angular, angular, piramidal, linear.
- c) Angular, linear, trigonal plana, linear.
- d) Linear, angular, trigonal plana, angular.

3. **PUC-Minas 2016** A geometria das moléculas pode ser determinada fazendo-se uso do modelo de repulsão dos pares eletrônicos. Dentre as alternativas abaixo, assinale a que corresponde à combinação CORRETA entre estrutura e geometria.

- a) H_2O – Geometria linear
- b) NH_4^+ – Geometria tetraédrica
- c) CO_2 – Geometria angular
- d) BF_3 – Geometria piramidal

4. Famema-SP 2018 No transcorrer do ciclo hidrológico, a água sofre mudanças de estado físico, dentre elas:

1. passagem do estado líquido para o estado gasoso;
2. passagem do estado sólido para o estado líquido.

a) Escreva o nome de cada uma dessas mudanças de estado nos espaços indicados a seguir.

1. _____

2. _____

b) Escreva a fórmula eletrônica da água considerando sua geometria molecular. Cite o número total de elétrons presente na molécula dessa substância.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 3

I. Leia as páginas de **100** a **103**.

II. Faça o exercício **7** da seção “Revisando”.

III. Faça os exercícios propostos de **46** a **58**.

FRENTE 1

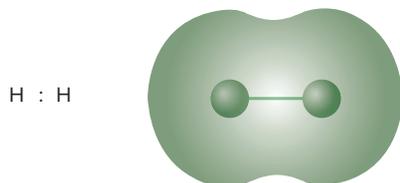
FRENTE 1

AULAS 17 E 18

Polaridade

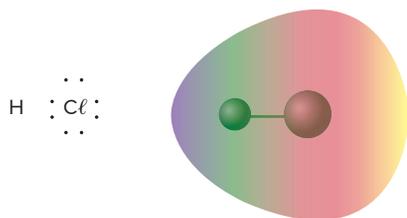
• Polaridade das ligações

- **Ligação covalente apolar:** é uma ligação covalente formada por dois átomos com eletronegatividades iguais. Não ocorre acúmulo de elétrons em nenhuma região e, conseqüentemente, não ocorre a formação de polos.



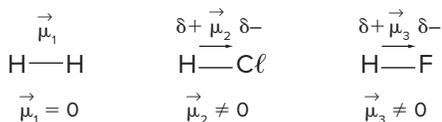
A molécula de H₂ apresenta distribuição eletrônica homogênea em toda a sua extensão.

- **Ligação covalente polar:** é uma ligação covalente formada por dois átomos com eletronegatividades diferentes. O átomo mais eletronegativo atrai a nuvem eletrônica do par compartilhado com mais força e resulta na formação de polos positivos e polos negativos sobre os átomos.



A molécula de HCl apresenta maior densidade eletrônica no átomo de cloro, mais eletronegativo.

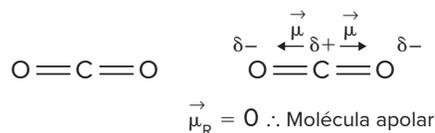
- **Vetor momento dipolar:** é representado por ($\vec{\mu}$) e tem a direção do eixo internuclear, o sentido do átomo mais eletronegativo e a intensidade proporcional à diferença de eletronegatividade entre os átomos.



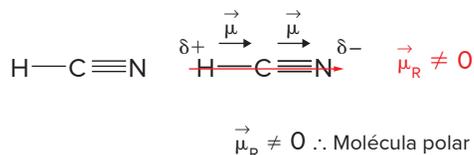
$$\vec{\mu}_1 < \vec{\mu}_2 < \vec{\mu}_3$$

• Polaridade das moléculas

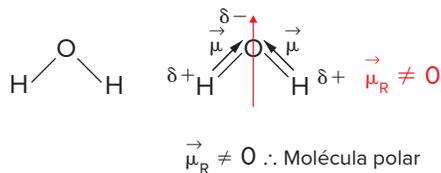
- **Moléculas apolares:** apresentam distribuição simétrica das cargas, ou seja, não apresentam dipolos. O momento dipolar resultante é igual a zero ($\vec{\mu}_R = 0$).
- **Moléculas polares:** apresentam distribuição assimétrica das cargas, ou seja, apresentam dipolos. O momento dipolar resultante é diferente de zero ($\vec{\mu}_R \neq 0$).



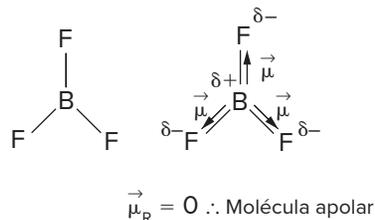
Molécula de CO₂.



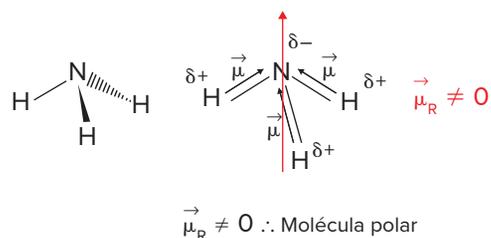
Molécula de HCN.



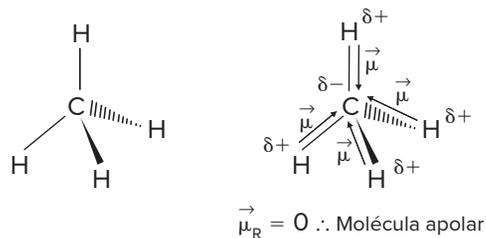
Molécula de H₂O.



Molécula de BF₃.



Molécula de NH₃.

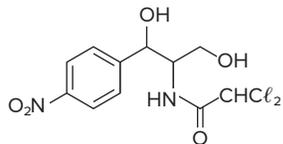


Molécula de CH₄.

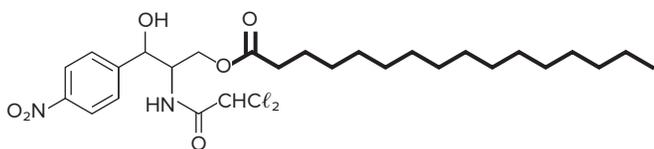
Exercícios de sala

1. **PUC-Campinas 2016** O quartzo é um mineral cuja composição química é SiO_2 , dióxido de silício. Considerando os valores de eletronegatividade para o silício e oxigênio, 1,8 e 3,5 respectivamente, e seus grupos da tabela periódica (o silício pertence ao grupo 14, e o oxigênio ao grupo 16), prevê-se que a ligação entre esses átomos seja:
- covalente apolar.
 - covalente coordenada.
 - covalente polar.
 - iônica.
 - metálica.
2. **Famerp-SP 2017** A ligação química existente entre os átomos de cloro na molécula do gás cloro é do tipo covalente
- dupla apolar.
 - simples polar.
 - tripla apolar.
 - simples apolar.
 - tripla polar.
3. **Mackenzie-SP** Dentre as substâncias água (H_2O), cloreto de hidrogênio (HCl), tetracloreto de carbono (CCl_4) e gás carbônico (CO_2), é correto afirmar que:
- **Dados:** H(1); C(4A); Cl(7A); O(6A).
- todas são moléculas polares.
 - somente o gás carbônico e o tetracloreto de carbono são moléculas polares.
 - somente a água e o cloreto de hidrogênio são moléculas polares.
 - somente o cloreto de hidrogênio e o tetracloreto de carbono são moléculas polares.
 - somente o tetracloreto de carbono e a água são moléculas polares.

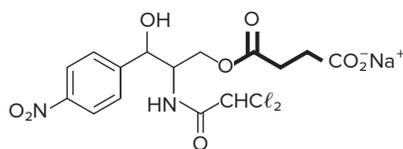
4. **UEL-PR 2019 (Adapt.)** Modular a solubilidade de fármacos é importante para estabelecer a forma como o medicamento é utilizado. O cloranfenicol é um antibiótico que, apesar de ter em sua estrutura dois grupos funcionais hidroxila, é pouco solúvel em água. Sua baixa solubilidade impossibilita o uso intravenoso, no entanto, é suficiente para que se perceba o gosto amargo no uso oral, tornando difícil sua aceitação por crianças. Para resolver esses problemas, foram desenvolvidos dois compostos, A e B, sendo um deles mais solúvel em água que o cloranfenicol e, o outro, menos solúvel. Esses compostos são hidrolisados no nosso organismo por ação de enzimas, formando o cloranfenicol, o princípio ativo. As estruturas químicas do cloranfenicol, de A e de B, estão representadas a seguir.



cloranfenicol



A



B

Justifique, com base nos fatores estruturais, a diferença de solubilidade em água dos compostos A e B em relação ao cloranfenicol.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 1 • Capítulo 3

- I. Leia as páginas de **103 a 106**.
- II. Faça o exercício **8** da seção “Revisando”.
- III. Faça os exercícios propostos de **68 a 80**.

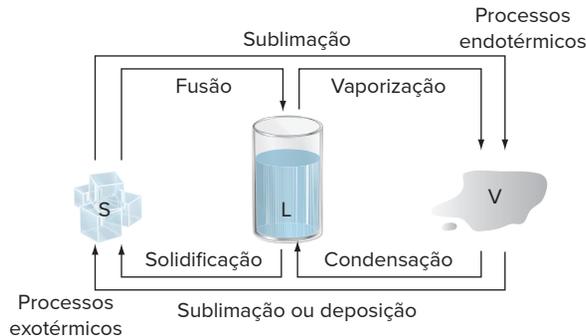
FRENTE 2

AULAS 1 A 3

Estados físicos e curvas de aquecimento

Estados físicos

- **Sólido:** partículas coesas e ordenadas.
- **Líquido:** partículas coesas e desordenadas.
- **Vapor:** partículas não coesas e desordenadas.



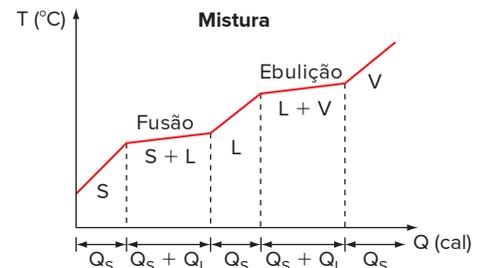
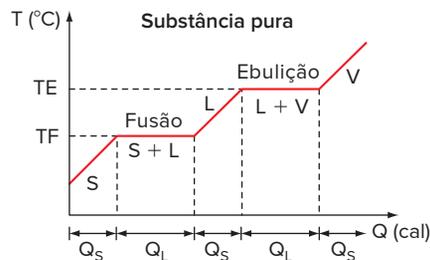
Vaporização:

- evaporação
- ebulição
- calefação

Condensação:

- condensação
- liquefação

Curvas de aquecimento



Densidade

A densidade é definida como sendo a relação entre a massa e o volume do sistema.

$$d = \frac{m}{V} \text{ (g/cm}^3 \text{ ou g/mL)}$$

Exercícios de sala

1. **UPF-RS 2018** O ciclo da água é um fenômeno natural que constitui exemplo das mudanças de estados físicos da matéria. Sobre os processos envolvidos no ciclo da água e a entalpia envolvida, analise as afirmativas a seguir, julgando-as como verdadeiras (V) ou falsas (F).

- Para que o processo de evaporação ocorra, é necessário que haja absorção de energia, ou seja, trata-se de um processo exotérmico.
- A formação das nuvens é explicada pelo processo de condensação, o qual é exotérmico, ocorrendo com liberação de energia.
- A liquefação é a passagem do estado gasoso para líquido e trata-se de um processo endotérmico.
- O congelamento da água de um lago é um processo de solidificação, o qual é exotérmico.

A sequência correta de preenchimento, de cima para baixo, é:

- a) V – F – F – F. c) V – F – V – F. e) F – F – F – V.
- b) F – V – F – V. d) F – F – V – V.

2. **FCMSCSP 2021** O deserto de Lut, no Irã, é considerado a localidade mais quente do planeta. Nesse local, a temperatura máxima já atingiu 70 °C.

(Peter W. Atkins. *Princípios de Química*, 2012. Adaptado.)

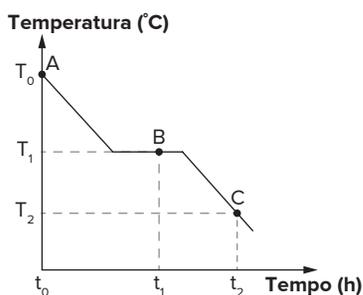
Considere as informações sobre algumas substâncias químicas:

Substância	Ponto de fusão (K)	Ponto de ebulição (K)
Enxofre	388	718
Gálio	303	2 676
Bromo	266	332

(Peter W. Atkins. *Princípios de Química*, 2012. Adaptado.)

Em um ambiente com a mesma condição de temperatura máxima do deserto de Lut e pressão atmosférica igual a 1 atm, as substâncias enxofre, gálio e bromo apresentam-se, respectivamente, nos estados físicos

- líquido, gasoso, líquido.
 - sólido, gasoso, líquido.
 - sólido, líquido, gasoso.
 - sólido, gasoso, gasoso.
 - líquido, líquido, gasoso.
3. **UFRGS 2022** O gráfico abaixo mostra a variação da temperatura com o tempo para uma substância pura. O processo é realizado à pressão constante, e a substância é um líquido no ponto A (t_0 , T_0).



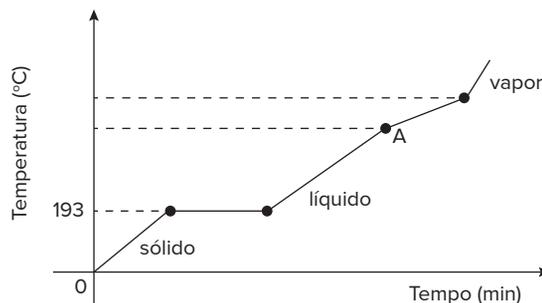
Considere as afirmações abaixo, sobre o gráfico.

- O gráfico representa o processo de solidificação, e T_1 é o ponto de fusão ou de solidificação da substância.
- Duas fases estão presentes no ponto B (t_1 , T_1).
- As forças intermoleculares, no ponto C (t_2 , T_2), são mais fortes que no ponto A (t_0 , T_0).

Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

4. Uesc-BA



A Química é uma ciência que estuda fundamentalmente a composição, as propriedades e as transformações das substâncias químicas, das misturas e dos materiais formados por essas substâncias. Para identificá-las, os químicos utilizam um conjunto de propriedades específicas com objetivo de diferenciá-las experimentalmente de uma mistura. O gráfico representa a curva de aquecimento de uma determinada amostra de material sólido em função do tempo. Uma análise dessas informações e da curva de aquecimento dessa amostra de material permite afirmar

- A curva representa o comportamento de uma substância pura sólida durante o aquecimento.
- A partir do ponto A, representado no gráfico, forma-se uma substância pura na fase líquida.
- O material analisado, ao atingir 193 °C, se transforma completamente em líquido.
- A amostra do material analisado é uma mistura.
- As propriedades específicas utilizadas para identificação das substâncias químicas dependem da quantidade da amostra utilizada.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 2 • Capítulo 1

- Leia as páginas de **160 a 165**.
- Faça os exercícios propostos de **1 a 4, 6, 9 e de 11 a 15**.
- Faça os exercícios complementares **2, 4, 6, 8 e 10**.

FRENTE 2

AULAS 4 A 6

Conceitos primitivos e sistemas homogêneos e heterogêneos

Fases

Fase é toda porção uniforme de um sistema.

- **Uma fase:** sistema homogêneo (monofásico).
- **Duas ou mais fases:** sistema heterogêneo (bifásico, trifásico ou polifásico).

Sistema

- **Mistura:** duas ou mais substâncias (tipos de moléculas).
- **Substância pura:** uma única substância (um tipo de molécula).

Substâncias

- **Simples:** estruturas com um só tipo de átomo.
- **Compostas:** estruturas com dois ou mais tipos de átomos.

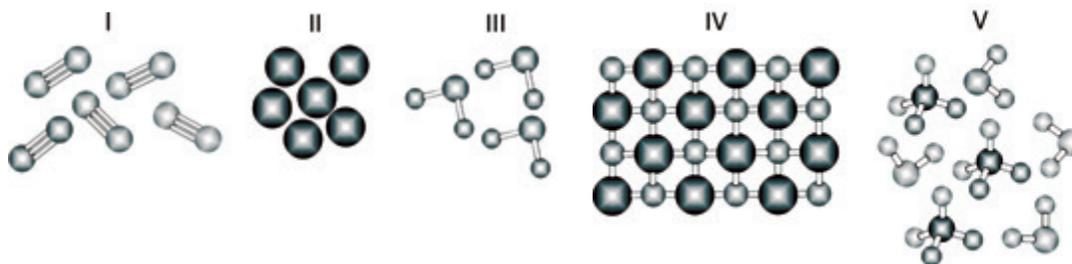
Alotropia é a propriedade que certos elementos têm de formar substâncias simples diferentes entre si.

C	O	P	S
Grafite	Oxigênio	Branco	Rômbico
Diamante	Ozônio	Vermelho	Monoclínico
Fulerenos		Preto	

Exercícios de sala

1. **UFRGS 2020** O sal de cozinha (cloreto de sódio) tem solubilidade de 35,6 g em 100 mL de água em temperatura próxima a 0 °C. Ao juntar, em um copo, 200 mL de água a 0,1 °C, três cubos de gelo e 80 g de cloreto de sódio, o número de componentes e fases presentes no sistema, imediatamente após a mistura, será
 - a) um componente e uma fase.
 - b) dois componentes e duas fases.
 - c) dois componentes e três fases.
 - d) três componentes e duas fases.
 - e) três componentes e quatro fases.

2. **Fuvest-SP 2018** Considere as figuras a seguir, em que cada esfera representa um átomo.



As figuras mais adequadas para representar, respectivamente, uma mistura de compostos moleculares e uma amostra da substância nitrogênio são

- III e II.
- IV e III.
- IV e I.
- V e II.
- V e I.

3. **UFRRJ** Observe os dados listados na tabela a seguir.

Substâncias	Solubilidade a 20 °C (g/100 g de água)	Densidade a 20 °C (g/cm ³)
Água	–	1,00
Álcool etílico (etanol)	∞	0,7893
Gasolina	Insolúvel	0,6553

∞: Solubilidade infinita.

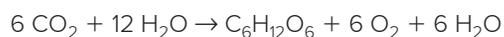
Com base nessas propriedades físicas, é possível, por exemplo, extrair o álcool que é adicionado à gasolina comercial. Este procedimento pode ser feito da seguinte maneira: a um determinado volume de gasolina adiciona-se o mesmo volume de água. A mistura é agitada, e, a seguir, colocada em repouso. Forma-se, então, um sistema bifásico que pode ser separado com a ajuda de um funil de separação. Tendo como base os dados da tabela, podemos afirmar que nesse procedimento ocorre(m) o(s) seguinte(s) fenômeno(s).

- Quando a gasolina (que contém álcool) é misturada à água, o álcool é extraído pela água, e o sistema resultante é bifásico: gasolina/água-álcool.
- Quando a gasolina (que contém álcool) é misturada à água, a gasolina é extraída pela água, e o sistema resultante é bifásico: álcool/água-gasolina.
- A mistura água-álcool formada é um sistema homogêneo (monofásico), com propriedades diferentes daquelas das substâncias que a compõem.

Destas considerações, somente:

- I é correta.
- II é correta.
- III é correta.
- II e III são corretas.
- I e III são corretas.

4. **CPS-SP 2016** Na fotossíntese realizada pelos seres fotossintetizantes, com exceção das bactérias, o gás carbônico (CO₂) e a água (H₂O) são usados para a síntese de carboidratos, geralmente a glicose. Nesse processo, há a formação de oxigênio (O₂), que é liberado para o meio. A equação mostra que o gás carbônico e a água são convertidos em glicose, havendo liberação de oxigênio.



A equação química descrita no texto, apresenta, exatamente,

- a) uma substância composta.
 - b) duas substâncias simples.
 - c) três substâncias compostas.
 - d) quatro substâncias simples.
 - e) cinco substâncias compostas.
5. **UPE 2018** Quando exposto a uma temperatura menor que 13 °C, o estanho pode se transformar em uma versão mais frágil e quebradiça. Tais formas são chamadas, respectivamente, de beta e alfa e podem ser vistas na figura a seguir:



Fonte: www.engenheirodemateriais.com.br

Essa transformação é associada popularmente à “doença do estanho”, e o fenômeno químico associado a essa transformação é denominado de

- a) Isomeria.
- b) Isotopia.
- c) Alogenia.
- d) Alotropia.
- e) Radioatividade.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 2 • Capítulo 1

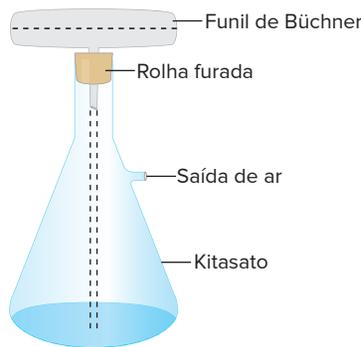
- I. Leia as páginas de **165 a 168**.
- II. Faça os exercícios propostos de **17 a 22** e de **24 a 27**.
- III. Faça os exercícios complementares de **15 a 25** e de **28 a 32**.

Métodos de separação de misturas (análise imediata)

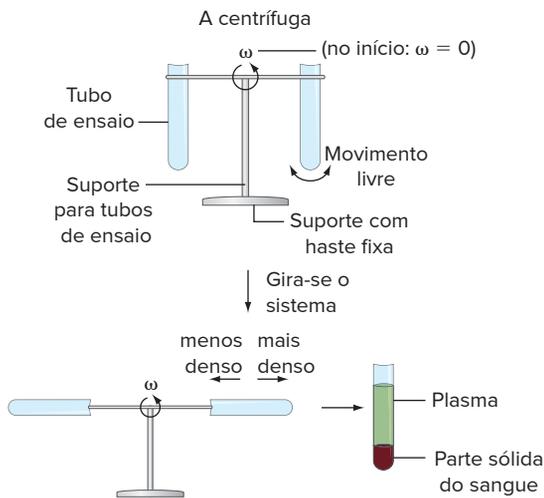
Métodos de separação de misturas heterogêneas

- Decantação
- Sifonação
- Filtração comum
- Filtração a vácuo
- Funil de bromo
- Centrifugação
- Dissolução e cristalização fracionadas

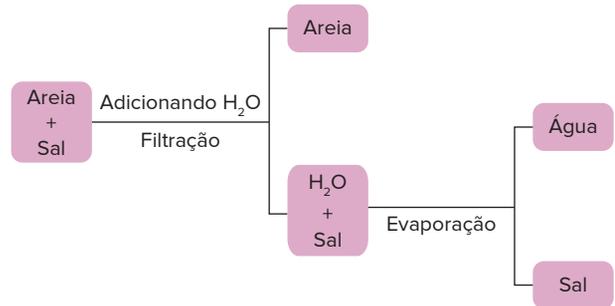
A filtração a vácuo acelera o processo de filtração comum:



A centrifugação acelera o processo de sedimentação:



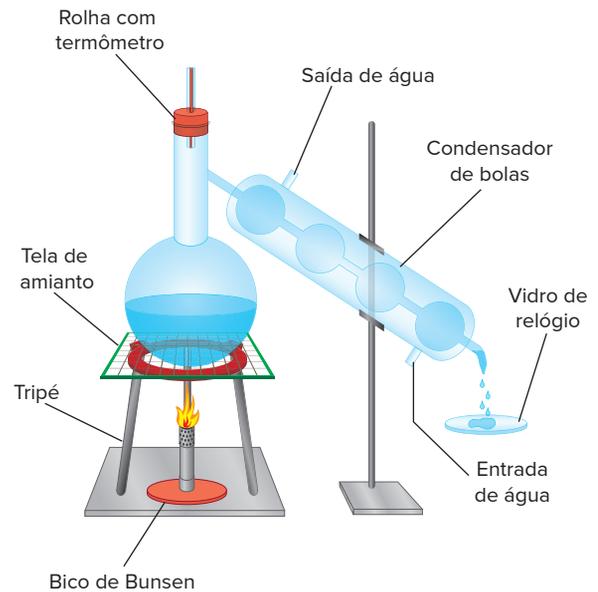
Dissolução fracionada:



Métodos de separação de misturas homogêneas

- Destilação simples
- Destilação fracionada
- Liquefação fracionada

Esquema de destilação:



Exercícios de sala

1. **Fasm-SP 2016** No tratamento de esgotos, o método utilizado para a remoção de poluentes depende das características físicas, químicas e biológicas de seus constituintes. Na Região Metropolitana de São Paulo, as grandes estações de tratamento de esgotos utilizam o método de lodos ativados, em que há uma fase líquida e uma fase sólida. A figura representa as etapas de tratamento da fase líquida dos esgotos.



No tanque de aeração, o ar fornecido faz com que os micro-organismos ali presentes multipliquem-se e alimentem-se de material orgânico, formando o lodo e diminuindo, assim, a carga poluidora do esgoto.

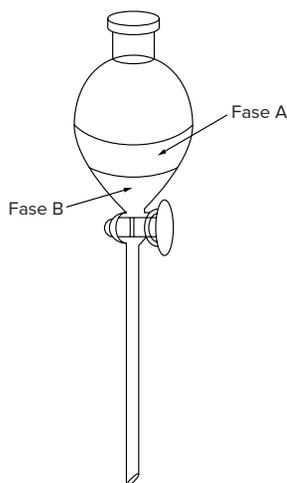
(<http://site.sabesp.com.br>. Adaptado.)

- Tendo por base as propriedades físicas dos constituintes de esgotos, como ocorre a separação desses constituintes nas grades e no decantador primário?
- Por que a água proveniente do decantador secundário não pode ser considerada potável?

2. **SSPM/CPACN 2021** Certa quantidade de areia foi adicionada, acidentalmente, em uma amostra de sal. A melhor sequência para separar os compostos dessa mistura é:

- filtração, dissolução e destilação simples.
- dissolução, decantação e filtração.
- dissolução, filtração e destilação simples.
- filtração, destilação simples e centrifugação.
- dissolução, centrifugação e destilação simples.

3. **UFJF/Pism-MG 2017** Uma mistura de NaCl dissolvido em água e azeite, após ser agitada, foi colocada em um funil de extração, como mostra a figura abaixo. Considerando a densidade do azeite à 25 °C, $0,889 \text{ g mL}^{-1}$ e da solução aquosa de NaCl $1,0 \text{ g mL}^{-1}$, analise as afirmativas abaixo e marque a opção **CORRETA**:



Fonte: Chemdraw

- Trata-se de um sistema heterogêneo com duas fases e dois componentes.
- A fase A é a fase que possui maior densidade.
- A fase A é a solução aquosa de NaCl.
- O azeite é mais denso que a solução aquosa de NaCl.
- Há dois componentes na fase B.

4. **UPF-RS 2018** A natureza apresenta grande diversidade de materiais. É preciso analisar a composição e as propriedades desses materiais para que eles possam ser utilizados ou transformados nos mais diversos objetos.

Tendo por base o enunciado e o contexto relacionado à temática em questão, analise as afirmações que seguem e marque V para as verdadeiras e F para as falsas.

- Uma mistura eutética é aquela que se comporta como substância pura durante a ebulição, ou seja, apresenta temperatura de ebulição constante.
- O ar atmosférico seco e filtrado se constitui como uma mistura homogênea, formada, principalmente, por nitrogênio e oxigênio.
- Ligas metálicas são misturas homogêneas, também classificadas como soluções.
- A decantação é um processo de separação de uma mistura do tipo líquido-líquido ou sólido-líquido. Ela se baseia na diferença de densidade e solubilidade entre seus componentes.
- A destilação fracionada é um processo aplicado exclusivamente para separar componentes de uma mistura heterogênea contendo dois ou mais líquidos que apresentam temperaturas de ebulição próximas.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- F – V – V – V – F.
- V – F – V – F – F.
- V – V – F – F – F.
- F – F – V – F – F.
- F – V – F – V – V.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 2 • Capítulo 1

- Leia as páginas de **168 a 171**.
- Faça os exercícios **2 e 3** da seção “Revisando”.
- Faça os exercícios propostos **31, 33**, de **35 a 37**, de **40 a 43** e **45**.

FRENTE 2

AULAS 10 E 11

Determinação de fórmulas

Tipos de fórmulas

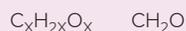
- Molecular
- Mínima (ou empírica)
- Centesimal

A fórmula mínima é a fórmula molecular simplificada.

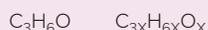
A fórmula centesimal expressa as porcentagens em massa de cada elemento.

Conversões

Molecular → Mínima



Mínima → Molecular



Molecular → Centesimal

$$\%X = \frac{m_x}{M} \cdot 100\%$$

Centesimal → Molecular

$$m_x = \%X \cdot M \text{ e } n_x = \frac{m_x}{M_x}$$

Exercícios de sala

- Uerj 2019** Considere as informações a seguir sobre a perfluorodecalina, substância utilizada no preparo de sangue artificial.
Fórmula mínima: C_5F_9 .
Massa molar: 462 g/mol.
Sua fórmula molecular é representada por:
a) $C_{25}F_{45}$ c) $C_{15}F_{27}$
b) $C_{20}F_{36}$ d) $C_{10}F_{18}$
- FICSAE-SP 2021** O álcool 70, comercializado em gel ou em solução aquosa, é um produto que apresenta 70% em massa de etanol (C_2H_6O). É um dos antissépticos mais vendidos e, por isso, não é comum notícias na mídia sobre sua adulteração. A análise de uma amostra de 50,0 g de solução aquosa desse produto, comercializado por um determinado fabricante, indicou a presença de 15,0 g de carbono.
Considere que o carbono detectado nessa análise é proveniente exclusivamente do etanol. O álcool 70 analisado não atende às especificações técnicas do produto, pois contém um percentual em massa de etanol de
a) 30,0% d) 57,5%.
b) 61,5% e) 50,0%.
c) 65,0%
- PUC-Campinas 2022** A fórmula molecular da oxitocina é $C_{43}H_{66}N_{12}O_{12}S_2$. A porcentagem em massa do hidrogênio nessa molécula é aproximadamente:
a) 6,6% c) 12% e) 49%
b) 66% d) 1,5%
- UFPR 2019** Um certo metal (M), de massa molar igual a 48 g mol^{-1} , forma um sal de cloreto bastante reativo, que em água sofre hidrólise e produz o óxido desse metal. Verificou-se que na composição de 80 g do óxido, 48 g correspondem à massa apenas do metal.
Dado: massa molar do oxigênio igual a 16 g mol^{-1} .
A fórmula mínima desse óxido é:
a) MO. d) M_2O_3 .
b) MO_2 . e) M_3O_4 .
c) M_2O .

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 2 • Capítulo 2

- Leia as páginas de 197 a 201.
- Faça os exercícios de 1 a 3 da seção "Revisando".
- Faça os exercícios propostos 2, 3, 5, 11 e 15.
- Faça os exercícios complementares 1, 8, 9 e 13.

FRENTE 2

AULAS 12 A 14

Variáveis de estado e transformações gasosas

Pressão (P)

É o resultado dos choques das moléculas gasosas contra as paredes do recipiente.

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

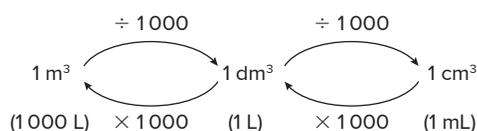
Temperatura (T)

É a medida de energia cinética média das partículas gasosas.

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Volume (V)

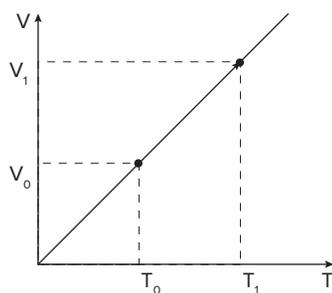
É o espaço ocupado por um gás.



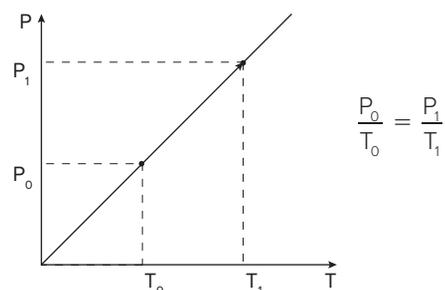
Transformações gasosas

São mudanças nas variáveis de estado de um gás para uma quantidade de gás constante.

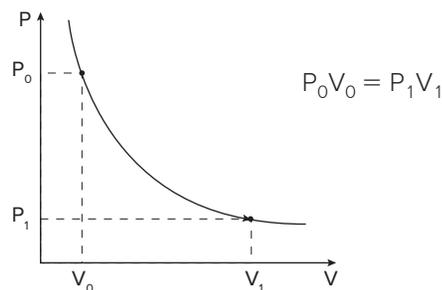
Isobárica: (P = cte)



Isocórica ou isométrica: (V = cte)



Isotérmica: (T = cte)



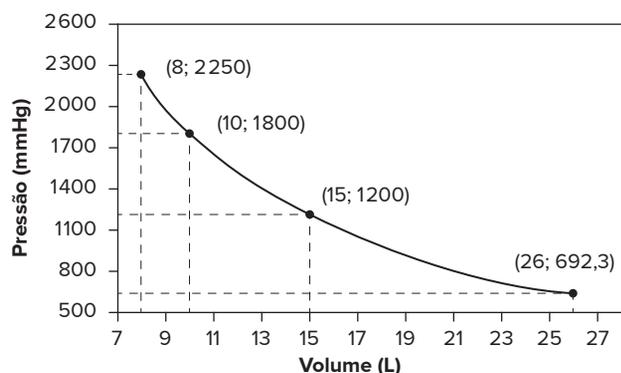
Equação geral dos gases

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

Exercícios de sala

- Mackenzie-SP 2018** Certa massa fixa de um gás ideal, sob temperatura de 30 °C e pressão de 2 atm, foi submetida a uma transformação isocórica, em que sua temperatura foi aumentada em 150 unidades. Dessa forma, é correto afirmar que, durante a transformação,
 - além do volume, a pressão manteve-se constante.
 - apenas o volume permaneceu constante, e, no final, a pressão exercida por essa massa gasosa foi aumentada para aproximadamente 12 atm.
 - apenas o volume permaneceu constante, e, no final, a pressão exercida por essa massa gasosa foi aumentada para aproximadamente 3 atm.
 - apenas o volume permaneceu constante, e, no final, a pressão exercida por essa massa gasosa foi diminuída para aproximadamente 1 atm.
 - apenas o volume permaneceu constante, e, no final, a pressão exercida por essa massa gasosa foi diminuída para aproximadamente 0,33 atm.

2. **UFC-CE** O gráfico a seguir ilustra o comportamento referente à variação da pressão, em função do volume, de um gás ideal, à temperatura constante:



Analise o gráfico e assinale a alternativa correta.

- Quando o gás é comprimido nestas condições, o produto da pressão pelo volume permanece constante.
- Ao comprimir o gás a um volume correspondente à metade do volume inicial, a pressão diminuirá por igual fator.
- Ao diminuir a pressão a um valor correspondente a $\frac{1}{3}$ da pressão inicial, o volume diminuirá pelo mesmo fator.
- O volume da amostra do gás duplicará, quando a pressão final for o dobro da pressão inicial.
- Quando a pressão aumenta por um fator correspondente ao triplo da inicial, a razão $\frac{P}{V}$ será sempre igual à temperatura.

3. **UFG-GO 2013** Uma lata de refrigerante tem o volume total de 350 mL. Essa lata está aberta e contém somente o ar atmosférico, e é colocada dentro de um forno a 100 °C. Após a lata atingir essa temperatura, ela é fechada. A seguir, tem sua temperatura reduzida a 25 °C. Com o decréscimo da temperatura, ocorre uma redução da pressão interna da lata que levará a uma implosão. Ante o exposto, calcule a pressão no interior da lata no momento imediatamente anterior à implosão e o volume final após a implosão.

4. **Uninove-SP 2016** Considere que certa quantidade de ar está armazenada em um recipiente de 2,5 L à pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C.
- Sabendo que $K = ^\circ\text{C} + 273$, calcule o volume dessa mesma quantidade de ar quando a pressão e a temperatura são reduzidas a 0,85 atm e 15 °C, respectivamente.
 - Caso o ar seja trocado por igual número de mol de argônio, ocorrerá algum tipo de alteração no volume de gás armazenado no recipiente? Justifique sua resposta.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 2

- Leia as páginas de 268 a 279.
- Faça os exercícios 1 e 3 da seção “Revisando”.
- Faça os exercícios propostos 1, 2, de 6 a 8 e de 13 a 15.
- Faça os exercícios complementares 1, 8, 14 e 15.

FRENTE 2

AULAS 15 E 16

Equação de Clapeyron

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):

$$P = 1 \text{ atm} \\ T = 0 \text{ }^\circ\text{C} (273 \text{ K})$$

Condições ambiente (CA):

$$P = 1 \text{ atm} \\ T = 25 \text{ }^\circ\text{C} (298 \text{ K})$$

1 mol de moléculas de qualquer gás ideal, nas CNTP, ocupa o volume de 22,4 L/mol.

$$\frac{PV}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot n \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{273 \text{ K}} \therefore \frac{PV}{T} = \frac{1 \cdot 22,4}{273} \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \\ R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$$

Equação de Clapeyron

$$PV = nRT$$

Princípio de Avogadro

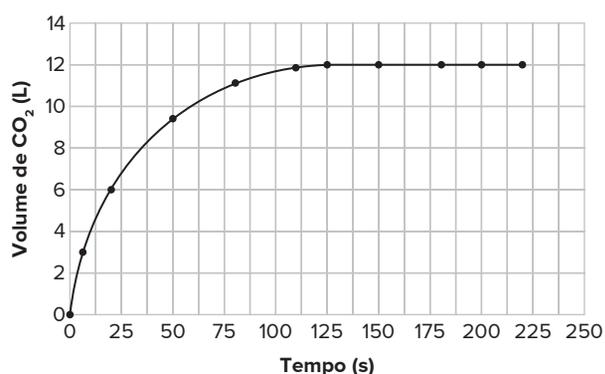
$$\begin{aligned} \text{Gás A: } P_A V_A &= n_A R T_A \\ \text{Gás B: } P_B V_B &= n_B R T_B \end{aligned} \sim n_A = n_B$$

Os gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, quando ocupam o mesmo volume, possuem o mesmo número de moléculas.

Exercícios de sala

- UFJF-MG 2019** Uma alternativa à utilização de combustíveis fósseis pelos automóveis são os motores a hidrogênio. Um dos desafios enfrentados no início das pesquisas sobre motores a hidrogênio, quando se pensava em tanques de gás como fonte do combustível, era minimizar o volume e ao mesmo tempo maximizar a quantidade de hidrogênio armazenado. Em um tanque de combustível cilíndrico, com volume igual a 120 L, que armazena o hidrogênio a uma temperatura de $-253 \text{ }^\circ\text{C}$ e 3115 mmHg de pressão, o número de mols e massa de hidrogênio armazenados são respectivamente
Dado: $R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
 - 300 mols e 0,6 kg
 - 30 mols e 60 kg
 - 300 mols e 0,3 kg
 - 23,71 mols e 47,42 kg
 - 73,19 mols e 0,146 kg
- Unirio-RJ** 29,0 g de uma substância pura e orgânica, no estado gasoso, ocupam o volume de 8,20 L à temperatura de $127 \text{ }^\circ\text{C}$ e à pressão de 1520 mmHg. A fórmula molecular do provável gás é:
Dado: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}$
 - C_2H_6
 - C_3H_8
 - C_4H_{10}
 - C_5H_{12}
 - C_6H_{14}

3. **Acafe-SC 2022** Foi monitorada a produção de dióxido de carbono a partir da reação de uma amostra de carbonato de cálcio, com excesso de ácido clorídrico e os dados estão demonstrados no gráfico a seguir:



► **Dados:** pressão = 1 atm; temperatura = 27 °C; e $R = 0,082 \text{ mol} = \text{K} \cdot \text{atm}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$.

Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos assinale a alternativa que contém o número de mol aproximado de carbonato de cálcio na amostra analisada.

- a) 1,54 mol b) 5,42 mol c) 0,98 mol d) 0,49 mol
4. **Fatec-SP** Dois frascos de igual volume, mantidos a mesma temperatura e pressão, contêm, respectivamente, os gases X e Y. A massa do gás X é 0,34 g, e a do gás Y é 0,48 g. Considerando que Y é o ozônio (O₃), o gás X é:

► **Dados:** massas atômicas: H = 1,0; C = 12,0; N = 14,0; O = 16,0; S = 32,0.

- a) N₂ b) CO₂ c) H₂S d) CH₄ e) H₂
5. **Uece** Um frasco de 250 mL contém neônio a uma pressão de 0,65 atm. Um outro frasco de 450 mL contém argônio a uma pressão de 1,25 atm. Os gases são misturados a partir da abertura de uma válvula na conexão que liga os dois recipientes. Considerando o volume da conexão desprezível e, ainda, o sistema mantido a uma temperatura constante, a pressão final da mistura de gases é, aproximadamente,
- a) 1,03 atm. b) 1,90 atm. c) 2,06 atm. d) 2,80 atm.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 2

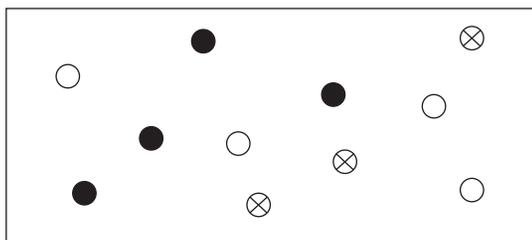
- I. Leia as páginas de 279 a 282. III. Faça os exercícios propostos 18, 21, 22, de 25 a 28, 31, 32 e 34.
- II. Faça os exercícios 4 e 5 da seção "Revisando".

FRENTE 2

AULAS 17 E 18

Misturas gasosas

Mistura gasosa



- Gás X
- Gás Y
- ⊗ Gás Z

- **Pressão parcial** de um gás em uma mistura de gases é o resultado dos choques das partículas desse gás contra as paredes do recipiente que contém a mistura.

$$\left. \begin{aligned} P_x V &= n_x RT \\ P_y V &= n_y RT \\ P_z V &= n_z RT \end{aligned} \right\} \text{Pressões parciais}$$

Lei de Dalton

$$P_{\text{Total}} = P_x + P_y + P_z$$

- **Volume parcial** de um gás em uma mistura de gases é o volume que esse gás ocuparia sozinho caso fosse submetido à pressão total da mistura.

$$\left. \begin{aligned} P V_x &= n_x RT \\ P V_y &= n_y RT \\ P V_z &= n_z RT \end{aligned} \right\} \text{Volumes parciais}$$

Lei de Amagat

$$V_{\text{Total}} = V_x + V_y + V_z$$

- **Fração molar**

Em uma mistura de gases A, B e C, a fração molar (fração em quantidade de matéria) de A é definida como:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}}$$

$$\text{Mas: } \frac{P_A \cancel{V}}{P_{\text{Total}} \cancel{V}} = \frac{n_A \cancel{RT}}{n_{\text{Total}} \cancel{RT}} \text{ e } \frac{\cancel{P} V_A}{\cancel{P} V_{\text{Total}}} = \frac{n_A \cancel{RT}}{n_{\text{Total}} \cancel{RT}}$$

Portanto:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{Total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{Total}}}$$

Exercícios de sala

1. **UFC-CE** Em um recipiente fechado com capacidade para 2,0 L, encontra-se uma mistura de gases ideais composta por 42,0 g de N_2 e 16,0 g de O_2 a 300 K. Assinale a alternativa que expressa corretamente os valores das pressões parciais (em atm) do gases N_2 e O_2 , respectivamente, nessa mistura.

▶ **Dado:** $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

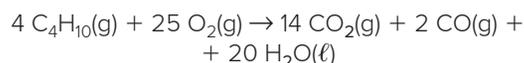
- | | |
|------------------|------------------|
| a) 18,45 e 6,15 | d) 12,45 e 12,15 |
| b) 16,45 e 8,15 | e) 10,45 e 14,15 |
| c) 14,45 e 10,45 | |

2. **Uece 2015** Considere uma mistura dos gases nitrogênio, oxigênio e dióxido de carbono. Conhecem-se as pressões parciais do nitrogênio (0,40 atm), do oxigênio (0,20 atm) e a pressão total da mistura (0,80 atm). Quando a massa de nitrogênio for 7 g, a massa do oxigênio será

- | | |
|-----------|-----------|
| a) 2,0 g. | c) 6,0 g. |
| b) 4,0 g. | d) 8,0 g. |

3. **Uece 2017** No laboratório de química, onde é comum recolher-se um gás pelo deslocamento de água, foram coletados 400 mL de gás oxigênio a 25 °C e 1 atm de pressão. Sabendo-se que a pressão de vapor da água na mesma temperatura é 0,03 atm, é correto afirmar que o volume de oxigênio seco obtido nas mesmas condições de temperatura e pressão é
- 328,0 mL.
 - 388,0 mL.
 - 368,0 mL.
 - 354,0 mL.

4. **FICSAE-SP 2016** Em uma câmara fechada, de volume fixo, foi realizada a queima do combustível butano. A combustão foi incompleta, gerando gás carbônico, monóxido de carbono e água. A equação a seguir representa a proporção estequiométrica das substâncias envolvidas no processo.



Sabendo que todo o butano foi consumido na reação e que a pressão parcial desse combustível no sistema inicial era de 20 mmHg a 25 °C, a pressão parcial dos gases dióxido de carbono e monóxido de carbono após o término da reação, medida na mesma temperatura, foi, respectivamente,

- 140 mmHg e 140 mmHg.
- 140 mmHg e 20 mmHg.
- 70 mmHg e 10 mmHg.
- 70 mmHg e 20 mmHg.

5. **Unimontes-MG** Durante um experimento, utilizou-se uma mistura gasosa com o propósito de simular a atmosfera de um planeta hipotético. Foram misturados, a 300 °C, 0,320 g de metano, CH₄, 0,175 g de argônio, Ar, e 0,225 g de nitrogênio, N₂. Considerando que a pressão parcial do nitrogênio é igual a 0,15 atm, é incorreto afirmar que:
- a quantidade de matéria (mol) de N₂ é cerca do dobro da quantidade de Ar.
 - a pressão total exercida pelos gases na mistura é de, aproximadamente, 0,6 atm.
 - o gás metano exerce uma pressão parcial inferior à pressão exercida pelo N₂.
 - a soma das frações parciais dos gases na mistura é igual a uma unidade.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 2

- Leia as páginas de **282 a 285**.
- Leia as páginas de **286 a 289**.
- Faça os exercícios propostos **37, 40, 41**, de **46 a 48, 50 e 51**.
- Faça os exercícios complementares **42 e 49**.

FRENTE 3

AULAS 1 A 4

Teoria atômico-molecular

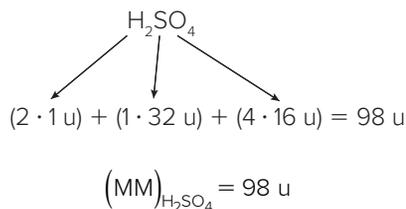
Massa atômica (MA) de um elemento químico

$$\begin{array}{l} X^{M_1} \rightarrow P_1 \\ X^{M_2} \rightarrow P_2 \end{array} \quad (MA)_x = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2}{100\%}$$

Massa molecular (MM)

É a massa de 1 molécula. Para calculá-la, somam-se as massas atômicas dos elementos constituintes da molécula.

Exemplo:



Massa molar (M)

É a massa de 1 mol. A nova definição de mol, desde janeiro de 2018, é:

$$1 \text{ mol é a quantidade exata de } 6,02214076 \cdot 10^{23}$$

Esse valor é chamado de número de Avogadro.

Observação: como 1 mol é uma quantidade muito grande, só faz sentido utilizá-la na contagem de átomos, íons ou moléculas.

Costuma-se utilizar $1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$.

$$1 \text{ g} = 6 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Portanto, a massa de $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 é dada por:

$$\begin{aligned} m &= \underbrace{6 \cdot 10^{23}}_{1 \text{ mol}} \cdot \underbrace{98 \text{ u}}_{1 \text{ molécula de H}_2\text{SO}_4} \\ m &= 98 \underbrace{(6 \cdot 10^{23} \text{ u})}_{1 \text{ g}} \therefore M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Da mesma forma, se a massa molecular da água é 18 u, a massa molar da água é 18 g/mol.

Esquemáticamente:

$$(MM)_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ u e } M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

Cálculo do número de mols

$$n = \frac{m}{M}$$

— Massa de determinada substância
— Massa molar da substância
— Quantidade de matéria ou número de mols

Exercícios de sala

1. **UFRGS 2018** O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?
- 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br
 - 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br
 - 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br
 - 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br
 - 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br

2. **UEPG/PSS-PR 2022** Analise as alternativas apresentadas abaixo que indicam a massa molar, em g/mol, para cada substância apresentada. Assinale o que for correto.

► **Dados:** H = 1,0 g/mol; C = 12 g/mol; N = 14 g/mol; O = 16 g/mol; P = 31 g/mol.

- 01 O metano (CH_4) possui massa molar de 16 g/mol.
02 A amônia (NH_3) possui massa molar de 17 g/mol.
04 O ácido fosfórico (H_3PO_4) possui massa molar de 89 g/mol.
08 A glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) possui massa molar de 180 g/mol.

Soma:

3. **UFU-MG 2018** A vitamina E tem sido relacionada à prevenção ao câncer de próstata, além de atuar como antioxidante para prevenir o envelhecimento precoce. A dose diária recomendada para uma pessoa acima de 19 anos é de 15 mg. Considerando-se que, em alguns suplementos alimentares, existam $0,105 \cdot 10^{20}$ moléculas da vitamina E, por comprimido, fórmula molecular $\text{C}_{29}\text{H}_{50}\text{O}_2$, e que o número de Avogadro é $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, o número de comprimidos que deve ser consumido em um mês (30 dias) para manter a dose recomendada diária é cerca de

- a) 30 comprimidos. c) 60 comprimidos.
b) 45 comprimidos. d) 15 comprimidos.

4. **PUC-Minas** Os motores a *diesel* lançam na atmosfera diversos gases, entre eles o dióxido de enxofre e o monóxido de carbono. Uma amostra dos gases emitidos por um motor a *diesel* foi recolhida. Observou-se que ela continha 0,2 mol de dióxido de enxofre e $3,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de monóxido de carbono. A massa total, em gramas, referente à amostra dos gases emitidos, é igual a:

► **Dados:** S = 32; C = 12; O = 16.

- a) 12,8 c) 26,8
b) 14,4 d) 40,4

5. **UFRGS 2014** A tabela a seguir contém alguns dados sobre as substâncias ácido acetilsalicílico, paracetamol e dipirona sódica, utilizadas como fármacos analgésicos.

Substância	Ácido acetilsalicílico	Paracetamol	Dipirona sódica
Fórmula	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	$\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$	$\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{O}_4\text{N}_3\text{SNa}$
Massa molar (g mol^{-1})	180	151	333

Levando em conta três amostras que contêm, cada uma, 10 g de uma dessas substâncias puras, considere as afirmações, abaixo, sobre elas.

- I. A amostra de paracetamol apresentará o maior número de mols de substância.
II. A amostra de dipirona apresentará a maior massa de oxigênio.
III. As amostras de ácido acetilsalicílico e de dipirona apresentarão o mesmo número de mols de átomos de oxigênio.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I. d) Apenas II e III.
b) Apenas II. e) I, II e III.
c) Apenas I e III.

6. **UFG-GO** O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de $4,28 \cdot 10^{-5}$ mol de ferro. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

- a) 1
- b) 3
- c) 5
- d) 7
- e) 9

7. **ITA-SP** Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ($\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário,
- b) o número de mols de água e
- c) a fórmula molecular do sal hidratado.

8. **UFG-GO 2014** A região metropolitana de Goiânia tem apresentado um aumento significativo do número de veículos de passeio. Estima-se que um veículo movido à gasolina emita 160 g de CO_2 a cada 1 km percorrido. Considerando o número de veículos licenciados, em 2008, igual a 800 000, como sendo o primeiro termo de uma progressão aritmética com razão igual a 50 000 e que a distância média percorrida anualmente por veículo seja igual a 10 000 km conclui-se que a quantidade de CO_2 , em mols, emitida no ano de 2020, será, aproximadamente, igual a:

- a) $5 \cdot 10^6$
- b) $3 \cdot 10^8$
- c) $5 \cdot 10^{10}$
- d) $1 \cdot 10^{12}$
- e) $1 \cdot 10^{14}$

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 1

- I. Leia as páginas de 246 a 251.
- II. Faça os exercícios 2, 4, 6 e 7 da seção "Revisando".
- III. Faça os exercícios propostos 1, 2, de 9 a 12, 14 e de 16 a 29.

FRENTE 3

AULAS 5 A 7

Termoquímica

Entalpia (H)

É o calor potencial de um sistema.

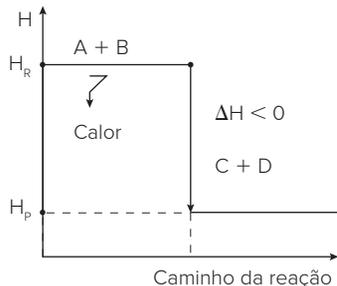
No fenômeno genérico $A + B \rightarrow C + D$, temos:

$$\begin{aligned} H_R &= H_A + H_B \\ H_P &= H_C + H_D \end{aligned} \Rightarrow \underbrace{\Delta H = H_P - H_R}_{\text{Variação de entalpia}}$$

H_P é a entalpia dos produtos

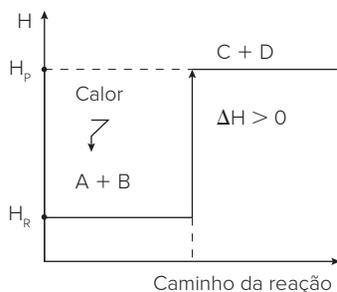
H_R é a entalpia dos reagentes

Reações exotérmicas



Liberam calor e aquecem o meio.

Reações endotérmicas



Absorvem calor e resfriam o meio.

Equações termoquímicas

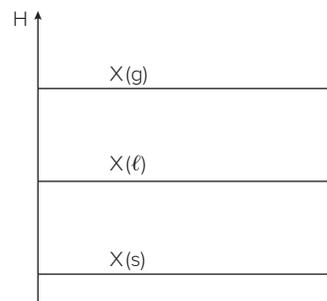
Fenômenos exotérmicos $\left\{ \begin{array}{l} \text{reagentes} \rightarrow \text{produtos} + \text{calor} \\ \text{ou} \\ \text{reagentes} \rightarrow \text{produtos}; \Delta H < 0 \end{array} \right.$

Fenômenos endotérmicos $\left\{ \begin{array}{l} \text{reagentes} + \text{calor} \rightarrow \text{produtos} \\ \text{ou} \\ \text{reagentes} \rightarrow \text{produtos}; \Delta H > 0 \end{array} \right.$

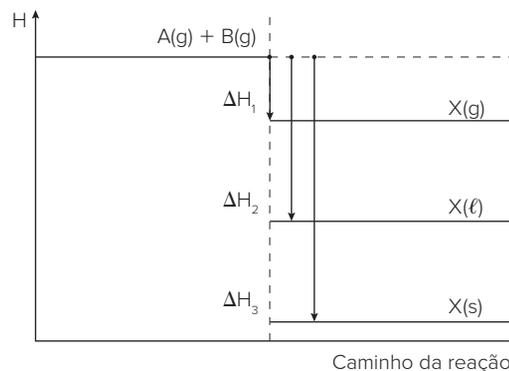
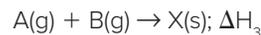
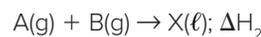
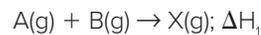
Fatores que alteram o DH de uma reação

Estados físicos

$$H_{X(g)} > H_{X(\ell)} > H_{X(s)}$$



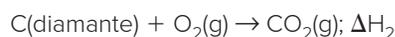
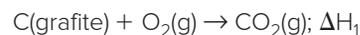
Em reações exotérmicas:

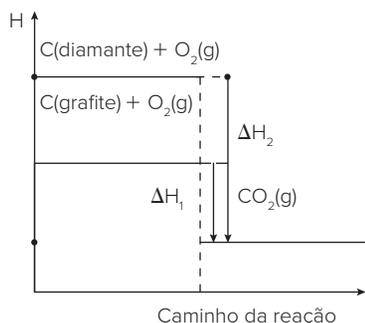


Formas alotrópicas

	Carbono (C)	Oxigênio (O)	Fósforo (P)	Enxofre (S)
*	C(diamante)	O ₃ (g)	P ₄ (branco)	S(monoclínico)
**	C(grafite)	O ₂ (g)	P _n (vermelho)	S(rômbico)

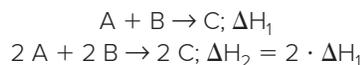
$$H_{\text{instável}}^* > H_{\text{estável}}^{**}$$



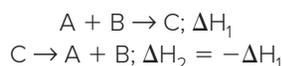


Quantidade de substâncias

Quando se multiplica uma equação termoquímica por x , o ΔH da reação também deve ser multiplicado por x .



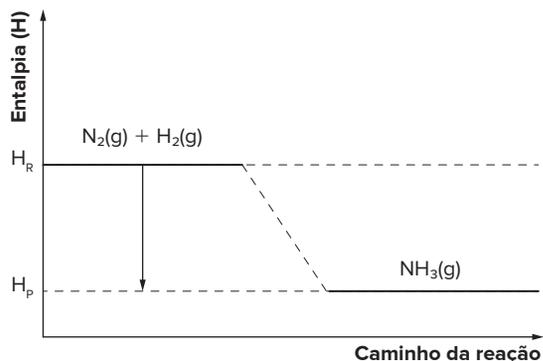
Quando o sentido de uma equação termoquímica é invertido, é preciso trocar o sinal do ΔH .



Exercícios de sala

1. **UPF-RS 2014** A síntese da amônia, sem o ajuste dos coeficientes estequiométricos, pode ser expressa pela representação da equação química: $N_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons NH_3(g)$ com $\Delta H = -46,1 \text{ kJ mol}^{-1}$.

A variação de entalpia para a equação química representada fornece o seguinte gráfico:



Considerando as informações apresentadas, assinale a alternativa correta:

- Quando a entalpia dos produtos for menor do que a dos reagentes, o valor de ΔH será maior do que zero.
- Se considerada a decomposição da amônia, a entalpia dos produtos será maior do que a dos reagentes e ΔH será positivo.
- A reação de síntese da amônia é um processo em que o sistema cede calor à vizinhança, caracterizando uma reação endotérmica.
- Ao reagirem 6,0 mol de moléculas de gás hidrogênio ($H_2(g)$), o processo absorverá 184,4 kJ de calor.
- A entalpia de formação da amônia envolve a absorção de $46,1 \text{ kJ mol}^{-1}$.

2. **UEPG-PR** As mudanças de estado físico, classificadas como fenômenos físicos, ocorrem com a variação de entalpia (ΔH). Sobre esses processos, assinale o que for correto.

- A fusão é um processo endotérmico com $\Delta H > 0$.
- A produção de vapor a partir do estado líquido é um processo exotérmico.
- A condensação é um processo exotérmico.
- A variação de entalpia (ΔH) é menor do que zero apenas quando na mudança de estado ocorre absorção de calor.
- Na sublimação ocorre a passagem do estado sólido diretamente para o gasoso, com absorção de calor.

Soma:

FRENTE 3

AULAS 8 A 10

Lei de Hess

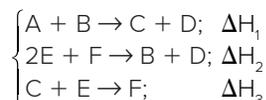
O enunciado da lei de Hess é mostrado a seguir:

O ΔH de uma reação só depende de seus estados inicial e final e independe de seus estados intermediários.

Consequência: as equações termoquímicas podem ser tratadas como equações matemáticas.

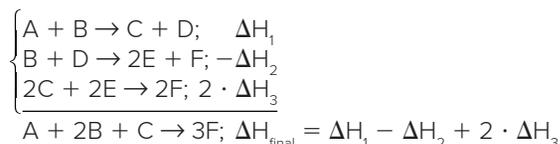
Exemplo:

Dadas as equações:



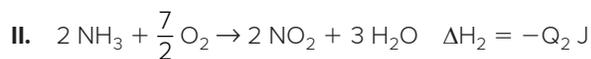
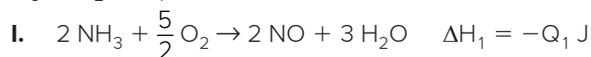
Qual o ΔH da equação química genérica representada por: $A + 2B + C \rightarrow 3F$?

Pela lei de Hess, temos:

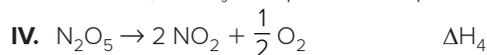


Exercícios de sala

1. **Fuvest-SP** As reações, em fase gasosa, representadas pelas equações I, II e III, liberam, respectivamente, as quantidades de calor Q_1 J, Q_2 J e Q_3 J, sendo $Q_3 > Q_2 > Q_1$.



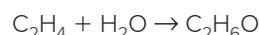
Assim sendo, a reação representada por



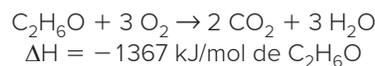
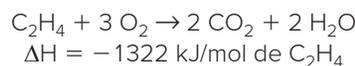
será:

- a) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_1) \text{ J}$.
- b) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_1) \text{ J}$.
- c) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_3) \text{ J}$.
- d) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_2) \text{ J}$.
- e) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_1 - Q_2) \text{ J}$.

2. **Famerp-SP 2021** O etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) pode ser produzido em laboratório por meio da hidratação do etileno (C_2H_4), conforme a equação:



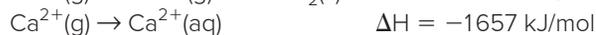
A entalpia dessa reação pode ser calculada por meio da Lei de Hess, utilizando-se as equações:



Com base nas informações fornecidas, a produção de 10 mol de etanol

- a) absorve 2 689 kJ de energia.
- b) libera 45 kJ de energia.
- c) libera 450 kJ de energia.
- d) absorve 450 kJ de energia.
- e) libera 2 689 kJ de energia.

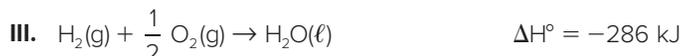
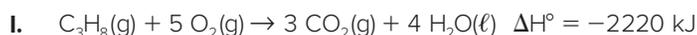
3. UFSCar-SP Considere as equações:



A entalpia de dissolução, em kJ/mol, do cloreto de cálcio em água, é

- a) +714.
- b) +263.
- c) +77.
- d) -77.
- e) -263.

4. UFG-GO 2014 (Adapt.) A variação de entalpia (ΔH) é uma grandeza relacionada à variação de energia que depende apenas dos estados inicial e final de uma reação. Analise as seguintes equações químicas:



Ante o exposto, determine a equação global de formação do gás propano e calcule o valor da variação de entalpia do processo.

5. Fuvest-SP 2022 Oxigênio (O_2) e ozônio (O_3) estão em constante processo de consumo e produção na estratosfera, como representado pelas equações químicas a seguir. As reações I e II ilustram etapas da produção de ozônio a partir de oxigênio, e a reação III mostra a restauração de oxigênio a partir de ozônio.

	Reação	ΔH (kcal/mol de O_2)
I.	$\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{O}\cdot$	-118
II.	$2 \text{O}_2 + 2 \text{O}\cdot \rightarrow 2 \text{O}_3$	ΔH_{II}
III.	$2 \text{O}_3 \rightarrow 3 \text{O}_2$	+ 21

O ΔH_{II} , relacionado à reação II, pode ser calculado a partir dos dados fornecidos para as reações I e III. O valor de ΔH_{II} , em kcal/mol de O_2 consumido, é igual a:

- a) -90,5
- b) -55,0
- c) +27,5
- d) +48,5
- e) +55,5

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 3

- I. Leia as páginas de 327 a 329.
- II. Faça os exercícios 3 e 4 da seção "Revisando".
- III. Faça os exercícios propostos 19, de 25 a 27, 29 e 32.
- IV. Faça os exercícios complementares 19, 22, 33 e 36.

FRENTE 3

AULAS 11 A 13

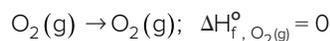
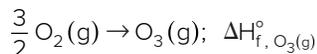
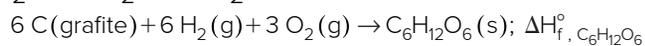
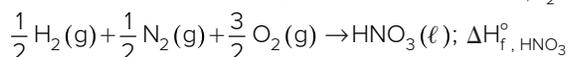
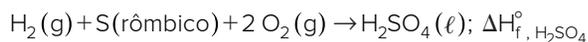
Entalpia de formação

DH formação (ΔH_f)

É o calor liberado ou absorvido na reação de formação de 1 mol de um composto, a partir de substâncias simples nas suas formas mais estáveis.

Nas condições padrão de pressão e temperatura, ou seja, à pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C, a variação de entalpia de formação será padrão.

$$\Delta H_f (1 \text{ atm}, 25 \text{ °C}) = \Delta H_f^\circ (\text{padrão})$$



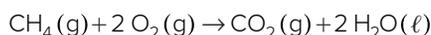
Portanto, a entalpia-padrão de formação de substâncias simples nas suas formas mais estáveis é zero.

Em reações de formação, temos $H_{f, \text{reagentes}}^\circ = 0$.

Logo:

$$\Delta H_{f, x}^\circ = H_{f, x}^\circ - H_{f, \text{reagentes}}^\circ$$

$$\Delta H_{f, x}^\circ = H_{f, x}^\circ$$



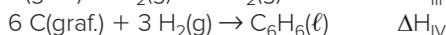
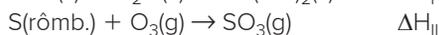
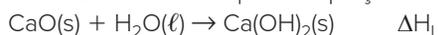
Para a reação representada pela equação anterior:

$$\Delta H^\circ = H_{\text{P}}^\circ - H_{\text{R}}^\circ \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta H^\circ = H_{f, \text{CO}_2(\text{g})}^\circ + 2 H_{f, \text{H}_2\text{O}(\ell)}^\circ - H_{f, \text{CH}_4(\text{g})}^\circ - 2 H_{f, \text{O}_2(\text{g})}^\circ$$

Exercícios de sala

1. **UFRGS** Observe as quatro equações termoquímicas a seguir.



Com base nessas informações, assinale a alternativa correta.

- a) Os calores envolvidos nas reações correspondem todos a entalpias de formação.
- b) ΔH_{I} corresponde a um calor de neutralização.
- c) ΔH_{III} e ΔH_{IV} são calores de formação.
- d) ΔH_{II} e ΔH_{III} são calores de combustão.
- e) ΔH_{I} corresponde a um calor de solubilização.

2. **UCS-RS 2022** Quando aquecidos a uma temperatura elevada, o coque e o vapor de água produzem uma mistura conhecida como “gás de água” que pode ser utilizada como combustível para outras reações. A equação química que descreve simplificada a reação de obtenção desse gás encontra-se representada abaixo:



Supondo que 3,6 kg de coque sejam completamente convertidos em “gás de água”, e assumindo que o coque tenha a mesma entalpia padrão de formação que o carbono grafite, pode-se concluir que a variação de entalpia do processo (em kJ) é igual a

► **Dados:** $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O(g)} = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ \text{CO(g)} = -110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$.

- a) 9 759.
- b) 19 518.
- c) 29 277.
- d) 39 390.
- e) 58 818.

3. **Uefs-BA 2017**

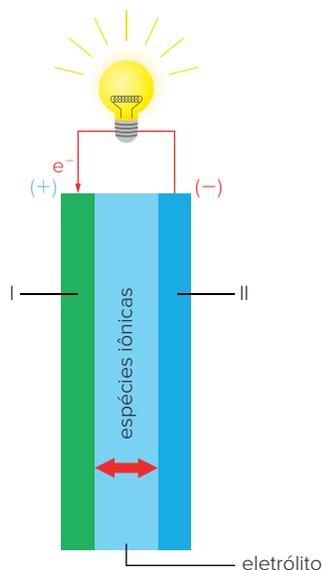
Substância	Entalpia da formação(kJ · mol ⁻¹)
C ₂ H ₅ OH(ℓ), etanol	-277,8
CO ₂ (g)	-393,5
O ₂ (g)	0
H ₂ O(ℓ)	-286,0

Um motociclista foi de Salvador-BA para Feira de Santana-BA, percorrendo no total 110,0 km. Para percorrer o trajeto, sua motocicleta *flex* consumiu 5 litros de etanol (C₂H₅OH, d = 0,8 g · cm⁻³), tendo um consumo médio de 22,0 km/L.

Com base nos dados de entalpia de formação de algumas substâncias, o calor envolvido na combustão completa por litro de etanol foi, em kJ, aproximadamente,

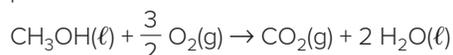
- a) -1367
- b) +1367
- c) -18200
- d) +10936
- e) -23780

4. **FCMSCSP 2022** Um dispositivo que converte energia química em energia elétrica e opera com alimentação contínua dos reagentes que participam das reações no ânodo e no cátodo é denominado célula a combustível. Um esquema desse dispositivo é apresentado na figura.



(S. Giddey et al. "A comprehensive review of direct carbon fuel cell technology". In: *Progress in Energy and Combustion Science*, 2012. Adaptado.)

Utilizando-se metanol e oxigênio do ar atmosférico na alimentação desse dispositivo, a reação global que se processa é:



$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = -727 \text{ kJ/mol}$$

Considere as entalpias de formação da tabela.

Substância	ΔH° formação(kJ/mol)
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394
$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-286

A classificação termoquímica da reação global da célula de combustível descrita no texto e o valor do $\Delta H^\circ_{\text{formação}}$ do metanol são

- exotérmica e +239 kJ/mol.
- endotérmica e -239 kJ/mol.
- exotérmica e -47 kJ/mol.
- endotérmica e -47 kJ/mol.
- exotérmica e -239 kJ/mol.

5. **FICSAE-SP 2020** Uma das maneiras de se obter industrialmente o hidrogênio é pelo processo conhecido como "reforma de hidrocarbonetos a vapor", que envolve a reação entre hidrocarboneto e água no estado gasoso, gerando como produtos gasosos CO e H_2 . Considere os valores das entalpias de formação indicados na tabela.

Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
$\text{CH}_4(\text{g})$	-75
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-242
$\text{CO}(\text{g})$	-111
$\text{H}_2(\text{g})$	zero

A partir das informações fornecidas, calcula-se que a produção de cada mol de hidrogênio pela reforma a vapor do metano

- absorve 101 kJ.
- absorve 69 kJ.
- libera 35 kJ.
- libera 69 kJ.
- libera 101 kJ.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 3

- Leia as páginas de **329 a 331**.
- Faça os exercícios **6 e 7** da seção "Revisando".
- Faça os exercícios propostos **38, 39**, de **41 a 43, 45, 46**, de **50 a 52 e 54**.

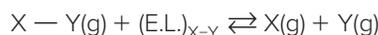
FRENTE 3

AULAS 14 A 16

Energia de ligação

Definição

Energia de ligação (E.L.) é a energia necessária para se quebrar 1 mol de uma dada ligação interatômica, a fim de se obter átomos isolados no estado gasoso.



- Nos reagentes, a ligação é rompida (no sentido para a direita). Portanto, a energia será absorvida, sendo $\Delta H_{\text{ABS}} > 0$.
- Nos produtos, a ligação é formada (no sentido para a esquerda). Portanto, a energia será liberada, sendo $\Delta H_{\text{LIB}} < 0$.

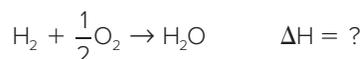
$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{ABS}} + \Delta H_{\text{LIB}}$$

Valores de energia de ligação

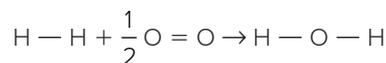
Ligações simples	DH°	Ligações simples	DH°	Ligações simples	DH°	Ligações duplas	DH°
H — H	436	H — F	569	C — Cl	330	C = C	611
C — C	347	H — Cl	431	C — Br	276	N = N	418
N — N	159	H — Br	368	C — I	238	O = O	498
O — O	138	H — I	297	C — B	376	C = N	615
F — F	159	H — B	376	C — Si	289	C = O(CO ₂)	803
Si — Si	176	H — S	339	C — P	264	C = O	745
P — P	213	H — Si	293	N — O	201	P = P	351
S — S	213	H — P	318	S — O	364	S = O	535
Cl — Cl	243	B — F	627	Si — F	540	Ligações triplas	DH°
Br — Br	192	B — O	523	Si — Cl	360	P ≡ P	489
I — I	151	C — N	293	Si — O	368	C ≡ O	1075
H — C	414	C — O	351	P — Cl	331	C ≡ C	837
H — N	389	C — S	259	P — Br	272	N ≡ N	946
H — O	464	C — F	439	P — O	351	C ≡ N	891

ΔH° : Entalpia-padrão (kJ/mol).

Exemplo de cálculo da energia de ligação



Considerando as energias de ligação, tem-se:



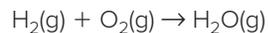
$$\Delta H_{\text{ABS}} = \left(436 + \frac{1}{2} \cdot 498 \right) \quad \Delta H_{\text{LIB}} = -2 \cdot (464)$$

$$\Delta H_{\text{ABS}} = +685 \text{ kJ} \quad \Delta H_{\text{LIB}} = -928 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{ABS}} + \Delta H_{\text{LIB}} = 685 + (-928) = -243 \text{ kJ/mol de } H_2O$$

Exercícios de sala

1. **Cefet-MG** As células combustíveis constituem uma alternativa promissora para substituir os derivados do petróleo na produção de energia, ao utilizarem o hidrogênio como fonte energética. A água é o produto obtido por meio dessa tecnologia, ao invés do dióxido de carbono, principal responsável pelo efeito estufa. A seguir são representadas a equação não balanceada da combustão do gás hidrogênio e a tabela de energia das ligações envolvidas no estado padrão.

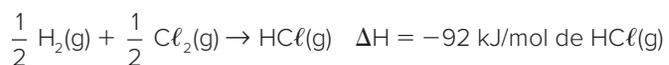


Ligações	Energias (kcal/mol)
H-H	104,2
O=O	119,1
H-O	110,6

A entalpia de combustão padrão do hidrogênio é, em kcal/mol, aproximadamente, igual a

- a) -114,9
- b) -57,5
- c) +2,1
- d) +106,3

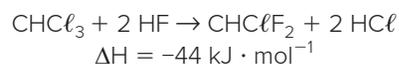
2. **FMABC-SP 2022** Examine as equações termoquímicas:



A partir dessas equações termoquímicas, é possível prever que o valor da energia necessária para romper 1 mol de ligações Cl-Cl será igual a

- a) 523 kJ.
- b) 775 kJ.
- c) 242 kJ.
- d) 184 kJ.
- e) 954 kJ.

3. **FMP-RJ 2020** O clorofórmio ou triclorometano é um composto orgânico de fórmula CHCl_3 , usado como anestésico. A reação mais importante do clorofórmio é a mistura com fluoreto de hidrogênio, produzindo CFC-22, um precursor na produção de Teflon, como apresentado a seguir.



Ligação	Energia de ligação $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
C — H	413
C — Cl	330
H — F	568
C — F	488

Fazendo uso das informações contidas na tabela acima, a energia de ligação em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ para a ligação H — Cl é igual a

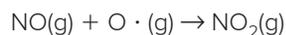
- a) 108 c) 54 e) 216
b) 864 d) 432

4. **UEM-PR 2013** Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01 Quando um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta.
02 O ΔH de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.
04 O ΔH de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos.
08 A queima de 1 mol de carbono grafite libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante.
16 Se a energia da ligação C—C é 348 kJ/mol, pode-se concluir que a energia da ligação C≡C é 1044 kJ/mol.

Soma:

5. Uesc-BA



Embora as variações de entalpia tenham sido medidas e organizadas em tabelas, é possível calcular a variação de entalpia de reação, ΔH , para uma reação a partir de valores de variação de entalpia tabelados. Assim, não é necessário fazer medições calorimétricas para todas as reações químicas. Dessa forma, o cálculo da variação de entalpia para a equação química que representa a reação entre o óxido de nitrogênio(II), NO(g) , com o oxigênio atômico, $\text{O} \cdot (\text{g})$, pode ser feito com base nas variações de entalpia das equações termoquímicas

- I. $\text{NO(g)} + \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -198,9 \text{ kJ}$
- II. $\text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -143,3 \text{ kJ}$
- III. $\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O} \cdot (\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 495,0 \text{ kJ}$

A partir dessas considerações sobre a variação de entalpia de uma reação química, é correto afirmar:

- 01 A variação de entalpia da equação termoquímica I representa um processo exotérmico.
- 02 A variação de entalpia da reação química entre o NO(g) e o oxigênio atômico $\text{O} \cdot (\text{g})$ é igual a $-551,6 \text{ kJ}$.
- 03 A variação de entalpia de reação entre o NO(g) e o oxigênio atômico, $\text{O} \cdot (\text{g})$, depende apenas da energia dos reagentes.
- 04 A energia de ligação $\text{O}=\text{O}$ é o calor liberado na ruptura de $1,0 \text{ mol}$ dessa ligação, de acordo com a equação termoquímica III.
- 05 A variação de entalpia associada às equações químicas II e III representam o calor de formação, respectivamente, de $\text{O}_2(\text{g})$ e de $\text{O} \cdot (\text{g})$.

Guia de estudos

Química • Livro 1 • Frente 3 • Capítulo 3

- I. Leia as páginas **332** e **333**.
- II. Faça os exercícios **9** e **10** da seção “Revisando”.
- III. Faça os exercícios propostos de **55 a 58**, de **61 a 65** e **68**.

Cinética química

Velocidade de uma reação

É a rapidez com que os reagentes se transformam em produtos.

Na reação genérica representada pela equação $aA + bB \rightarrow cC + dD$:

$$v_{m,A} = \frac{|\Delta[A]|}{\Delta t} \quad v_{m,B} = \frac{|\Delta[B]|}{\Delta t} \quad v_{m,C} = \frac{|\Delta[C]|}{\Delta t} \quad v_{m,D} = \frac{|\Delta[D]|}{\Delta t}$$

A velocidade global da reação é:

$$v_{\text{global}} = \frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

Mecanismo de reação

É uma sequência de reações que descreve as modificações que ocorrem à medida que os reagentes se transformam em produtos.

Choque entre moléculas

Para que um choque entre moléculas resulte em reação química, ele deve ser:

1. Frontal: choque em que as moléculas colidem com geometria favorável.
2. Energético: choque com energia suficientemente grande para desencadear a reação.

Choque frontal + Choque energético = Choque eficaz ou efetivo

- É a frequência de choques efetivos entre os reagentes que determina a velocidade de uma reação.
- Logo após o choque efetivo, há a formação do complexo ativado, que reúne as ligações de reagentes e de produtos de uma etapa da reação. Por exemplo:

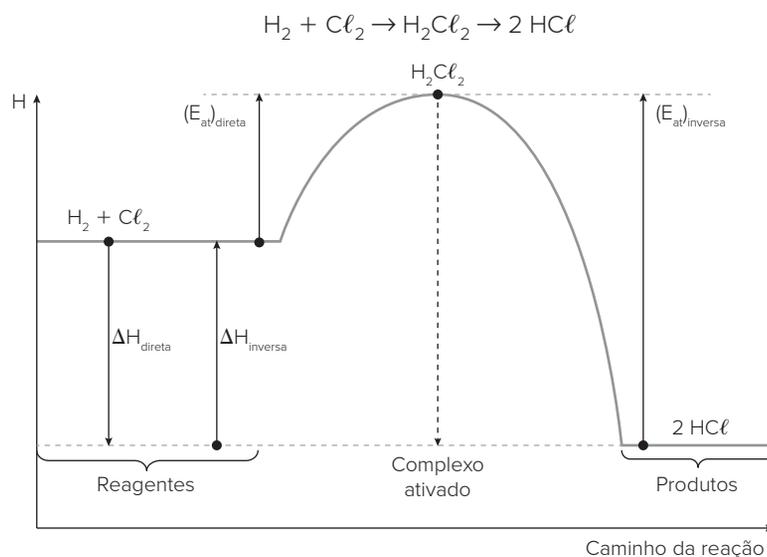


Gráfico da entalpia × caminho da reação.

Energia de ativação (E_{at})

- É a energia necessária que deve ser absorvida pelos reagentes para a formação do complexo ativado.
- Três importantes conclusões:
 1. $|\Delta_{Hdireta}| = |\Delta_{Hinversa}|$
 2. $(E_{at})_{direta} \neq (E_{at})_{inversa}$
 3. $\uparrow (E_{at}) \Rightarrow \downarrow$ velocidade da reação

Exercícios de sala

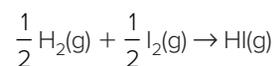
1. **UFSJ-MG** O gás AB_2 se decompõe em A e B_2 , e o volume de B_2 produzido é medido como função do tempo, obtendo-se os dados da tabela a seguir:

t/min	V/L
0	0,0
5	4,5
10	8,9
15	12,0
20	14,3

Com base nos dados acima, é **CORRETO** afirmar que

- a) a velocidade média no intervalo de 5 a 10 minutos é 1,20 L/min.
- b) com 15 minutos de reação, a velocidade instantânea é 1,20 L/min.
- c) acima de 20 minutos, a velocidade média é constante e igual a 3,0 L/min.
- d) a velocidade média de produção de B_2 nos primeiros 5 minutos é 0,90 L/min.

2. **PUC-Minas** Considere a reação



que possui uma energia de ativação de 170 kJ e uma variação de entalpia $\Delta H = +30$ kJ. A energia de ativação de decomposição do iodeto de hidrogênio é:

- a) 30 kJ
- b) 110 kJ
- c) 140 kJ
- d) 170 kJ

3. **EsPCEX-SP 2018** A gasolina é um combustível constituído por uma mistura de diversos compostos químicos, principalmente hidrocarbonetos. Estes compostos apresentam volatilidade elevada e geram facilmente vapores inflamáveis.

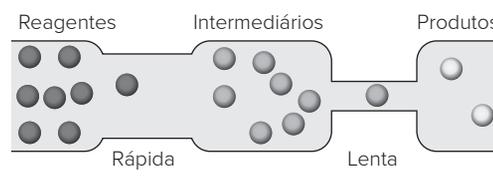
Em um motor automotivo, a mistura de ar e vapores inflamáveis de gasolina é comprimida por um pistão dentro de um cilindro e posteriormente sofre ignição por uma centelha elétrica (faísca) produzida pela vela do motor.

Adaptado de: BROWN, Theodore; L. LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. Química a Ciência Central, 9ª edição, Editora Prentice-Hall, 2005, pág. 926.

Pode-se afirmar que a centelha elétrica produzida pela vela do veículo neste evento tem a função química de

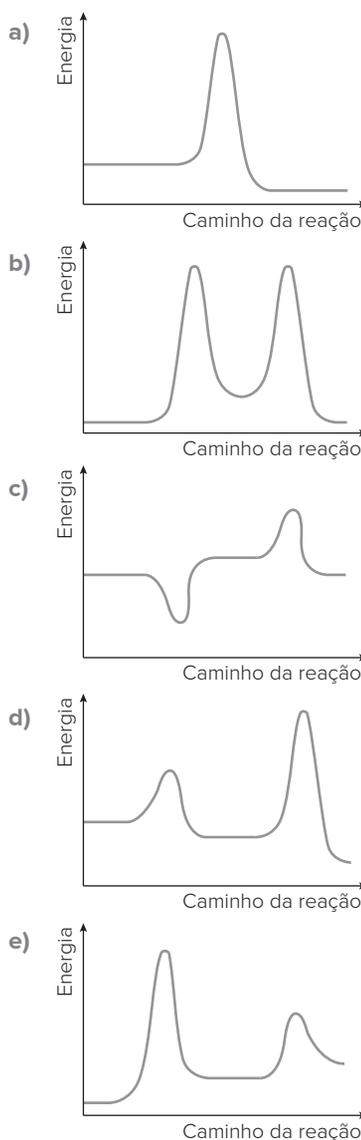
- catalisar a reação por meio da mudança na estrutura química dos produtos, saindo contudo recuperada intacta ao final do processo.
- propiciar o contato entre os reagentes gasolina e oxigênio do ar (O_2), baixando a temperatura do sistema para ocorrência de reação química.
- fornecer a energia de ativação necessária para ocorrência da reação química de combustão.
- manter estável a estrutura dos hidrocarbonetos presentes na gasolina.
- permitir a abertura da válvula de admissão do pistão para entrada de ar no interior do motor.

4. **Unesp** Um professor de Química apresentou a figura como sendo a representação de um sistema reacional espontâneo.

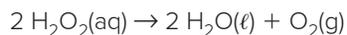


Em seguida, solicitou aos estudantes que traçassem um gráfico da energia em função do caminho da reação, para o sistema representado.

Para atender corretamente à solicitação do professor, os estudantes devem apresentar um gráfico como o que está representado em:

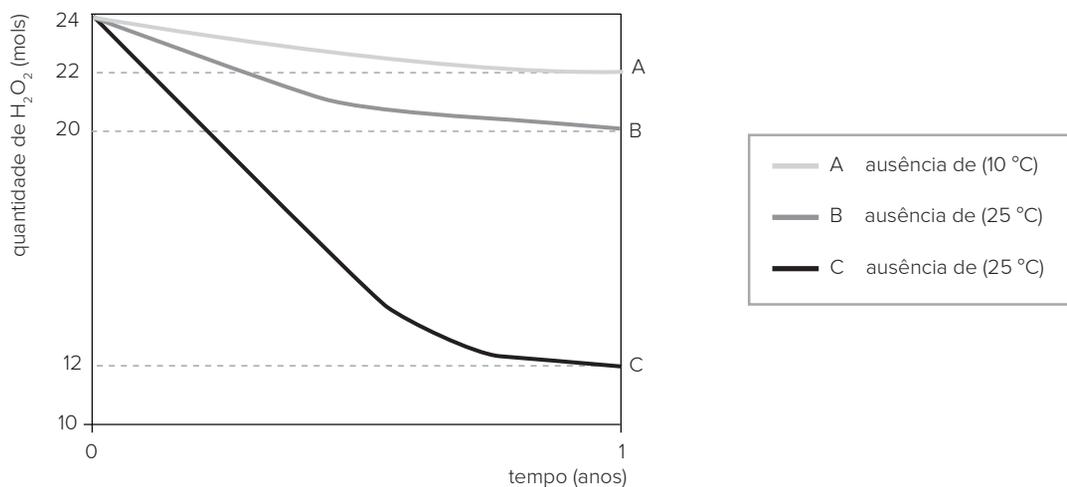


5. **Uerj** A água oxigenada consiste em uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, que se decompõe, sob a ação da luz e do calor, segundo a equação química:



Em um experimento, foi monitorada a quantidade de peróxido de hidrogênio em três frascos idênticos – A, B e C – de 1 L de água oxigenada, mantidos em diferentes condições de luminosidade e temperatura.

Observe os resultados no gráfico:



Na condição em que ocorreu a menor taxa de decomposição do peróxido de hidrogênio, a velocidade média de formação de O_2 , em $\text{mol} \cdot \text{ano}^{-1}$, foi igual a:

- a) 1 b) 2 c) 6 d) 12

Guia de estudos

Química • Livro 2 • Frente 3 • Capítulo 4

- I. Leia as páginas de **284 a 287**.
- II. Faça os exercícios **2 e 3** da seção “Revisando”.
- III. Faça os exercícios propostos de **1 a 3, 6, 7**, de **10 a 12, 14 e 16**.

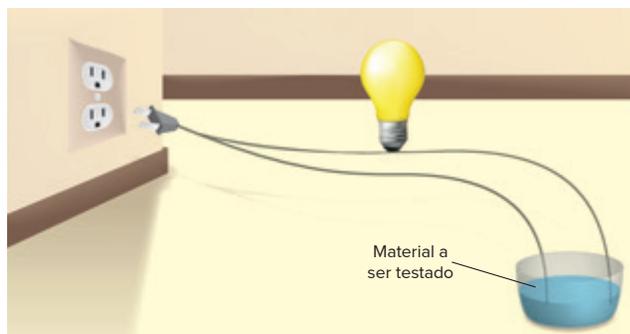
FRENTE 4

AULAS 1 A 3

Teoria de Arrhenius

Montagem para verificação da Teoria de Arrhenius

Aparelhagem para verificação de condução de corrente elétrica (movimentação de elétrons) ou eletrolítica (movimentação de íons).



Conduzem corrente

- Metais nos estados sólido ou líquido (corrente elétrica).
- Compostos iônicos fundidos ou em solução aquosa (corrente eletrolítica).
- Ácidos em solução aquosa (corrente eletrolítica).

Não conduzem corrente

- Gases em condições ambiente.
- Substâncias iônicas no estado sólido.
- Ácidos puros.
- Demais substâncias covalentes.

Ionização ≠ dissociação

Ionização ≠ dissociação, pois ionização é a formação de íons a partir de substâncias moleculares, e dissociação é a separação dos íons preexistentes em uma substância iônica.

Funções inorgânicas importantes

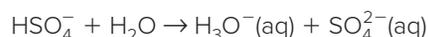
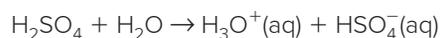
- Ácidos.
- Bases ou hidróxidos.
- Sais.
- Óxidos.

Indicador	Ácido	Base
tornassol	vermelho	azul
fenolftaleína	incolor	rosa
alaranjado de metila	vermelho	amarelo
azul de bromotimol	amarelo	azul

Ionização total



Ionização parcial



Exercícios de sala

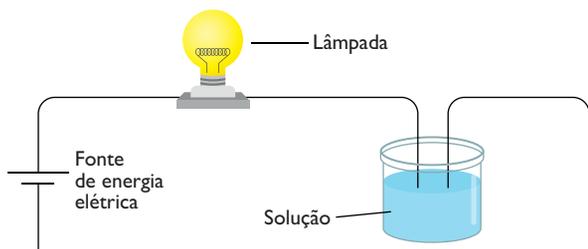
1. **Udesc 2020** Sabe-se que o cloreto de sódio (NaCl), a sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), e o cobre metálico (Cu) apresentam ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica, respectivamente.

Material	Sólido	Líquido	Dissolvido em água
Cloreto de sódio	Não conduz	(Situação 1)	Conduz
Sacarose	Não conduz	Não conduz	(Situação 2)
Cobre metálico	(Situação 3)	Conduz	Insolúvel

Assinale a alternativa que representa o comportamento esperado para a situação 1, a 2 e a 3, caso seja utilizado um dispositivo para testar a condução de corrente elétrica destas substâncias.

- a) Não conduz – Conduz – Não conduz
- b) Conduz – Conduz – Não conduz
- c) Conduz – Conduz – Conduz
- d) Conduz – Não conduz – Não conduz
- e) Conduz – Não conduz – Conduz

2. **UFJF/Pism-MG 2021** Os dados do quadro a seguir mostram o comportamento elétrico de quatro substâncias em solução aquosa, como ilustrado na figura.



Comportamento elétrico das substâncias A, B, C e D em solução aquosa.

Substância	Brilho da lâmpada	Cor da solução contendo fenolftaleína
A	Intenso	Incolor
B	Pouco intenso	Incolor
C	Sem brilho	Incolor
D	Intenso	Rosa

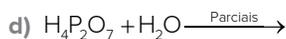
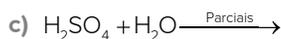
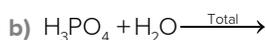
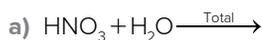
De acordo com a figura e as informações do quadro, as substâncias A, B, C e D podem ser, respectivamente:

- NaCl, NaOH, Açúcar, Ácido Acético diluído.
- NaOH, NaCl, Açúcar, Ácido Acético diluído.
- NaOH, Ácido Acético diluído, Açúcar, NaCl.
- Ácido Acético diluído, NaCl, Açúcar, NaOH.
- NaCl, Ácido Acético diluído, Açúcar, NaOH.

3. **Famerp-SP 2022** O fenômeno da condutividade elétrica de soluções foi explorado pelo químico Svante August Arrhenius em sua tese de doutorado de 1884, intitulada "Pesquisas sobre a Condutividade Galvânica". Segundo Arrhenius, para que uma substância seja condutora de eletricidade em meio aquoso, deve ser capaz de se dissolver e liberar ou produzir cargas elétricas. Esse comportamento químico é observado nas substâncias

- CH₃OH, NaCl e H₂SO₄
- NaNO₃, HCl e C₆H₁₂O₆
- KCl, HNO₃ e LiOH
- CH₃COOH, CH₃CHO e AgNO₃
- CH₃CH₂OH, H₂CO₃ e CaCl₂

4. Complete as ionizações dos seguintes ácidos, conforme indicado em cada item.



Guia de estudos

Química • Livro 2 • Frente 2 • Capítulo 4

I. Leia as páginas de 178 a 182.

II. Faça os exercícios propostos de 1 a 12.

FRENTE 4

AULAS 4 A 6

Classificação e nomenclatura dos ácidos

Classificação dos ácidos

Quanto à presença de oxigênio

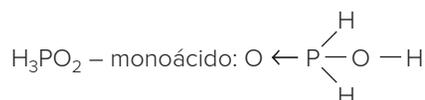
- Hidrácidos: sem oxigênio.
- Oxiácidos: com oxigênio.

Quanto à volatilidade

- Voláteis: evaporam com facilidade.
- Fixos: evaporam com dificuldade.

Quanto ao número de H⁺

- Monoácidos: 1 H⁺
- Diácidos: 2 H⁺
- Triácidos: 3 H⁺
- Tetrácidos: 4 H⁺



Quanto à força

- Fortes: $\alpha \geq 50\%$
- Moderados: $5\% \leq \alpha < 50\%$
- Fracos: $\alpha < 5\%$

Hidrácidos

- Fortes: HCl, HBr, HI
- Moderado: HF
- Fracos: os demais

Oxiácidos

$$x = n^{\circ} \text{ de O} - n^{\circ} \text{ de H}^+$$

$$\text{Se } x = \begin{cases} 3 \rightarrow \text{muito forte} \\ 2 \rightarrow \text{forte} \\ 1 \rightarrow \text{moderado} \\ 0 \rightarrow \text{fraco} \end{cases}$$

Nomenclatura dos ácidos

Para os hidrácidos

Ácido + nome do elemento ou radical + ídrico

Para os oxiácidos

Nesse caso, a regra apresenta algumas subdivisões:

Famílias 3A, 4A, 5A, 6A

$$\text{Ácido} + \text{nome do elemento} + \begin{cases} \text{ico (Nox} = \text{família)} \\ \text{oso (Nox} = \text{família} - 2) \\ \text{hipo ... oso} \\ \quad (\text{Nox} = \text{família} - 4) \end{cases}$$

Se o Nox do elemento químico central coincidir com o número de sua família na Tabela Periódica, a terminação será *-ico*. Se o Nox for duas unidades menor, será *-oso*. Se for quatro unidades menor, será também *-oso*, mas acompanhado do prefixo *hipo-*.

Família 7A

$$\text{Ácido} + \text{nome do elemento} + \begin{cases} \text{per ... ico (Nox} = 7+) \\ \text{ico (Nox} = 5+) \\ \text{oso (Nox} = 3+) \\ \text{hipo ... oso (Nox} = 1+) \end{cases}$$

Grau de hidratação dos ácidos

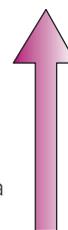
Para diferenciar graus de hidratação, utiliza-se a seguinte regra:

Maior grau de hidratação

orto

piro

meta



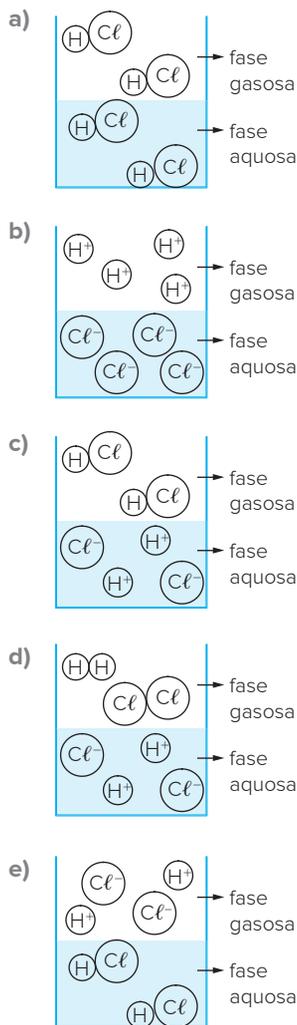
Exercícios de sala

1. **Uema 2014 (Adapt.)** Ao se beber refrigerante, ingerem-se dentre outras substâncias, fosfatos, que são originados pela ionização do ácido fosfórico (H_3PO_4) presente nessa bebida. Os fosfatos podem provocar, dentre outros malefícios, o envelhecimento acelerado. Um artigo publicado, em 2010, divulgou que os níveis de fosfatos encontrados em refrigerantes fizeram com que ratos de laboratórios morressem cinco semanas mais cedo do que os ratos cujas dietas apresentavam níveis normais dessa substância.

Fonte: Disponível em:
<http://hypescience.com/5-razoes-paraná-tomar-refrigerante>.
Acesso em: 3 jul. 2013.

Com base nas informações acima, escreva as equações químicas que representam cada etapa de ionização do ácido fosfórico, respeitando a ordem de sequência de formação, até obter o ânion final.

2. **Fuvest-SP** Observa-se que uma solução aquosa saturada de HCl libera uma substância gasosa. Um estudante de química procurou representar, por meio de uma figura, os tipos de partículas que predominam nas fases aquosa e gasosa desse sistema – sem representar as partículas de água. A figura com a representação mais adequada seria:



3. **UEPG-PR 2020** Com relação aos ácidos apresentados, assinale o que for correto.

- 01 HCl é um monoácido denominado ácido clorídrico.
02 H₂CO₃ é um diácido, onde o ânion divalente é denominado carbonato.
04 H₃PO₃ é um triácido que libera por dissociação o ânion metafosfato (PO₃³⁻).
08 H₃BO₃ é um triácido denominado ácido bórico.
16 H₂SO₄ é um monoácido, cuja dissociação total, em meio aquoso, libera íons H⁺ e HSO₄⁻.

Soma:

4. **IFSul-RS 2016** Os ácidos estão muito presentes em nosso cotidiano, podendo ser encontrados até mesmo em nossa alimentação. A tabela abaixo apresenta alguns ácidos e suas aplicações.

Nome	Fórmula molecular	Aplicação
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Consumido em grandes quantidades na indústria petroquímica
Ácido fluorídrico	HF	Utilizado para gravação em vidro
Ácido carbônico	H ₂ CO ₃	Utilizado para gaseificar águas e refrigerantes

A força dos ácidos dispostos na tabela, respectivamente, é

- a) Forte, forte e moderado.
b) Moderado, fraco e moderado.
c) Moderado, fraco e fraco.
d) Forte, moderado e fraco.

Guia de estudos

Química • Livro 2 • Frente 2 • Capítulo 4

- I. Leia as páginas de **181** a **186**.
II. Faça o exercício **3** da seção “Revisando”.

- III. Faça os exercícios propostos de **15** a **28**.

Definição e classificação das bases (hidróxidos)

Definição

Bases, ou **hidróxidos**, (segundo Arrhenius) são compostos iônicos que, em solução aquosa, dissociam-se, liberando o ânion hidroxila, ou oxidrila (OH^-).

Classificação de bases, ou hidróxidos

Quanto ao número de OH^-

- Monobases: 1 OH^-
- Dibases: 2 OH^-
- Tribases: 3 OH^-
- Tetrabases: 4 OH^-

Quanto à solubilidade em água

- Solúveis: 1A e NH_4OH .
- Parcialmente solúveis: 2A (exceto $\text{Mg}(\text{OH})_2$).
- Praticamente insolúveis: os demais.

Quanto à força

- Fortes: 1A e 2A.
- Fracas: demaiss.

Nomenclatura

- Para metal com 1 Nox:

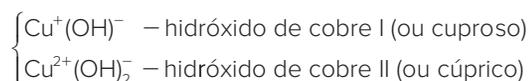
Hidróxido de + ...

- Para metal com 2 Nox:

Hidróxido de + ...
 Nox menor (oso)
 Nox maior (ico)

(ou o Nox do metal escrito em algarismos romanos).

Exemplo:



Exercícios de sala

- IFSC** Em relação às substâncias NaOH , NH_4OH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, assinale a única afirmação correta.
 - São todas bases muito solúveis em água.
 - Todas essas substâncias são compostos iônicos.
 - Todas essas substâncias são moleculares.
 - O hidróxido de sódio é uma base forte.
 - Todas se dissociam fortemente quando misturadas em água.
- Sobre produtos químicos de caráter ácido e básico presentes no nosso dia a dia, foram feitas as seguintes afirmações:
 - Produtos como o limão, o vinagre, o bicarbonato de sódio e o leite de magnésia são todos constituídos de substâncias ácidas e corrosivas.
 - A solução aquosa de cal apagada e a solução aquosa de soda cáustica (NaOH) são sistemas com pH superior a 7.
 - O leite de magnésia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) utilizado como laxante e antiácido é uma base fraca e, por isso, pode ser utilizado como medicamento.

Está(ão) correta(s):

- Apenas I e III.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

3. **Fuvest-SP 2014** Em um laboratório químico, um estudante encontrou quatro frascos (1, 2, 3 e 4) contendo soluções aquosas incolores de sacarose, KCl , HCl e $NaOH$, não necessariamente nessa ordem. Para identificar essas soluções, fez alguns experimentos simples, cujos resultados são apresentados na tabela a seguir.

Frascos	Cor da solução após a adição de fenolftaleína	Condutibilidade elétrica	Reação com $Mg(OH)_2$
1	incolor	conduz	não
2	rosa	conduz	não
3	incolor	conduz	sim
4	incolor	não conduz	não

► **Dados:** soluções aquosas contendo o indicador fenolftaleína são incolores em pH menor do que 8,5 e têm coloração rosa em pH igual a ou maior do que 8,5.

As soluções aquosas contidas nos frascos 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente, de

- a) HCl , $NaOH$, KCl e sacarose.
- b) KCl , $NaOH$, HCl e sacarose.
- c) HCl , sacarose, $NaOH$ e KCl .
- d) KCl , sacarose, HCl e $NaOH$.
- e) $NaOH$, HCl , sacarose e KCl .

4. **PUC-Minas 2016** Considere as seguintes afirmativas:
- I. Ácidos de Arrhenius são conhecidos por liberar íons H^+ em solução aquosa.
 - II. Bases de Arrhenius são espécies capazes de liberar íons OH^- em água.
 - III. O ácido sulfúrico 98% é um ótimo condutor de eletricidade.
 - IV. Quanto maior o grau de ionização de um ácido, maior será sua força.

Dentre as afirmativas acima, são **CORRETAS** apenas:

- a) I, II e IV
- b) II e IV
- c) II, III e IV
- d) I e II

Guia de estudos

Química • Livro 2 • Frente 2 • Capítulo 4

I. Leia as páginas de **186 a 189**.

II. Faça os exercícios propostos de **35 a 44**.

FRENTE 4

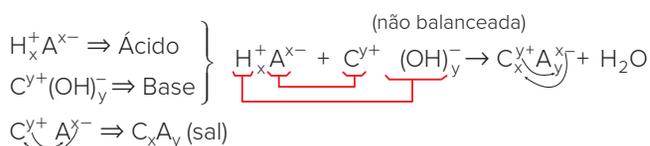
AULAS 8 E 9

Sais I

Definição

Sais são compostos iônicos provenientes da reação de neutralização total ou parcial entre um ácido e uma base de Arrhenius.

Formulação



Nomenclatura

Nome do ácido (terminação)	Nome do ânion (terminação)
ídrico	eto
ico	ato
oso	ito

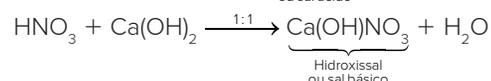
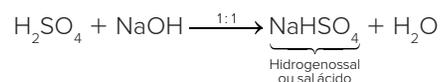
Reações de neutralização

Neutralização total: (sais neutros)

- Não há sobras de H^+ ou OH^- .
- $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
 - $H_2S + Ca(OH)_2 \rightarrow CaS + 2 H_2O$
 - $H_2SO_4 + 2 KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2 H_2O$

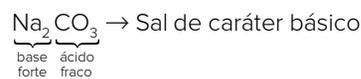
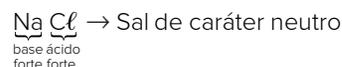
Neutralização parcial: (sais ácidos ou sais básicos)

Há sobras de H^+ (sais ácidos) ou OH^- (sais básicos).



A classificação de um sal em sal ácido ou sal básico depende apenas da presença de H^+ ou de OH^- no composto. Entretanto, o caráter ácido ou básico do sal depende da força do ácido e da força da base de origem do sal.

Exemplos:



Atenção: Para se determinar o caráter ácido ou básico de um sal, predomina o caráter do mais forte.

Exercícios de sala

- UFJF/Pism-MG 2022** Sabe-se que o $CO_2(g)$ presente em nossa atmosfera pode reagir com a água da chuva e formar um ácido fraco. Sabe-se também, que muitas estátuas aqui no Brasil são feitas a partir de mármore – com composição química majoritária de $CaCO_3$, ou de pedra sabão – formada majoritariamente por Na_2CO_3 .
 - Represente a distribuição eletrônica do cátion de cálcio, presente no mármore.
 - Dê os nomes dos compostos $CaCO_3(s)$ e $Na_2CO_3(s)$.

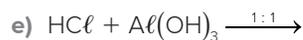
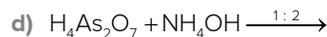
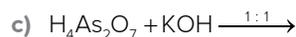
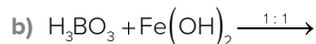
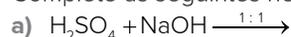
2. **Unisc-RS 2021** A hiperacidez gástrica pode ser precursora de alguns desconfortos como a pirose (sensação de ardência e queimação no esôfago). Em caso mais extremo pode estar associada à úlcera gástrica. Para combater esse problema poderíamos empregar um antiácido à base de cátion trivalente tendo como princípio ativo o

- a) hidróxido de sódio.
- b) ácido carbônico.
- c) hidróxido de alumínio.
- d) suco de limão.
- e) hidróxido de amônio.

3. **PUC-Minas 2016** O gesso, sulfato de cálcio anidro endurecido, é um sal muito utilizado em diversas áreas do conhecimento, tais como: medicina (imobilização de membros com fratura) e ornamentações, por exemplo. Sobre a função inorgânica sal, assinale a alternativa **CORRETA**.

- a) Os sais são provenientes de uma reação entre um ácido e a água.
- b) Os hidrogenossais são provenientes de uma reação de neutralização parcial, ou seja, alguns hidrogênios ionizáveis não são neutralizados.
- c) Soluções salinas não são boas condutoras de eletricidade.
- d) A classificação de “sais hidratados” se justifica por serem na verdade soluções salinas.

4. Complete as seguintes neutralizações parciais:



Guia de estudos

Química • Livro 2 • Frente 2 • Capítulo 5

- I. Leia as páginas de 206 a 212.
- II. Faça o exercício 3 da seção “Revisando”.

- III. Faça os exercícios propostos de 1 a 10.

Gabarito

Frente 1

Aulas 1 a 3

- | | | |
|------|------|------|
| 1. D | 3. B | 5. A |
| 2. D | 4. A | 6. E |

Aulas 4 e 5

- A
- D
- Ordem crescente de energia:
 ${}_{43}\text{Tc}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$
- D
- E

Aulas 6 a 9

- C
- C
- B
- A
- B
- D
- D

Aulas 10 a 13

- A
- B
- A
- D
- A ligação interatômica é a metálica, pois os três elementos químicos são metais. O elemento químico de maior temperatura de fusão é o ferro. O símbolo do componente de maior massa atômica é o Co e o subnível de maior energia do níquel é o 3d.
- E
- a) O elemento químico que apresenta maior tendência a perder um elétron localizado em sua camada de valência é o Z. Os elementos químicos X e Z pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.
b) X_2Y . A ligação que ocorre entre eles é iônica.

Aula 14

- A
- C
- B

Aulas 15 e 16

- B
- C
- B
- a) 1. vaporização
2. fusão

b)



Geometria molecular: angular.
Total de elétrons: 10.

Aulas 17 e 18

- C
- D
- C
- O composto A é menos solúvel em água, pois é menos polar devido à presença de uma longa cadeia carbônica. Já o composto B é mais solúvel em água devido à presença de grupos polares que formam interações com a água.

Frente 2

Aulas 1 a 3

- B
- C
- E
- 04

Aulas 4 a 6

- C
- E
- E
- C
- D

Aulas 7 a 9

- a) No sistema de grades, os resíduos sólidos como papéis, plásticos e madeiras são separados. No decantador primários os constituintes mais densos do esgoto sofrem sedimentação.
b) Essa água não é potável pois não passou pelo processo de desinfecção.
- C
- E
- A

Aulas 10 e 11

- D
- D
- A
- B

Aulas 12 a 14

- C
- A

3. $P_{\text{final}} = 0,80 \text{ atm}$ e $V_{\text{final}} = 279,6 \text{ mL}$
 4. a) $V_{\text{final}} = 2,84 \text{ L}$
 b) Não ocorrerá alteração no volume de gás armazenado no recipiente, pois, de acordo com a hipótese de Avogadro, nas mesmas condições de pressão e temperatura, o mesmo número de mols de qualquer gás ocupará um volume igual.

Aulas 15 e 16

- A
- C
- D
- C
- A

Aulas 17 e 18

- A
- B
- B
- C
- C

Frente 3

Aulas 1 a 4

- B
- Soma: $01 + 02 + 08 = 11$
- C
- C
- A
- C
- a) $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
b) 10^{-2} mol
c) $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$
- C

Aulas 5 a 7

- B
- Soma: $01 + 04 + 16 = 21$
- E
- C
- Soma: $02 + 16 + 32 = 50$

Aulas 8 a 10

- D
- D
- D
- 106 kJ
- C

Aulas 11 a 13

- C
- D
- E
- E
- B

Aulas 14 a 16

- B
- C
- D

4. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
 5. 01

Aulas 17 e 18

- D
- C
- C
- D
- A

Frente 4

Aulas 1 a 3

- E
- E
- C
- a) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Total}} \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
 b) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Total}} 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$
 c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Parcial}} \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Parcial}} \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 d) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Parcial}} \text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^- + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Parcial}} \text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Parcial}} \text{HP}_2\text{O}_7^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 $\text{HP}_2\text{O}_7^{3-} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Parcial}} \text{P}_2\text{O}_7^{4-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Aulas 4 a 6

- As etapas de ionização do ácido fosfórico são mostradas a seguir:
 $1^{\text{a}}) \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$
 $2^{\text{a}}) \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$
 $3^{\text{a}}) \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$
- C
- Soma: $01 + 02 + 08 = 11$
- D

Aula 7

- D
- D
- B
- A

Aulas 8 e 9

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 b) CaCO_3 : carbonato de cálcio.
 Na_2CO_3 : carbonato de sódio.
- C
- B
- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \xrightarrow{1:1} \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{1:1} \text{FeHBO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \xrightarrow{1:1} \text{KH}_3\text{As}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{OH} \xrightarrow{1:2} (\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{As}_2\text{O}_7 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{1:1} \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$