



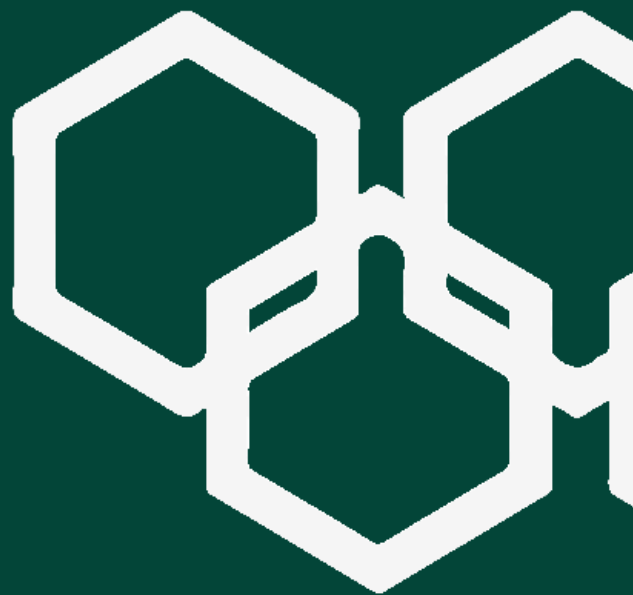
Mais de  
140  
questões!

APOSTILA PREPARATÓRIA PARA A

# OBQ

ORGANIZAÇÃO TIME VENN

OBQ MODALIDADE **A**



Prezados,

A Química é uma área fascinante da ciência, que trouxe inúmeros avanços tecnológicos para a humanidade. Muito mais do que fórmulas e reações, ela explica tudo ao nosso redor nos mínimos detalhes. Nessa apostila, buscamos transmitir uma pequena fração de todos os saberes construídos por meio de um trabalho em conjunto de diversas mentes brilhantes, que se dedicaram ao máximo para compartilhar o que temos de mais valioso: o conhecimento. Esperamos que a sua jornada na Química seja fascinante e inspiradora! A seguir, algumas dicas para potencializar o seu aprendizado.

### **1 ► Construa uma base sólida**

Reforce bem os fundamentos da Química Geral: estequiometria, modelos atômicos, tabela periódica, ligações químicas, soluções e mais. Eles são a base sobre a qual todo o conhecimento mais avançado será construído.

### **2 ► Estude com profundidade**

Em olimpíadas, mais importante do que saber muitos tópicos, é dominar profundamente os principais. Foque em compreender os mecanismos por trás dos fenômenos e não apenas em decorar fórmulas.

### **3 ► Mantenha a curiosidade científica viva**

Questione os "porquês" da Química. A curiosidade e a vontade de entender o mundo move o cientista e é a chave para o sucesso em olimpíadas.

### **4 ► Desistir, jamais!**

Mais importante do que uma medalha, é o conhecimento e o crescimento pessoal adquiridos ao longo dos estudos, essa é a verdadeira conquista. Torne o processo prazeroso, divertido e desafiador. Confiamos em vocês e boa sorte em suas jornadas olímpicas!

Atenciosamente,

**André Aredes, Cássio Lacerda, Júlia Soares, Matheus Diniz, Miguel Sousa, Pedro Giordani e Sofia Saraiva.**

Agradecimentos especiais pelos trabalhos de: Luís Costa, Maria Antônia Caux, Maria Clara Andrade, Matheus Albeny e Miguel Toledo.

# ÍNDICE

<b>A. Forma e Estrutura das Moléculas</b>	
A.1. Teoria das Ligações de Valência (TLV) .....	3
A.2. Teoria dos Orbitais Moleculares .....	18
<b>B. Gases Ideais</b>	
B.1. Leis da Termodinâmica .....	27
B.2. Transformações Gasosas .....	28
B.3. Misturas Gasosas .....	33
<b>C. Dispersões e Propriedades Coligativas</b>	
C.1 Dispersões .....	37
C.2. Solubilidade .....	43
C.3. Molalidade e Molaridade .....	49
C.4. Pressão de Vapor e Pressão Osmótica .....	56
C.5. Crioscopia e Ebulioscopia .....	60
<b>D. Termoquímica</b>	
D.1. Introdução .....	63
D.2. Entalpia de Reações Químicas .....	65
D.3. Espontaneidade de Reações Químicas .....	73
<b>E. Cinética Química</b>	
E.1. Leis de Velocidade e Ordens de Reação .....	80
E.2. Leis de Velocidade Integradas (Concentração) .....	89
<b>F. Equilíbrios Químicos</b>	
F.1. Reações e Constantes de Equilíbrio .....	91
F.2. Direção e Espontaneidade das reações .....	95
F.3. Deslocamento e Alteração do Equilíbrio .....	98
F.4. Equilíbrios em Água .....	105
<b>G. Eletroquímica</b>	
G.1. Reações de Oxirredução .....	123
G.2. Células Galvânicas .....	129
G.3. Células Eletrolíticas .....	140
<b>H. Química Nuclear</b>	
H.1. Radiação .....	149
H.2. Decaimento Nuclear .....	155
<b>I. Química Orgânica</b>	
I.1. Introdução .....	160
I.2. Hidrocarbonetos .....	169
I.3. Funções orgânicas .....	177
I.4. Nomenclatura IUPAC .....	192
<b>J. Química Ambiental.....</b>	<b>196</b>
<b>GABARITO.....</b>	<b>199</b>

# Tabela periódica

18																	
<div style="display: flex; justify-content: center; align-items: center; gap: 10px;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;">             3  <b>Li</b>              lítio              6,94           </div> <div style="text-align: center;">             — número atômico              — símbolo químico              — nome              — peso atômico (massa atômica relativa ou número de massa do isótopo mais estável)           </div> </div>																	
1	2															17	18
<b>H</b> hidrogênio 1,008	<b>He</b> hélio 4,0026															<b>F</b> flúor 18,998	<b>Ne</b> neônio 20,180
3	4															9	10
<b>Li</b> lítio 6,94	<b>Be</b> berílio 9,0122															<b>O</b> oxigênio 15,999	<b>Ne</b> neônio 20,180
11	12															17	18
<b>Na</b> sódio 22,990	<b>Mg</b> magnésio 24,305															<b>Cl</b> cloro 35,45	<b>Ar</b> argônio 39,948
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
<b>K</b> potássio 39,098	<b>Ca</b> cálcio 40,078(4)	<b>Sc</b> escândio 44,956	<b>Ti</b> titânio 47,887	<b>V</b> vanádio 50,942	<b>Cr</b> cromio 51,996	<b>Mn</b> manganes 54,938	<b>Fe</b> ferro 55,845(2)	<b>Co</b> cobalto 58,933	<b>Ni</b> níquel 58,693	<b>Cu</b> cobre 63,546(3)	<b>Zn</b> zinco 65,38(2)	<b>Ga</b> gálio 69,723	<b>Ge</b> germânio 72,630(8)	<b>As</b> arsênio 74,922	<b>Se</b> selênio 78,97(16)	<b>Br</b> bromo 79,904	<b>Kr</b> criptônio 83,798(2)
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
<b>Rb</b> rubídio 85,468	<b>Sr</b> estrôncio 87,62	<b>Y</b> ítrio 88,906	<b>Zr</b> zircônio 91,224(2)	<b>Nb</b> nióbio 92,906	<b>Mo</b> molibdênio 95,95	<b>Tc</b> tecnécio [98]	<b>Ru</b> rutênio 101,07(2)	<b>Rh</b> ródio 102,91	<b>Pd</b> paládio 106,42	<b>Ag</b> prata 107,87	<b>Cd</b> cádmio 112,41	<b>In</b> índio 114,82	<b>Sn</b> estanho 118,71	<b>Sb</b> antimônio 121,76	<b>Te</b> telúrio 127,60(3)	<b>I</b> iodo 126,90	<b>Xe</b> xenônio 131,29
55	56	57 a 71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
<b>Cs</b> césio 132,91	<b>Ba</b> bário 137,33		<b>Hf</b> hafnício 178,49(2)	<b>Ta</b> tântalo 180,95	<b>W</b> tungstênio 183,84	<b>Re</b> rênio 186,21	<b>Os</b> ósmio 190,23(3)	<b>Ir</b> irídio 192,22	<b>Pt</b> platina 195,08	<b>Au</b> ouro 196,97	<b>Hg</b> mercúrio 200,59	<b>Tl</b> talio 204,38	<b>Pb</b> chumbo 207,2	<b>Bi</b> bismuto 208,98	<b>Po</b> polônio [209]	<b>At</b> astato [210]	<b>Rn</b> radônio [222]
87	88	89 a 103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
<b>Fr</b> frâncio [223]	<b>Ra</b> rádio [226]		<b>Rf</b> rutherfordio [261]	<b>Db</b> dúbnio [268]	<b>Sg</b> seabórgio [269]	<b>Bh</b> bóhrio [270]	<b>Hs</b> hássio [269]	<b>Mt</b> meitnério [278]	<b>Ds</b> darmstádio [281]	<b>Rg</b> roentgênio [281]	<b>Cn</b> copernício [285]	<b>Nh</b> nihônio [286]	<b>Fl</b> fleróvio [289]	<b>Mc</b> moscóvio [288]	<b>Lv</b> livermório [293]	<b>Ts</b> tennesso [294]	<b>Og</b> oganessônio [294]
57 a 71																	
89 a 103																	
71																	
70																	
69																	
68																	
67																	
66																	
65																	
64																	
63																	
62																	
61																	
60																	
59																	
58																	
57																	

# A. Forma e Estrutura das Moléculas

## A.1. Teoria das Ligações de Valência (TLV)

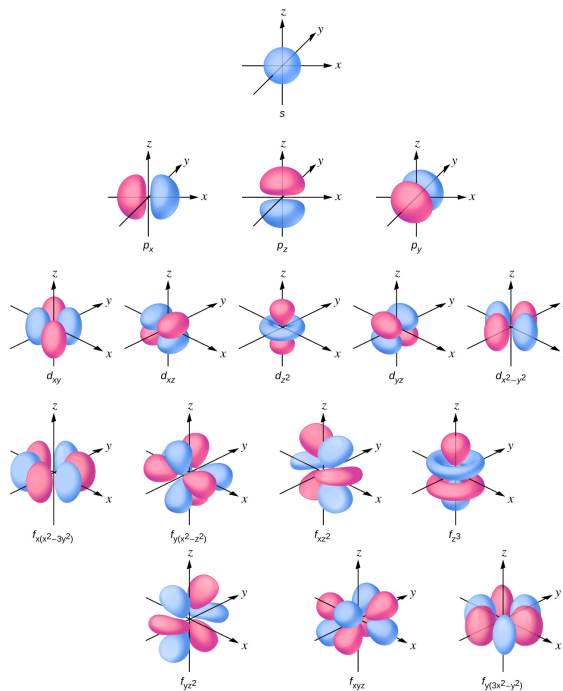
### Dualidade onda-partícula

Por um longo tempo, acreditou-se que partículas subatômicas eram exclusivamente partículas, de acordo com os conceitos da física clássica. No entanto, com o desenvolvimento da física quântica, verificou-se que partículas elementares, como fótons e elétrons, podem se comportar de maneira tanto ondulatória quanto corpuscular, dependendo das condições do experimento. Esse fenômeno, conhecido como dualidade onda-partícula, sugere que as partículas subatômicas não podem ser explicadas unicamente como partículas ou ondas, mas sim como uma combinação de suas propriedades.

### Orbitais Atômicos

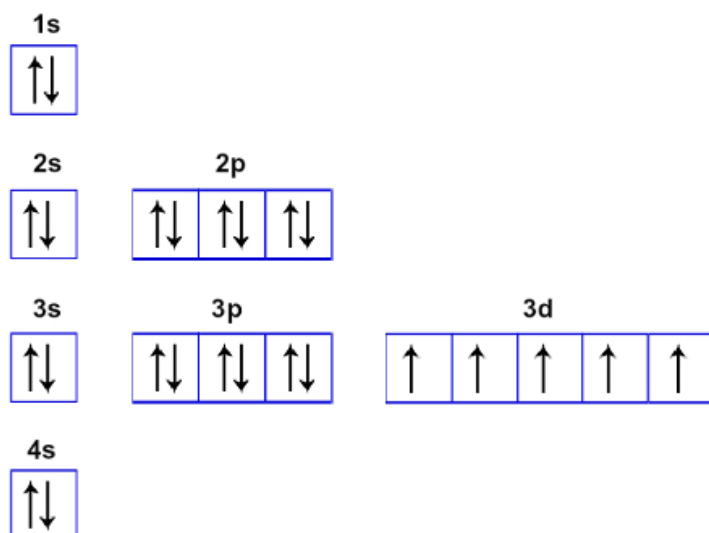
No modelo de Lewis das ligações químicas, cada par de elétrons ligantes está localizado entre os dois átomos ligados, ou seja, elétrons são tratados como partículas que podem ser localizadas. Entretanto, a partir da dualidade onda-partícula verifica-se que a posição de um elétron em um átomo não pode ser descrita de forma precisa, mas somente em termos da probabilidade de encontrá-lo em um local definido do espaço.

Nesse sentido, introduz-se o conceito de orbitais, regiões na eletrosfera do átomo em que é máxima a probabilidade de se encontrar o elétron, substituindo a noção de órbitas que descrevem trajetórias bem definidas para os elétrons ao redor do núcleo, como proposto no modelo de Bohr. Os orbitais atômicos são representados pelas letras s, p, d e f, que correspondem a diferentes formatos e níveis de energia dos elétrons em um átomo.



## Diagrama de Orbitais

O diagrama de orbitais é uma representação visual da distribuição dos elétrons nos orbitais atômicos de um átomo. Ele ajuda a ilustrar como os elétrons ocupam os diferentes tipos de orbitais (s, p, d, f) de acordo com as regras de distribuição eletrônica. Nele, cada orbital é representado por uma caixa, que pode comportar no máximo dois elétrons, que são ilustrados por setas. Cada seta indica um elétron, e a direção da seta (para cima ou para baixo) representa o spin do elétron.



## Distribuição Eletrônica no Diagrama de Orbitais

A distribuição eletrônica segue algumas regras fundamentais baseadas na mecânica quântica:

### 1. Princípio da Construção (Regra de Aufbau)

Os elétrons ocupam os orbitais de menor energia primeiro. A ordem de preenchimento dos orbitais segue a mesma sequência do diagrama de Linus-Pauling:

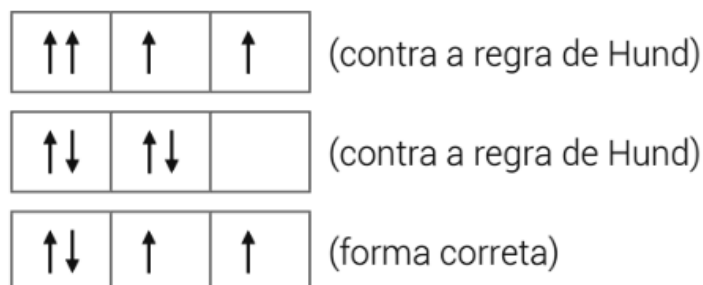
K	$1s^2$			
L	$2s^2$	$2p^6$		
M	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	
N	$4s^2$	$4p^6$	$4d^{10}$	$4f^{14}$
O	$5s^2$	$5p^6$	$5d^{10}$	$5f^{14}$
P	$6s^2$	$6p^6$	$6d^{10}$	
Q	$7s^2$	$7p^6$		

### 2. Princípio da Exclusão de Pauli

Cada orbital pode conter no máximo dois elétrons, com spins opostos. Ou seja, se um elétron tem spin para cima (↑), o outro deve ter spin para baixo (↓).

### 3. Regra de Hund

Quando há orbitais de mesma energia (como os orbitais p, d ou f), os elétrons primeiro preenchem os orbitais separadamente com spins paralelos antes de se emparelharem, ou seja, os orbitais são ocupados individualmente antes de serem duplamente ocupados.

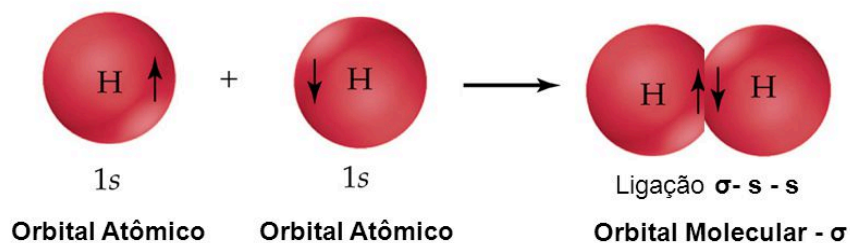


### Ligações sigma( $\sigma$ ) e pi( $\pi$ )

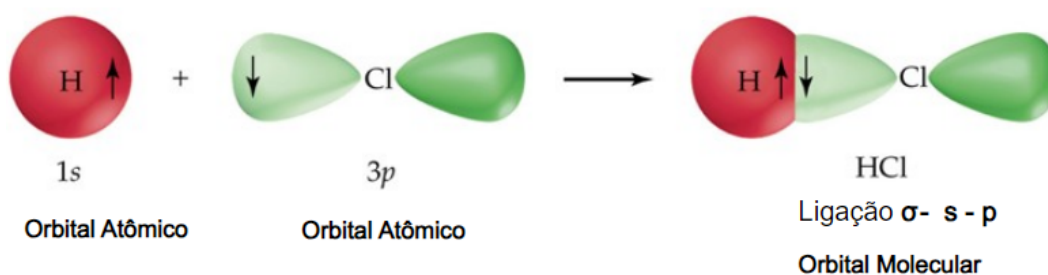
A superposição de orbitais de dois átomos resulta em uma ligação covalente entre eles. Essas ligações podem ser classificadas em sigma ( $\sigma$ ) e pi ( $\pi$ ), dependendo de como ocorre a junção dos orbitais.

#### 1. Ligações sigma

Utilizemos como exemplo uma molécula de  $H_2$ , a molécula mais simples de todas. Os átomos de hidrogênio possuem em seu estado fundamental um elétron localizado no orbital 1s. Ao ocorrer a superposição dos orbitais 1s desses átomos, eles se fundem, formando uma ligação sigma ( $\sigma$ ).



Ligações semelhantes também ocorrem em outras moléculas, como HCl, sendo também classificadas como sigma.

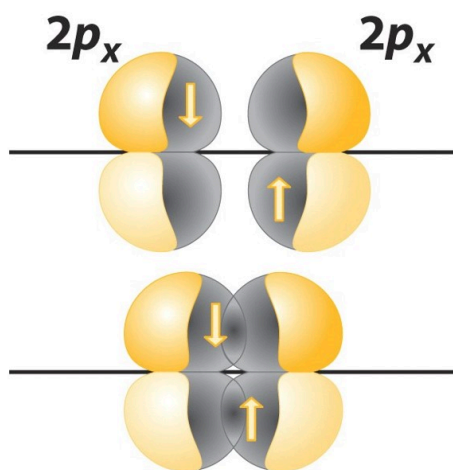


Em suma, ligações sigma ( $\sigma$ ) possuem as seguintes características:

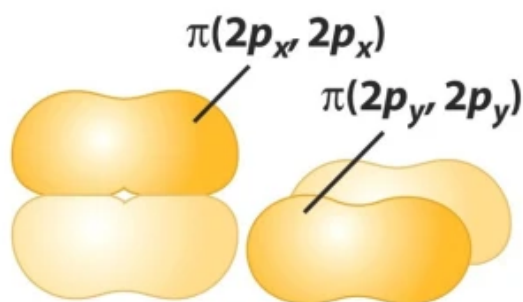
- São resultantes da superposição frontal de orbitais atômicos s-s, s-p ou p-p ao longo do eixo da ligação (eixo z)
- Maior força em comparação às ligações pi ( $\pi$ ), devido à sobreposição eficiente dos orbitais.
- Presentes em todas as ligações covalentes, sejam elas simples, duplas ou triplas (sempre haverá pelo menos uma ligação sigma).

## 2. Ligações pi

Utilizemos como exemplo uma molécula de  $O_2$ , que contém uma ligação dupla entre dois átomos de oxigênio. Cada átomo de oxigênio possui, em seu estado fundamental, elétrons localizados nos orbitais p. Após a formação da ligação sigma ( $\sigma$ ) no eixo z, ocorre a sobreposição lateral dos orbitais p no eixo x, resultando na formação de uma ligação pi ( $\pi$ ).



Ligações semelhantes também ocorrem em outras moléculas, como  $N_2$  e  $C_2H_4$  (eteno), sendo também classificadas como pi.



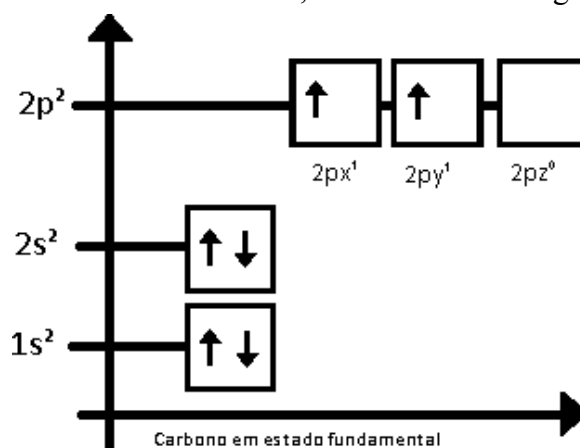
Em suma, ligações pi ( $\pi$ ) possuem as seguintes características:

- São resultantes da sobreposição lateral de orbitais atômicos  $p_x$ - $p_x$  ou  $p_y$ - $p_y$ , paralelamente ao eixo da ligação.
- Menor força em comparação às ligações sigma ( $\sigma$ ), pois a sobreposição lateral é menos eficiente.

- Impedem a rotação livre ao redor do eixo da ligação, tornando as moléculas mais rígidas.
- Presentes apenas em ligações duplas e triplas, sempre acompanhadas por uma ligação sigma.

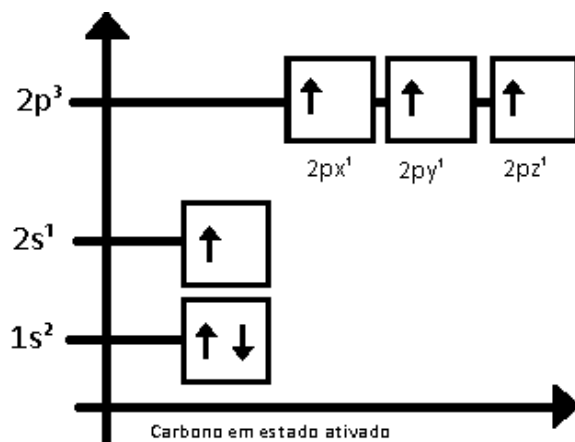
### Promoção de elétrons

Ao aplicar a teoria das ligações de valência à moléculas como o metano ( $\text{CH}_4$ ), algumas dificuldades surgem. O átomo de carbono possui a configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ , com quatro elétrons de valência, como mostra o diagrama a seguir:



É evidente que, dos 4 elétrons de valência do carbono, somente os elétrons dos orbitais 2p incompletos estão disponíveis para a ligação, criando a impressão de que o carbono deveria ser divalente, diferentemente do que é verificado na realidade. Logo, surge o seguinte questionamento: por que o carbono quase sempre é tetravalente?

Para explicar as quatro ligações feitas por esse elemento, nota-se que o átomo de carbono teria 4 elétrons de valência disponíveis para a ligação caso um elétron do orbital 2s fosse promovido para um orbital 2p vazio, modificando a configuração eletrônica do átomo para  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ .



Como cada ligação libera energia quando se forma, apesar da energia gasta para promover o elétron de 2s para 2p, a energia total da molécula formada quando o carbono faz quatro ligações é menor do que seria se fizesse apenas duas. Além disso, a energia utilizada

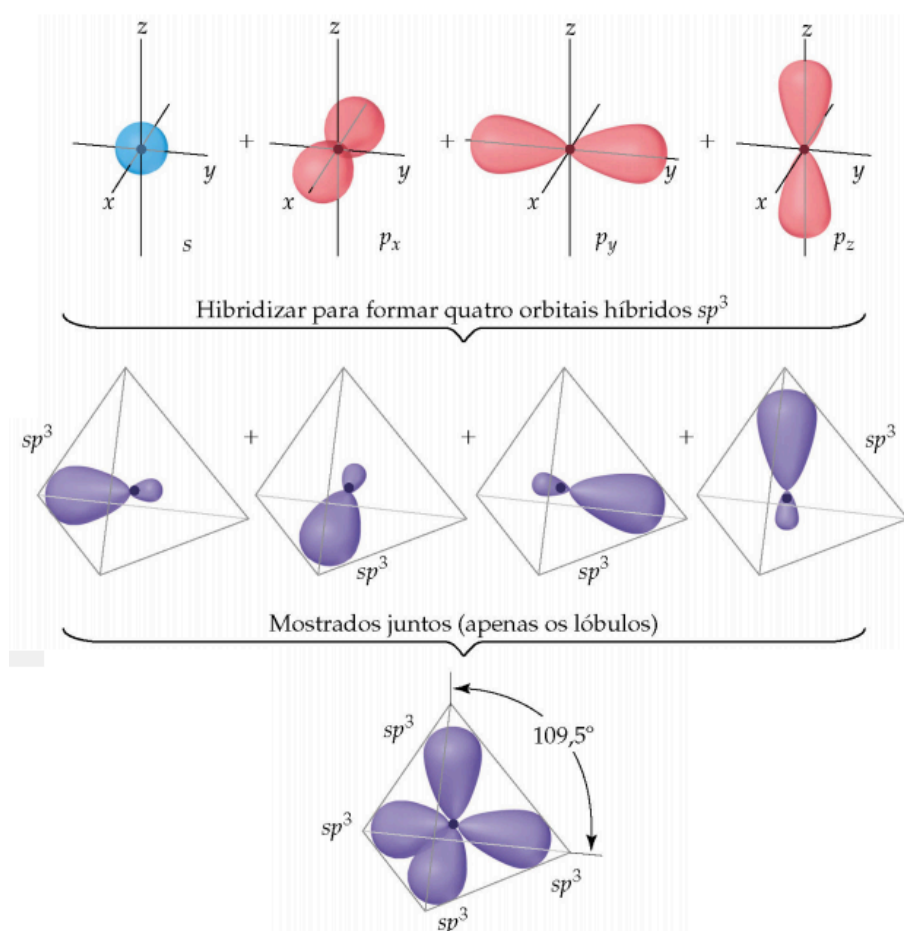
para a promoção é pequena, pois o elétron é transferido de um orbital que ele partilha para um orbital vazio, diminuindo a repulsão.

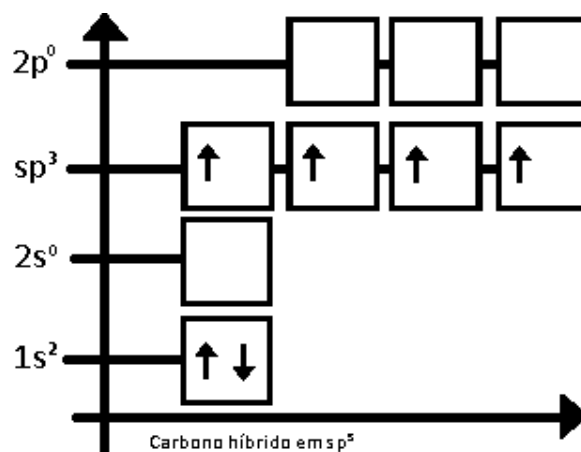
## Hibridação de orbitais

Após a promoção eletrônica, surge um novo questionamento: se o carbono possui três orbitais 2p e um orbital 2s disponíveis, e orbitais  $p_x$  e  $p_y$  fazem ligações pi ( $\pi$ ), como o metano possui quatro ligações simples, ou seja, somente ligações sigma ( $\sigma$ )?

Isso é explicado pela hibridação de orbitais, um processo no qual os orbitais atômicos se combinam para formar novos orbitais híbridos com a mesma energia. A hibridação ocorre pela interferência entre as funções de onda dos orbitais, resultando em novos arranjos orientados de forma específica no espaço.

No metano, por exemplo, o orbital 2s e os 3 orbitais 2p se fundem para formar quatro orbitais híbridos  $sp^3$ , que permitem a formação de ligações  $\sigma$ , ou seja, ligações simples. Esse processo forma ligações mais fortes e melhor distribuídas, o que gera um balanço energético favorável e diminui a repulsão entre os elétrons ligantes, aumentando a estabilidade das moléculas.





Como a hibridação do carbono no  $CH_4$  ocorreu pela combinação de um orbital s com três orbitais p, dizemos que ele está hibridizado ou híbrido em  $sp^3$ . Em outras moléculas, a hibridização pode ocorrer de outras formas, utilizando um número diferente de orbitais p ou até orbitais d. Assim, podemos obter diversos tipos de hibridações, como  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$  e outros, de acordo com os orbitais combinados, sendo que:

*N orbitais atômicos sempre produzem N orbitais híbridos*

Cada tipo de hibridação gera um arranjo específico de orbitais, distribuindo os elétrons de maneira a minimizar a repulsão entre eles, o que determina a geometria molecular, garantindo que os ângulos de ligação sejam configurados para maximizar a estabilidade da molécula. Logo, a hibridação não apenas explica a formação das ligações, mas também a disposição tridimensional dos átomos na molécula

Geometria	Hibridação do átomo central	Número de orbitais atômicos	Número de orbitais híbridos
linear	$sp$	2	2
trigonal planar	$sp^2$	3	3
tetraédrica	$sp^3$	4	4
bipirâmide trigonal	$sp^3d$	5	5
octaédrica	$sp^3d^2$	6	6

Nesse contexto, é possível prever a geometria de uma molécula com base na hibridação do átomo central e, também, determinar a hibridação a partir de sua geometria. A hibridação de um átomo central pode ser identificada contando o número de regiões de alta densidade eletrônica ao redor dele, chamadas de nuvens eletrônicas, que incluem ligações simples, duplas ou triplas e pares de elétrons livres.

Cada região de alta densidade corresponde a uma nuvem eletrônica, e o número total de nuvens determina o tipo de hibridação. Por exemplo, se o átomo central possui duas nuvens eletrônicas, ele estará hibridizado em  $sp$ , o que resulta em uma geometria linear.



### Condições para a hibridação

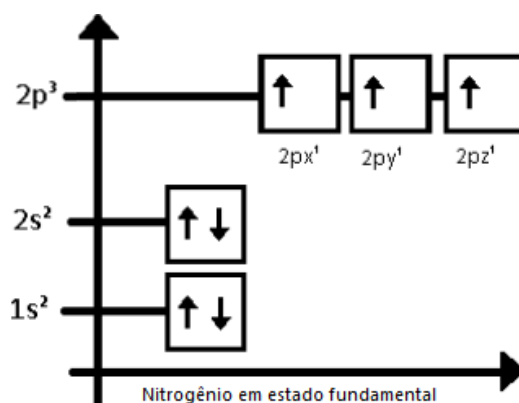
Como mencionado anteriormente, a hibridação resulta em um arranjo eletrônico que proporciona um balanço energético mais favorável, reduzindo a repulsão entre os elétrons das ligações e, conseqüentemente, aumentando a estabilidade das moléculas.

Entretanto, nem sempre é possível que a hibridação dos orbitais de um elemento ocorra, visto que algumas condições devem ser cumpridas para garantir que a energia da molécula resultante ao final do processo seja menor do que sua configuração não hibridizada.

Assim, para que ocorra a hibridação de um elemento, os seguintes requisitos devem ser cumpridos:

- A promoção dos elétrons aumente o número de ligações que podem ser formadas;
- Existência de orbitais de valência disponíveis e com energias próximas;
- Configuração final na direção de menor energia e maior estabilidade.

Um elemento que não pode hibridar seus orbitais é o nitrogênio, por exemplo, que tem a distribuição eletrônica a seguir:

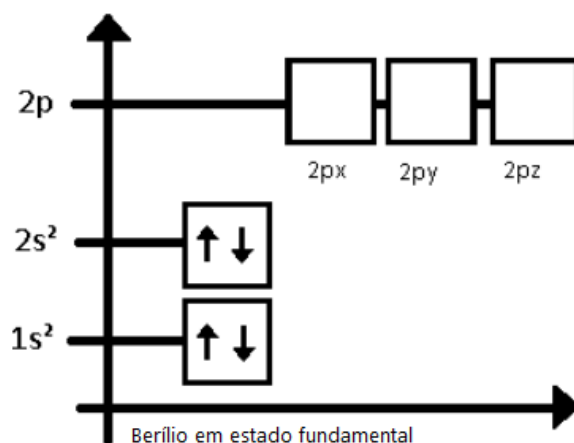


Como é possível perceber, a promoção de um elétron  $2s$  para um orbital  $2p$  não proporciona o aumento do número de ligações que o nitrogênio pode fazer, visto que a quantidade de elétrons emparelhados continua a mesma. Pode-se questionar a possibilidade de promover um elétron  $2p$  para um orbital  $d$ ; no entanto, o nitrogênio possui apenas dois níveis de energia principais, e o segundo nível não possui subnível  $d$ .

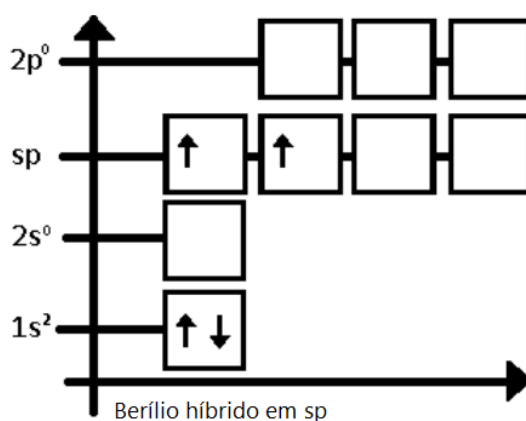
## “Regra” do Octeto

A “Regra” do Octeto prevê que os átomos alcançam a estabilidade ao possuir oito elétrons na camada de valência. No geral, essa regra é válida, mas há diversas situações em que átomos alcançam sua estabilidade sem atingir o octeto. Nesse viés, a partir da Teoria das Ligações de Valência, é possível compreender a origem da “Regra” do Octeto e entender por que ela não se aplica em determinados casos.

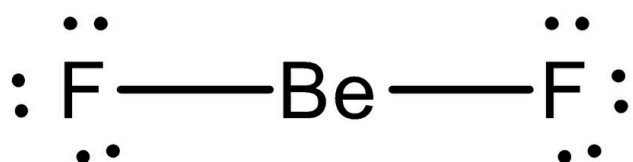
Utilizemos como exemplo o berílio (Be), um dos elementos que conseguem alcançar a estabilidade sem 8 elétrons de valência. O berílio é um metal alcalino terroso, com a seguinte configuração eletrônica:



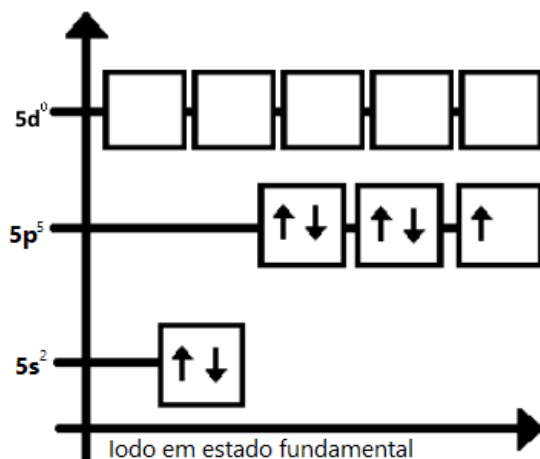
Como é possível visualizar, todos os elétrons do berílio já estão emparelhados, o que, nesse estado, impossibilitaria a formação de ligações. Entretanto, é possível promover um elétron do orbital 2s para um orbital 2p, criando um orbital híbrido sp, o que permite a realização de duas ligações devido à existência de dois elétrons desemparelhados.



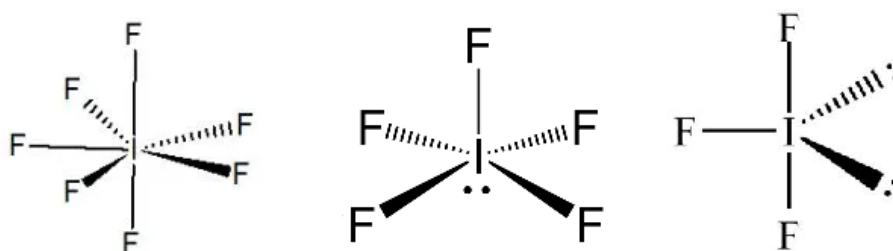
Assim, por meio da hibridização, esse metal consegue alcançar a estabilidade somente com quatro elétrons de valência, o que explica a existência de moléculas como  $\text{BeF}_2$  e  $\text{BeCl}_2$ .



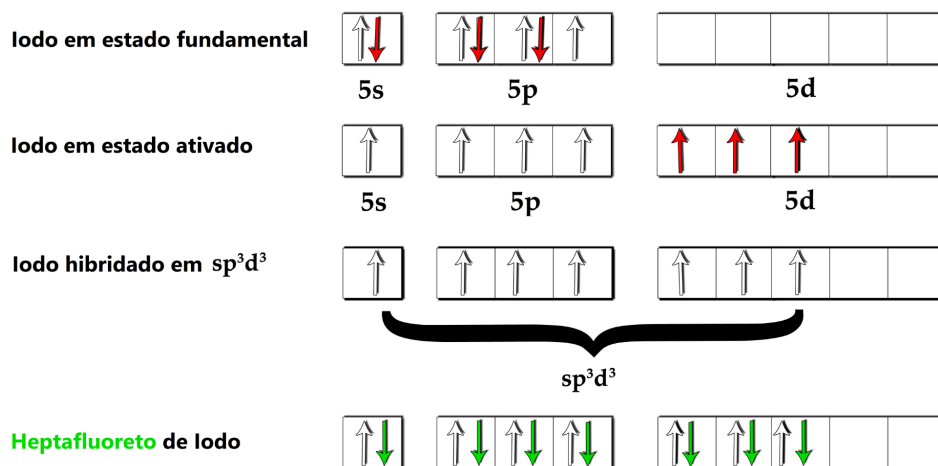
Outro exemplo de exceção ao octeto é o iodo, um halogênio que possui a configuração eletrônica  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ .

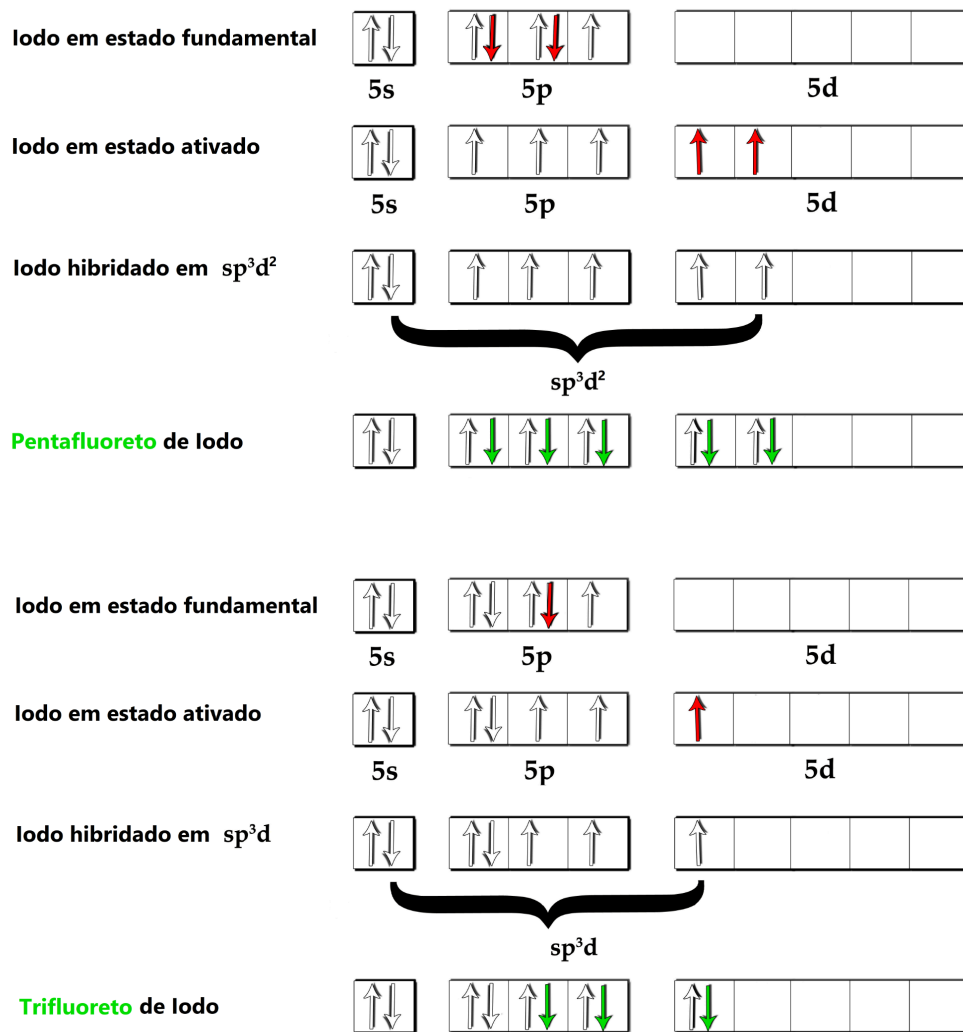


De acordo com essa distribuição eletrônica, o iodo somente seria capaz de realizar uma ligação, o que, de fato, ocorre em diversos casos, como nas moléculas de HI e  $\text{I}_2$  e em uma variedade de compostos orgânicos. Entretanto, verifica-se a existência de moléculas como  $\text{IF}_7$ ,  $\text{IF}_5$  e  $\text{IF}_3$ , em que esse halogênio expande seu octeto, realizando mais de uma ligação.



Isso é explicado pela existência de um orbital 5d vazio, que pode receber elétrons dos orbitais 5s e 5p por meio da hibridação. Nesse sentido, o iodo pode se hibridar de 3 formas, segundo a quantidade de elétrons promovidos para o orbital 5d, assim como mostram os diagramas a seguir:





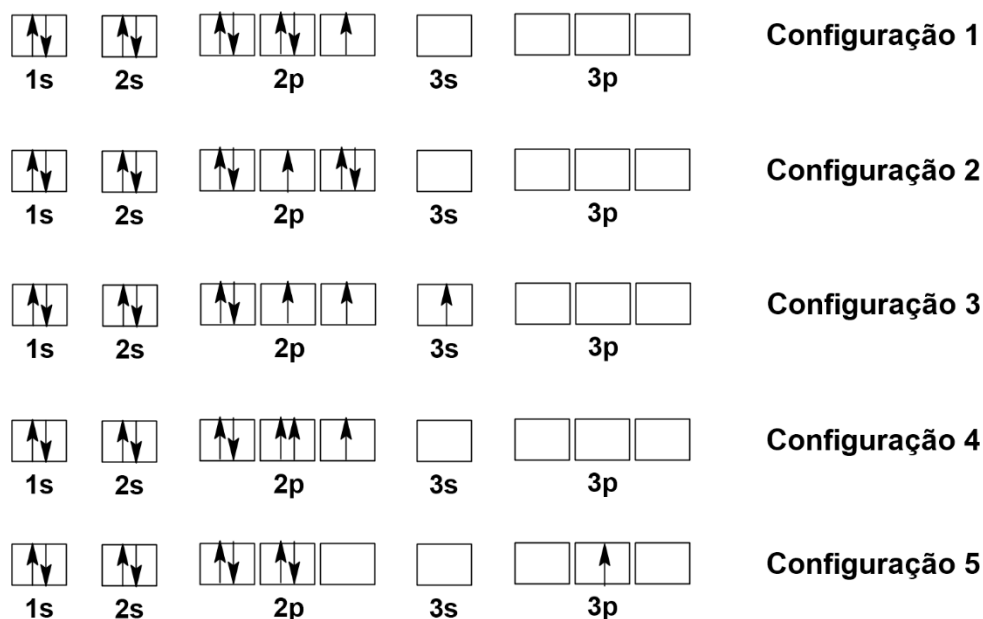
Desse modo, verifica-se que a regra do octeto apresenta exceções explicadas pela Teoria das Ligações de Valência, que demonstra que a estabilidade atômica não depende exclusivamente de oito elétrons na camada de valência, mas sim da capacidade de hibridização e do aproveitamento de orbitais disponíveis.

## EXERCÍCIOS

**Questão 1.** (OBQ 2022 - Modalidade A) A Teoria de Ligação de Valência (TLV) descreve a formação da ligação covalente em termos de interações entre orbitais atômicos. Para se adequar à geometria conhecida de algumas moléculas, foi necessário o uso do conceito de hibridação de orbitais atômicos do átomo central para essas moléculas. Considerando essas informações, indique em qual das moléculas a seguir o átomo central não utiliza um conjunto de cinco orbitais híbridos para formação das respectivas ligações covalentes.

- a)  $\text{SeOCl}_4$
- b)  $\text{ICl}_2^-$
- c)  $\text{XeO}_2\text{F}_2$
- d)  $\text{IF}_4^-$
- e)  $\text{SO}_2\text{F}_2$

**Questão 2.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Abaixo estão várias configurações que podem estar corretas para o átomo de flúor ( $Z = 9$ ). Os elétrons são representados por setas cuja direção indica o valor do número quântico spin,  $m_s$ . Os três quadrados para os orbitais p indicam os possíveis valores para o número quântico magnético,  $m_l$ .



Em relação a essas configurações eletrônicas, considere as afirmações a seguir.

- I. A configuração eletrônica 1 representa o estado fundamental para o átomo de flúor.
- II. A configuração eletrônica 2 representa um estado excitado para o átomo de flúor.
- III. A configuração eletrônica 3 representa um estado excitado para o átomo de flúor.
- IV. A configuração eletrônica 4 representa um estado proibido para o átomo de flúor.
- V. A configuração eletrônica 5 representa o estado fundamental para o átomo de flúor.

As afirmações INCORRETAS são:

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

**Questão 3.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Considerando o modelo atual para o átomo, analise as afirmações abaixo:

- i. O spin de um elétron depende do nível de energia (nível eletrônico) em que se encontra.
- ii. Os números quânticos são utilizados para “localizar” os elétrons em um átomo.
- iii. Um átomo, teoricamente, apresenta infinitos níveis e subníveis de energia.
- iv. Orbital é a região de maior probabilidade para se localizar um elétron.

Após a análise das afirmações, assinale a alternativa correta:

- a) somente ii, iii e iv estão corretas.
- b) somente ii e iii estão corretas.
- c) todas as afirmativas estão corretas.
- d) somente i, ii e iii estão corretas.
- e) somente i e iv estão corretas.

**Questão 4.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Sabe-se que em qualquer transição eletrônica que ocorra num átomo há variação de energia, podendo ser emitida ou absorvida. Essas transições ocorrem com valores definidos de energia (daí o nome quanta, ou seja, uma quantidade fixa de energia) entre os diversos níveis energéticos (n). Assim, qual transição eletrônica em um átomo de hidrogênio está associada com a absorção de maior energia?

- a)  $n = 2 \rightarrow n = 1$
- b)  $n = 2 \rightarrow n = 3$
- c)  $n = 2 \rightarrow n = 5$
- d)  $n = 3 \rightarrow n = 2$
- e)  $n = 4 \rightarrow n = 5$

**Questão 5.** (OEQ 2021 - Modalidade A) O íon  $\text{Co}^{3+}$  da vitamina  $\text{B}_{12}$  pode ser reduzido a  $\text{Co}^{2+}$  mediante hidrogenação catalítica com acetato de  $\text{Cr}^{2+}$ . Com base nas configurações energéticas destes íons, analise os itens seguintes e assinale a opção verdadeira:

- I. O íon  $\text{Co}^{3+}$  apresenta todos os orbitais d com elétrons emparelhados.
- II. O íon  $\text{Co}^{2+}$  apresenta configuração eletrônica  $[\text{Ar}] 3d^7$ .
- III. O íon  $\text{Cr}^{2+}$  apresenta elétrons mais energéticos com número quântico magnético +2.
- IV. O íon  $\text{Co}^{3+}$  apresenta elétrons mais energéticos com número quântico magnético -2.

V. O íon  $\text{Cr}^{2+}$  apresenta configuração eletrônica  $[\text{Ar}] 3d^4$ .

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

**Questão 6.** (OEQ 2021 - Modalidade A) Os pares de elétrons isolados do átomo central de uma molécula são regiões de densidade de elétrons elevada e devem ser consideradas na identificação da forma molecular. Discutindo a respeito do arranjo molecular de espécies com pares de elétrons livres no átomo central tais como das espécies íon  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{ICl}_2^-$  e o íon  $\text{IF}_4^+$ , podemos afirmar, com base nas informações da tabela abaixo, que a opção correta é:

Espécie	Pares de elétrons livres	Geometria	Hibridização do átomo central
$\text{IF}_4^+$	1	Angorria	$\text{dsp}^3$
$\text{SO}_3^{2-}$	2	Angular	$\text{sp}^3$
$\text{XeF}_4$	2	Quadrado Planar	$\text{dsp}^3$
$\text{SF}_4$	4	Tetraédrica	$\text{sp}^3$
$\text{ICl}_2^-$	3	Piramidal	$\text{sp}^3$

- a)  $\text{IF}_4^+$
- b)  $\text{SO}_3^{2-}$
- c)  $\text{XeF}_4$
- d)  $\text{SF}_4$
- e)  $\text{ICl}_2^-$

**Questão 7.** (OBQ 2020 - Modalidade A) O íon  $\text{NSO}^-$  (átomo central em negrito) tem algumas estruturas de ressonância, não equivalentes, possíveis. Em relação à estrutura de ressonância mais estável, julgue se as afirmações a seguir são verdadeiras ou falsas. Dica: a carga formal (CF) dos átomos auxilia na determinação da estabilidade de uma estrutura de Lewis, e para fazer o cálculo a fórmula é  $\text{CF} = E_V - (\frac{1}{2} e_{\text{PC}} + e_{\text{PI}})$ , em que  $E_V$  = elétrons de valência,  $e_{\text{PC}}$  = elétrons dos pares compartilhados e  $e_{\text{PI}}$  = elétrons dos pares isolados.

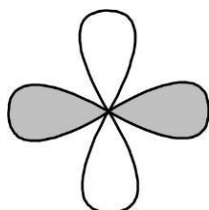
- I. O átomo de oxigênio possui 2 pares de elétrons isolados.
- II. A carga formal do átomo de enxofre é zero.
- III. A molécula tem geometria angular.
- IV. A hibridação do átomo de enxofre é  $\text{sp}^2$ .
- V. A carga formal do átomo de nitrogênio é negativa.

O número de afirmações falsas é:

- a) uma.
- b) duas.
- c) três.
- d) quatro.
- e) cinco.

**Questão 8.** (OBQ 2023 - Modalidade B) Em julho de 2023 estreou nos cinemas o filme “Oppenheimer”, que buscou contar a história do físico que dá nome ao filme e chefiou o projeto para o desenvolvimento da bomba nuclear durante a Segunda Guerra Mundial. Nesse filme, cientistas importantes, como Niels Bohr e Werner Heisenberg, foram retratados. Todos esses cientistas tiveram um papel fundamental para o entendimento da estrutura do átomo, de acordo com o modelo atual. Considerando seus conhecimentos sobre os modelos atômicos, responda aos itens seguintes.

- a) O modelo atômico proposto por Niels Bohr foi importante para a explicação do espectro de emissão dos gases, especialmente o hidrogênio. Considerando esse modelo, explique a origem da cor observada nos letreiros em neon.
- b) No modelo atual, entende-se que em um átomo multieletrônico os elétrons ocupam orbitais. Esses orbitais foram designados como s, p, d, f, g etc. Como exemplo de um orbital, tem-se o orbital  $d_{x^2-y^2}$ , representado abaixo por meio de um diagrama de superfície limite.



Faça a representação (diagrama de superfície limite) dos orbitais s, px, dxy e dz<sup>2</sup>.

- c) Considerando que os orbitais s, px, dxy e dz<sup>2</sup> estejam localizados nos níveis 2, 3, 4 e 5, respectivamente, indique um conjunto de números quânticos (n, ℓ e m<sub>ℓ</sub>) que descreve um elétron em cada subnível formado.
- d) Considerando o valor do número quântico principal (n) igual a 4 e 5, indique o número máximo de elétrons e orbitais que podem existir nesses níveis de energia.
- e) A configuração eletrônica de gás nobre para os átomos de cobalto e zinco é [Ar] 3d<sup>7</sup> 4s<sup>2</sup> e [Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup>, respectivamente. Nessas configurações [Ar] se refere à configuração eletrônica do átomo de argônio. Escreva a configuração eletrônica completa dos seguintes íons: Co<sup>2+</sup>, Co<sup>3+</sup> e Zn<sup>2+</sup>.

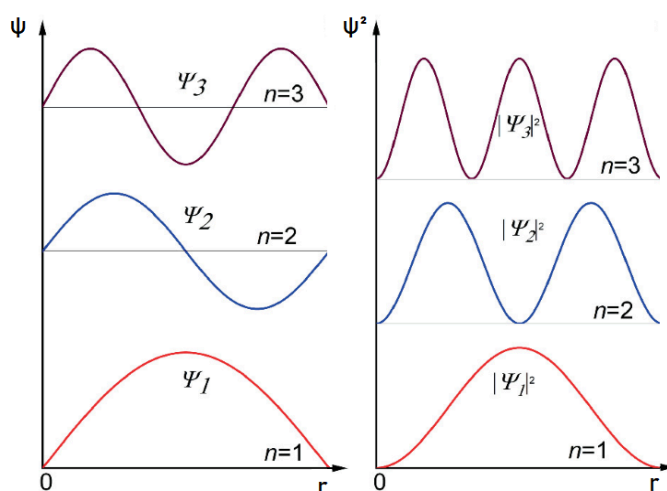
# A. Forma e Estrutura das Moléculas

## A.2. Teoria dos Orbitais Moleculares

### Funções de Onda

Os orbitais atômicos, conforme descritos na Teoria das Ligações de Valência, representam regiões onde há maior probabilidade de encontrar um elétron. Esses orbitais são modelados por funções de onda ( $\psi$ ), que são soluções da equação de Schrödinger e descrevem matematicamente o comportamento eletrônico.

A densidade de probabilidade de encontrar um elétron em determinada região do espaço é dada por  $\psi^2$ , que depende da distância em relação ao núcleo atômico e define a distribuição espacial dos elétrons. Assim, um orbital atômico pode ser descrito por meio de um gráfico  $\psi^2 \times r$ .



### Ligações Químicas

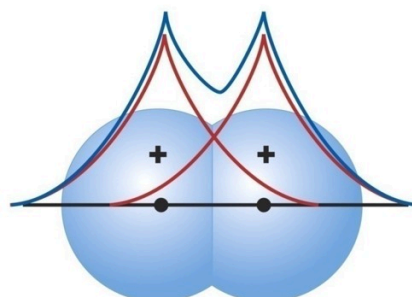
De acordo com a Teoria das Ligações de Valência, as ligações são formadas a partir da superposição de orbitais de dois átomos, sendo que cada um permanece com seus próprios orbitais. Essa teoria foi capaz de explicar diversos fenômenos e de prever diversas propriedades de elementos, mas apresentou falhas e inconsistências em alguns aspectos.

A molécula de oxigênio ( $O_2$ ), por exemplo, segundo a TLV, não apresentaria caráter magnético, visto que todos os elétrons de valência de seus átomos estão emparelhados. Entretanto, verifica-se experimentalmente que o estado líquido desse composto é atraído por ímãs, evidenciando uma contradição entre a teoria e a prática.

A partir disso, foi formulada a Teoria dos Orbitais Moleculares, que descreve uma ligação como a união de orbitais atômicos, formando, assim, orbitais próprios da molécula. Essa teoria é fundamentada na combinação linear de orbitais atômicos (LCAO), que consiste na adição das funções de onda dos orbitais atômicos (AO), formando uma função de onda que descreve um orbital molecular (MO), região em torno da molécula em que a probabilidade de se encontrar um elétron é alta.

## Orbitais Moleculares (MO's)

Assim como na Teoria das Ligações de Valência, iniciemos nossa análise a partir do  $H_2$ , a molécula mais simples de todas. Nela, a ligação simples é formada por meio dos orbitais 1s de cada átomo. Assim, combinando as funções de onda que descrevem esses orbitais, é obtido um orbital molecular, como pode ser visualizado a seguir:

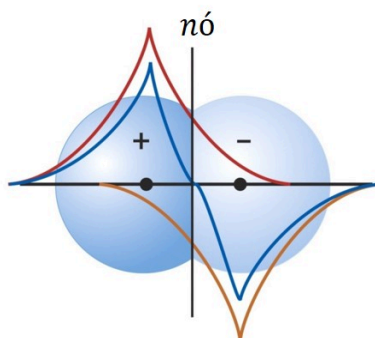


$$\psi_{\text{molecular}} = \psi_{A1s} + \psi_{B1s}$$

Observe que, nessa combinação, as funções de onda interagem de forma construtiva, o que resulta em uma maior amplitude no eixo interatômico, ou seja, uma região de alta densidade eletrônica.

Como a combinação dos orbitais permite que o elétron se mova livremente entre os dois átomos, sua energia cinética diminui em comparação com a de um elétron confinado a um único átomo. Além disso, ele passa a ser atraído simultaneamente por ambos os núcleos, o que reduz a energia total do sistema. Essa configuração mais estável favorece a formação da molécula, e o orbital molecular resultante é denominado orbital ligante devido ao seu papel na estabilização da ligação química.

Por outro lado, verifica-se que é possível as funções de onda interagirem de forma destrutiva, quando estão em fases opostas. Nesse caso, a superposição entre os orbitais atômicos gera um outro tipo de orbital molecular, formado pela subtração de suas funções de onda:



$$\psi_{\text{molecular}} = \psi_{A1s} - \psi_{B1s}$$

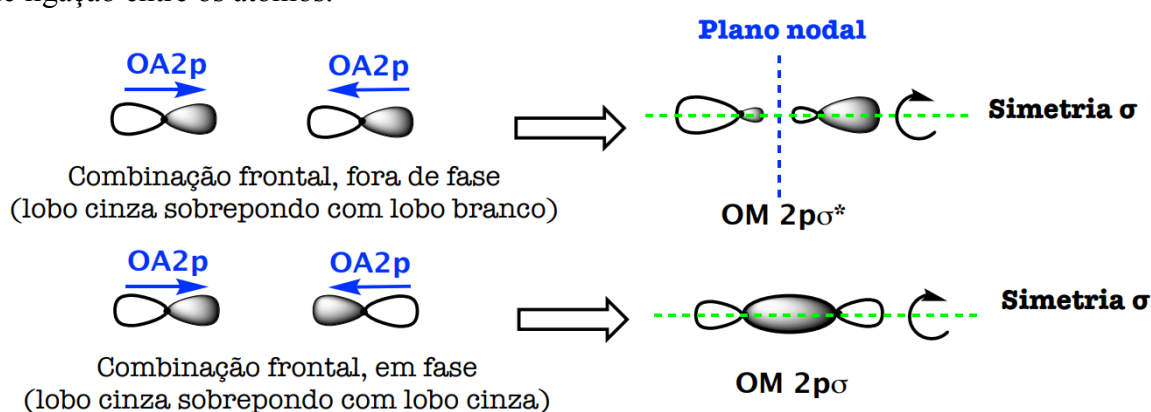
Nessa combinação, a amplitude no eixo interatômico se aproxima de zero, ou seja, a probabilidade de se encontrar um elétron entre os átomos é muito pequena, o que forma um nodo (nó), uma região com densidade eletrônica desprezível. Outrossim, os elétrons ocupantes desse orbital são fortemente excluídos da região internuclear, o que leva a um

aumento em sua energia cinética em comparação com os orbitais atômicos originais. Assim, essa configuração de maior energia desestabiliza a molécula, e, por isso, esse orbital é chamado de antiligante.

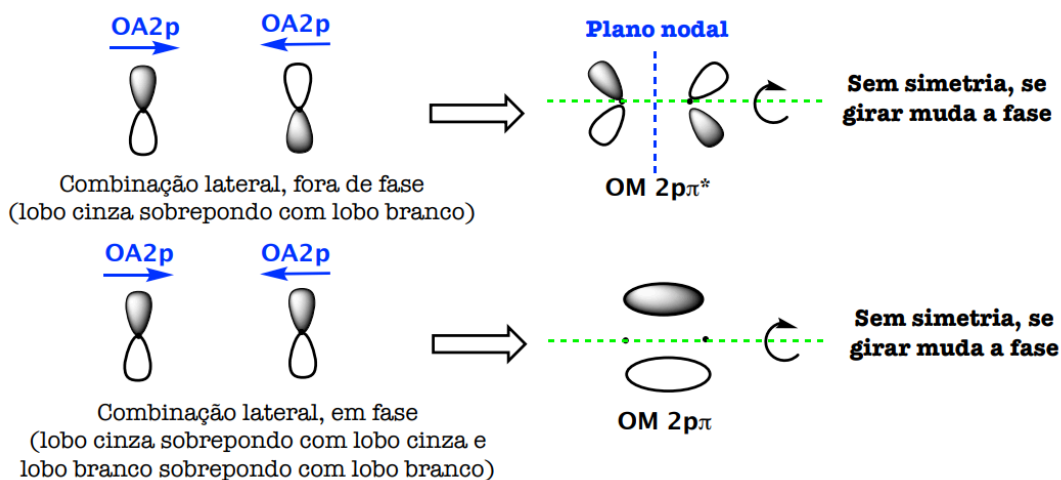
Assim, devido às interferências construtivas e destrutivas, verifica-se que N orbitais atômicos formam N orbitais moleculares ao combinar-se.

### Orbitais Sigma ( $\sigma$ ) e Pi ( $\pi$ )

Os orbitais moleculares formados na molécula de  $H_2$  podem ser girados em torno do eixo da ligação sem que haja alteração de fase, devido ao formato esférico dos orbitais 1s. O mesmo acontece na combinação de dois orbitais  $p_z$ , uma vez que estão no eixo da ligação. Esse tipo de orbital orbital é identificado pelo letra sigma ( $\sigma$ ), sendo responsável por esse tipo de ligação entre os átomos.



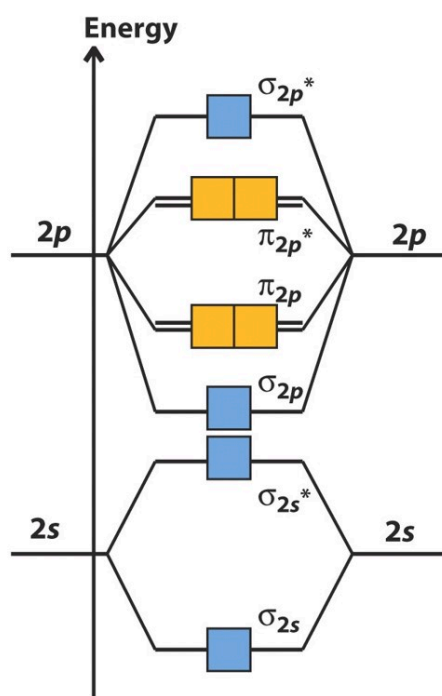
Por outro lado, observa-se que na combinação de orbitais  $p_x$  e  $p_y$ , o mesmo fenômeno não é observado. Nesses casos, devido ao alinhamento desses OA's, os orbitais moleculares formados não possuem simetria de fase em relação ao eixo da ligação, o que causa uma inversão de fases ao serem girados  $180^\circ$ . Assim, devido à ausência de simetria, esses orbitais são identificados pela letra pi ( $\pi$ ), sendo responsáveis por esse tipo de ligação entre átomos.



## Diagrama de Orbitais Moleculares

O diagrama de orbitais moleculares é uma representação visual da distribuição dos elétrons nos orbitais de uma molécula. Nele, de forma semelhante ao diagrama de orbitais atômicos, os OM's são representados como caixas, em ordem crescente de energia, assim como os OA's que combinaram-se para formá-lo. Cada orbital molecular é identificado da seguinte maneira:

- Simetria: Sigma ( $\sigma$ ) ou Pi ( $\pi$ )
- Classificação: Ligante ou Antiligante(\*)
- OA's de origem: 1s, 2s, 2p, etc.



A distribuição dos elétrons nesse diagrama segue os mesmos princípios utilizados previamente:

- Princípio da Construção: orbitais de menor energia são preenchidos primeiro;
- Princípio da Exclusão de Pauli: cada orbital pode conter até dois elétrons, com spins opostos;
- Regra de Hund: quando há orbitais de mesma energia, os elétrons primeiro preenchem os orbitais separadamente.

## Ordem de Ligação

A ordem de ligação permite o cálculo do número de ligações feitas entre os átomos de uma molécula. Ela é expressa matematicamente pela seguinte equação:

$$OL = \frac{\text{elétrons em MO's ligantes} - \text{elétrons em MO's antiligantes}}{2}$$

## HOMO E LUMO

O HOMO (Highest Occupied Molecular Orbital) é o orbital molecular de maior energia que contém elétrons. Sua energia é crucial para determinar a capacidade da molécula de doar elétrons, influenciando sua tendência à oxidação.

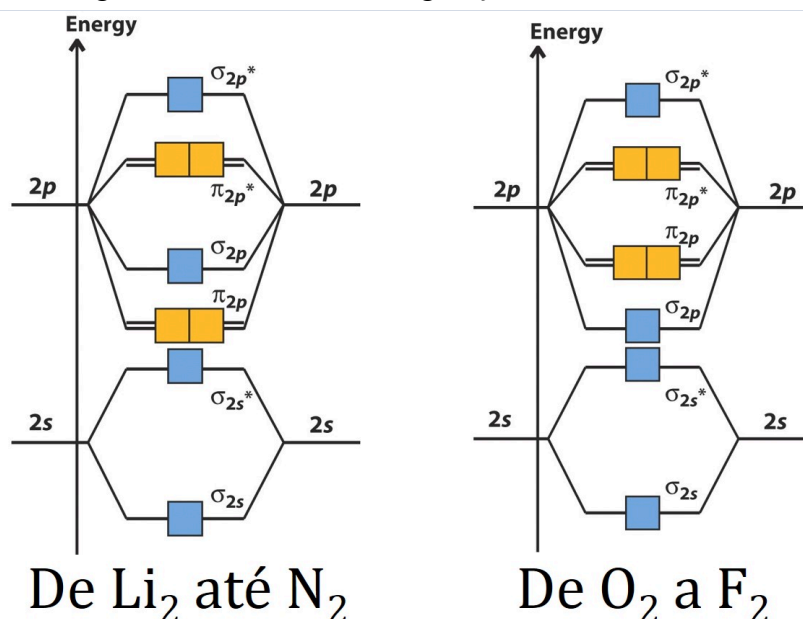
O LUMO (Lowest Unoccupied Molecular Orbital), localizado logo acima do HOMO, é o orbital molecular de menor energia que está desocupado. Ele atua como um receptor potencial de elétrons, seja do próprio HOMO ou de um outro doador externo. A energia do LUMO desempenha um papel fundamental na definição da capacidade da molécula de aceitar elétrons, determinando seu potencial de redução.

A diferença de energia entre o HOMO e o LUMO é geralmente a excitação eletrônica de menor energia possível em uma molécula e determina algumas de suas propriedades, como os comprimentos de onda que podem ser absorvidos.



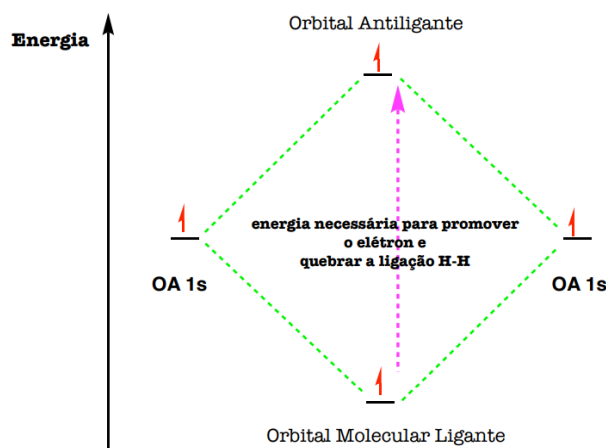
## Diagrama de Moléculas Diatômicas Homonucleares

Nas moléculas diatômicas homonucleares do segundo período da tabela periódica, pode ocorrer uma alteração nos níveis de energia de certos orbitais moleculares, modificando sua organização no diagrama. Nesse sentido, nas moléculas que vão de  $\text{Li}_2$  a  $\text{N}_2$ , ocorre uma maior interação entre os orbitais  $2s$  e  $2p$ , o que leva o orbital  $\sigma_{2p}$  a um nível de energia superior ao possuído pelo  $\pi_{2p}$ , alterando suas localizações no diagrama. Por outro lado, a partir de  $\text{O}_2$  e  $\text{F}_2$ , o diagrama retorna a sua configuração “convencional”.

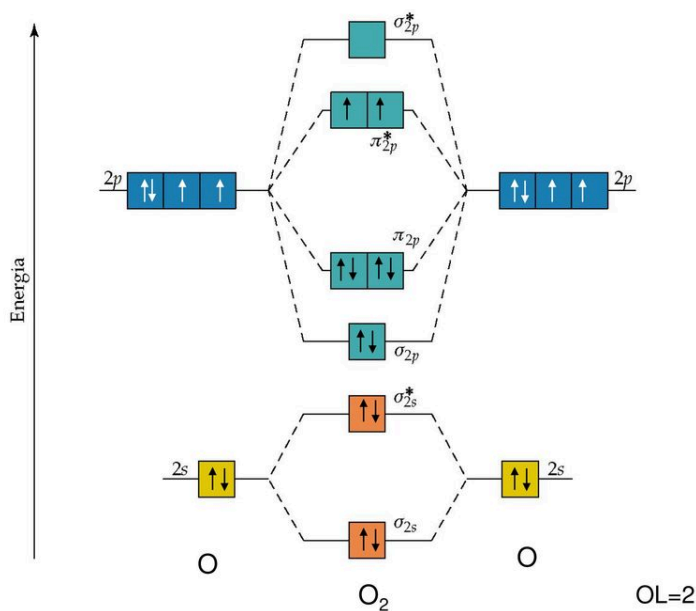


## Propriedades das Moléculas

A partir do diagrama de orbitais moleculares, é possível visualizar a distribuição eletrônica das moléculas e, então, prever algumas de suas propriedades. Iniciando com o  $H_2$ , percebe-se que seus elétrons ocupam apenas o orbital ligante  $\sigma_{1s}$ , deixando o orbital  $\sigma_{1s}^*$  vazio, o que deve conceder grande estabilidade à molécula. Isso é verificado na prática, sendo que, para quebrar um mol de  $H_2$ , são necessários 436 kJ de energia, que é utilizada para promover elétrons para o orbital antiligante, anulando, assim, o efeito dos elétrons ligantes.



Além disso, é possível explicar o caráter magnético da molécula de  $O_2$ , que tem a seguinte distribuição eletrônica:



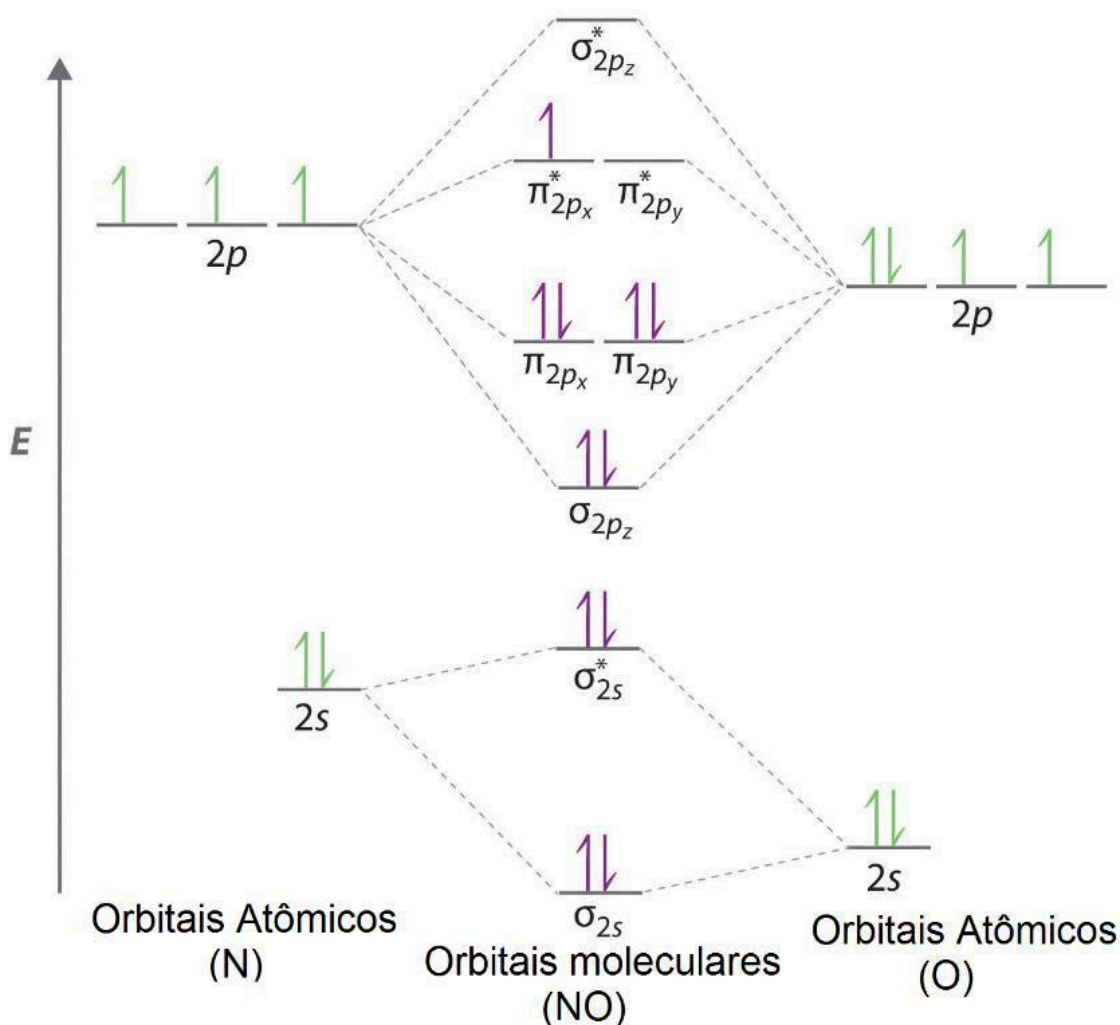
Observe que os elétrons dos orbitais  $\pi_{2p}^*$  estão desemparelhados, diferentemente do que era previsto na TLV. Em consequência, esses elétrons não têm seus spins anulados por outros, o que faz o oxigênio líquido ser atraído por ímãs

Assim, é possível prever o magnetismo de diversas moléculas por meio do diagrama de MO's, que podem ser classificadas da seguinte forma:

- Diamagnéticas: Todos elétrons emparelhados, não interagem com campo magnético;
- Paramagnéticas: Possuem elétrons desemparelhados, interagem com campo magnético.

## EXERCÍCIOS

**Questão 9.** (IFMS 2019 - Química) A Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM) é uma ferramenta útil na descrição de ligações químicas, na avaliação da estabilidade química e na previsão de propriedades físicas das moléculas como absorção de luz e magnetismo. Utilizando o conceito de ordem de ligação (OL) [ $OL = (E_{OL} - E_{OAL}) / 2$ ], em que  $E_{OL}$  é o número de elétrons em orbitais ligantes e  $E_{OAL}$  é o número de elétrons em orbitais antiligantes, é possível avaliar qualitativamente a estabilidade de uma determinada molécula. Abaixo segue o diagrama de orbitais moleculares para o óxido nítrico (NO), que no estado gasoso é uma molécula paramagnética.



Sendo assim, escolha a alternativa que representa quais características serão apresentadas no íon NO<sup>+</sup>.

- NO<sup>+</sup> terá menor estabilidade comparada ao NO e será paramagnético.
- NO<sup>+</sup> terá maior estabilidade comparada ao NO<sup>3+</sup> e será ferromagnético.
- NO<sup>+</sup> terá estabilidade inalterada e será paramagnético.
- NO<sup>+</sup> terá menor estabilidade comparada ao NO e será diamagnético.
- NO<sup>+</sup> terá maior estabilidade comparada ao NO e será diamagnético.

**Questão 10.** (IFRJ 2022 - Químico) A teoria dos orbitais moleculares constitui uma alternativa para se ter uma visão da ligação. Essa teoria surgiu como mais uma ferramenta para explicar a formação das ligações químicas, assim como a teoria da ligação de valência e hibridação.

Diagrama de orbitais moleculares da molécula de  $O_2$

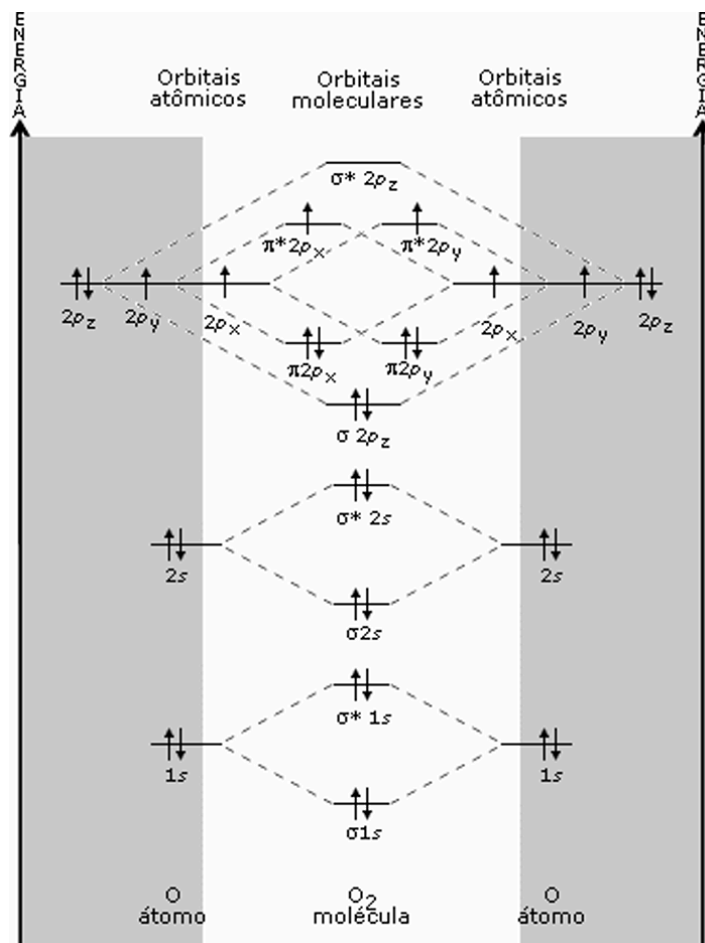


Imagem disponível em: <https://bit.ly/209VKLq>

Em relação ao diagrama de orbitais moleculares da molécula de  $O_2$ , pode-se afirmar que:

- experimentalmente, a molécula de  $O_2$  é identificada como diamagnética
- a partir da configuração dada, a ordem de ligação para o  $O_2$  é igual a 4
- pelo diagrama de orbitais moleculares do  $O_2$ , observa-se que os dois últimos orbitais preenchidos têm um elétron desemparelhado cada
- $(p1s)^2 (p^*1s)^2 (p2s)^2 (p^*2s)^2 (p2p_z)^2 (s2p_x)^2 (s2p_y)^2 (s^*2p_x)^1 (s^*2p_y)^1$  é a configuração eletrônica prevista pelo diagrama apresentado para o  $O_2$

**Questão 11.** (OBQ 2024 - Modalidade A) No campo da fotocatalise, o dióxido de titânio ( $TiO_2$ ) é amplamente utilizado devido à sua estabilidade, baixo custo e propriedades fotocatalíticas eficazes sob luz ultravioleta. Em estudos, pesquisadores exploraram a modificação da superfície do  $TiO_2$  com diferentes metais de transição para melhorar sua

atividade sob luz visível. Um desses estudos demonstrou que a dopagem com íons de ferro ( $\text{Fe}^{2+}$ ) pode estender a resposta do fotocatalisador à região do visível, aumentando sua eficiência na degradação de compostos orgânicos contaminantes em águas residuais industriais antes de serem lançados em rios, lagoas e mares. (Riaz, N., Mohamad Azmi, B.-K., & Mohd Shariff, A. (2014). Iron Doped  $\text{TiO}_2$  Photocatalysts for Environmental Applications: Fundamentals and Progress. *Advanced Materials Research*, 925, 689–693. <https://doi.org/10.4028/www.scientific.net/amr.925.689>)

Considerando este contexto, a questão a seguir investiga a química inorgânica dos materiais dopados e suas interações com a luz. Quando o  $\text{TiO}_2$  é dopado com íons de ferro, que alterações ocorrem nas bandas de energia do material que tornam possível a absorção de luz visível?

- a) Os íons de ferro introduzem novos níveis de energia dentro da banda proibida do  $\text{TiO}_2$ , permitindo transições eletrônicas que absorvem luz visível.
- b) A dopagem com íons de ferro aumenta o tamanho do gap de energia entre as bandas de valência e de condução, deslocando a absorção para a região do ultravioleta.
- c) Íons de ferro removem elétrons da banda de valência, resultando em uma diminuição do gap de energia e na absorção no infravermelho.
- d) A presença de ferro no  $\text{TiO}_2$  gera defeitos na rede cristalina que filtram a luz visível, não permitindo que ela ative o fotocatalisador.
- e) Os íons de ferro criam um campo magnético que distorce as bandas de energia do  $\text{TiO}_2$ , o que interfere na absorção de luz ultravioleta e visível.

**Questão 12.** (OEQ 2023 - Modalidade A) Com relação aos conceitos envolvidos no estudo de ligações químicas, polarização e geometria, assinale a alternativa que apresenta a sequência correta em que V corresponde às afirmativas verdadeiras e F, às falsas.

- I.  Não existe força de atração eletrostática entre moléculas apolares.
- II.  Comparando-se os ângulos de ligação, denominados ângulos de valência, nas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  e  $\text{CH}_4$ , constata-se que o menor ângulo encontra-se no  $\text{H}_2\text{O}$ , o que se explica pela existência de dois pares de elétrons isolados na molécula.
- III.  O que difere um metal típico de um isolante é que, no metal, a banda de valência está parcialmente ocupada, e os níveis seguintes têm energias muito próximas.
- IV.  Em  $\text{ClO}_2$  as ligações entre átomos diferentes são iônicas.
- V.  Já que a ligação C – Cl é polar, a molécula do  $\text{CCl}_4$  é também polar.
- VI.  O nióbio tem maior energia de ionização do que o zircônio.

Dentre as alternativas abaixo, qual delas indica a sequência correta, de I a VI?

- a) F, V, V, V, F, F
- b) V, F, F, V, V, F
- c) F, V, F, V, F, V
- d) V, F, F, F, V, V
- e) F, V, V, F, F, V

## B. Gases Ideais

### B.1. Leis da Termodinâmica

#### Primeira Lei da Termodinâmica

A Primeira Lei da Termodinâmica é a expressão do Princípio da Conservação da Energia aplicado a sistemas térmicos. Ela estabelece que a variação da energia interna de um sistema ( $\Delta U$ ) é igual ao calor fornecido ( $Q$ ) menos o trabalho realizado ( $W$ ):

$$\Delta U = Q - W$$

Onde:

- $\Delta U$  = variação da energia interna do sistema
- $Q$  = calor trocado com o ambiente (positivo quando recebido, negativo quando cedido)
- $W$  = trabalho realizado pelo sistema (positivo quando realizado pelo sistema, negativo quando recebido pelo sistema)

#### Segunda Lei da Termodinâmica

A Segunda Lei da Termodinâmica estabelece que processos naturais tendem a ocorrer no sentido do aumento da entropia ( $S$ ), que representa o grau de desordem de um sistema. De maneira simplificada, essa lei implica que processos espontâneos não são completamente reversíveis e que há sempre uma degradação da energia útil.

Em transferências de calor a temperatura constante, a variação de entropia é dada por:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

Onde:

- $\Delta S$  = variação da entropia
- $Q$  = calor trocado em um processo reversível
- $T$  = temperatura absoluta em kelvin

## B. Gases Ideais

### B.2. Transformações Gasosas

#### Gases Ideais

Para compreendermos o estudo dos gases, é essencial entender o conceito de gás ideal, pois ele constitui a base para as análises teóricas dessa área. Um gás ideal é uma idealização dos gases reais, utilizada para facilitar os cálculos e previsões. Esse modelo desconsidera fatores como as interações entre as partículas e o volume das moléculas, assumindo que as colisões entre as partículas e com as paredes do recipiente são perfeitamente elásticas.

#### Relação entre volume e pressão

O cientista Robert Boyle estabeleceu uma relação fundamental entre volume e pressão para um gás mantido a temperatura constante. A experiência pode ser visualizada ao tentar comprimir uma seringa com a saída bloqueada: conforme o volume diminui, a pressão interna aumenta.

Matematicamente, essa relação é expressa por:

$$p \times V = k \text{ (constante)}$$

Assim, para transformações isotérmicas de um mesmo gás:

$$p_1 T_1 = p_2 T_2$$

#### Relação entre pressão e temperatura

Jacques Charles identificou que, ao manter o volume constante, a pressão de um gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta:

$$\frac{p}{T} = k$$

Dessa forma, um aumento na temperatura leva a um aumento na energia cinética das moléculas, elevando a pressão. A equação utilizada para mudanças de estado é:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

## Relação entre volume e temperatura

Gay-Lussac demonstrou que, sob pressão constante, o volume de um gás é diretamente proporcional à temperatura:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (constante)}$$

A justificativa reside no fato de que, ao elevar a temperatura, as moléculas se movimentam mais rapidamente, necessitando de maior espaço para manter a pressão constante.

A equação correspondente a uma mudança de estado é:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

## Equação geral dos gases

Émile Clapeyron unificou as leis anteriores na equação dos gases ideais, chegando a seguinte equação (Equação de Clapeyron):

$$pV = nRT$$

Onde:

- p = pressão (atm, Pa)
- V = volume (L, m<sup>3</sup>)
- n = número de mols
- R = constante dos gases (0,0821 L·atm/mol·K)
- T = temperatura (K)

Para uma transformação gasosa entre dois estados:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

## EXERCÍCIOS

**Questão 13.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Sob pressão e temperatura constantes, o volume de um gás é diretamente proporcional à quantidade de substância do gás. Um mol de gás ideal a  $0^{\circ}\text{C}$  e 1 atm ocupa o volume de 22,41 L. Considerando que todos os gases abaixo se comportam como gás ideal, é CORRETO afirmar que:

- a) 1 mol de  $\text{CO}_2$  gasoso ocupa um volume maior que 28 g de nitrogênio gasoso.
- b) 16 g de oxigênio gasoso ocupam o mesmo volume de 16 g de argônio gasoso.
- c) 14 g de nitrogênio gasoso ocupam um volume menor que 1 mol de hidrogênio gasoso.
- d) 1 mol de argônio gasoso ocupa o mesmo volume de 1 g de hidrogênio gasoso.

**Questão 14.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Em consequência do movimento de que são dotadas, as moléculas dos gases podem sofrer difusão ou efusão. A difusão é o termo dado à passagem de uma substância através de outra. Efusão, por outro lado, é a passagem de um gás através de uma abertura de um buraco de agulha ou orifício. Sobre o processo de difusão e efusão, marque a afirmação correta.

- a) Sob uma dada temperatura e pressão, a velocidade de efusão de todos os gases é igual.
- b) Em condições semelhantes, o hidrogênio difunde 16 vezes mais rapidamente do que o oxigênio.
- c) A velocidade de difusão e efusão de um gás é proporcional à raiz quadrada de sua massa molar.
- d) A velocidade de difusão e efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.

**Questão 15.** (OEQ 2021 - Modalidade A) Um depósito contém cinco cilindros idênticos, na mesma temperatura, com os seguintes gases ideais: He, Ne,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_3$  e Kr. A Tabela abaixo mostra os dados que identificavam os cilindros, mas alguns foram apagados.

Cilindro	Composição química do gás	Temperatura ( $^{\circ}\text{C}$ )	Pressão (atm)	Volume (L)	Número de mols (n)	Massa de gás no cilindro (g)
1	$\text{O}_3$				1	
2			2		2	40
3	He	25	5			
4					4	112
5			2			

Qual das alternativas a seguir apresenta uma informação verdadeira sobre os cilindros?

- a) O cilindro 2 contém nitrogênio.
- b) O cilindro 5 contém 3 mols de gás criptônio.
- c) O cilindro 1 contém 60 g de gás ozônio.
- d) O cilindro 4 contém gás neônio.
- e) O cilindro 5 contém criptônio.

**Questão 16.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Considere os seguintes gases: nitrogênio, oxigênio, monóxido de nitrogênio, dióxido de nitrogênio e óxido nítrico. Supondo que esses gases se comportem como ideais e estejam nas mesmas condições, marque a alternativa que apresenta os gases em ordem crescente de densidade.

- a)  $N_2 < NO < O_2 < N_2O < NO_2$
- b)  $NO_2 < NO < O_2 < N_2O < N_2$
- c)  $N_2 < O_2 < N_2O < NO_2 < NO$
- d)  $N_2 < NO < N_2O < NO_2 < O_2$
- e)  $N_2O < N_2 < NO < O_2 < NO_2$

**Questão 17.** (OMQ 2020 - Modalidade B) As Leis Empíricas dos gases ideais foram fundamentais para o desenvolvimento da Termodinâmica. Sobre os gases ideais, considere as afirmações:

- I. à temperatura constante, o volume de uma certa massa constante de um gás é inversamente proporcional à pressão a qual está submetida.
- II. à pressão constante o volume de uma certa massa de um gás é proporcional à temperatura absoluta a qual está submetida.
- III. à volume constante, a pressão de uma certa massa constante de um gás é proporcional à temperatura absoluta a qual está submetida.

As afirmações CORRETAS são:

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

**Questão 18.** (OMQ 2023 - Modalidade B) A equação de estado de um gás ideal foi elaborada pela combinação de várias leis empíricas. As primeiras medidas foram realizadas pelo químico britânico Robert Boyle em 1662 que estudou o efeito da pressão de um gás sobre o volume de uma quantidade fixa de gás a temperatura constante. Abaixo é apresentada uma figura que ilustra o experimento realizado por Boyle.

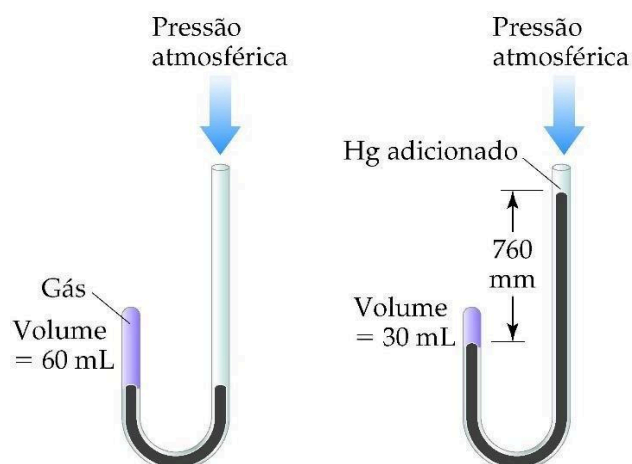


Figura: Esquema do experimento de Boyle. (Referência: BROWN, T. L.; Química: A Ciência Central. 9. Ed. São Paulo: Pearson, 2005. 972 p.)

- Faça uma representação gráfica que mostra a relação entre a pressão e o volume observada por Boyle em três temperaturas diferentes.
- Em qual condição experimental é possível aplicar a Lei de Boyle para os gases reais?
- Qual é a explicação molecular da Lei de Boyle?

## B. Gases Ideais

### B.3. Misturas Gasosas

#### Misturas Gasosas

Misturas gasosas são sistemas formados por dois ou mais gases que coexistem em um mesmo recipiente, sem reação química entre si. Como os gases são altamente expansíveis e não possuem forma ou volume fixo, sua combinação obedece a leis específicas que envolvem pressão, volume, temperatura e número de mols.

#### Volume Molar

O volume molar é o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás ideal nas CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão), que são: temperatura de 0 °C (273 K) e pressão de 1 atm. Nestas condições, o volume molar é aproximadamente:

$$V_m = 22,4 \text{ L/mol}$$

Esse valor é válido para qualquer gás ideal e serve como base para o cálculo de volumes em reações químicas gasosas.

#### Fração Molar

A fração molar representa a proporção do número de mols de um componente em relação ao número total de mols da mistura gasosa. Sejam  $n_i$  o número de mols de um gás específico e  $n_{total}$  o número total de mols da mistura:

$$x_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

Uma vez que correspondem a porcentagem de mols de um gás em uma mistura, a soma das frações molares de todos os gases presentes em uma mistura gasosa sempre resulta em 1:

$$x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1$$

#### Pressões Parciais

Em uma mistura gasosa, a pressão total exercida é igual à soma das pressões parciais de cada gás, assumindo que todos se comportam como gases ideais. A pressão parcial de um gás  $i$  pode ser calculada por:

$$P_i = P_{total} \times x_i$$

Cada gás contribui com uma parte da pressão total, proporcional à sua fração molar:

$$P_{total} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Essa equação foi obtida pelo químico britânico John Dalton. A fórmula geral da Lei de Dalton também pode ser expressa considerando as variáveis de estado de cada gás como:

$$P_{total} V_{total} = P_1 V_1 + P_2 V_2 + \dots + P_n V_n$$

### Densidade de Misturas Gasosas

A densidade de uma mistura gasosa pode ser calculada utilizando a equação dos gases ideais combinada com a definição de densidade ( $\rho = \frac{m}{V}$ ). Se a massa molar média da mistura for  $M_m$ , tem-se que:

$$\rho = \frac{PM_m}{RT}$$

Para se encontrar  $M_m$ , calcula-se a média ponderada das massas molares de cada gás:

$$M_m = x_1 M_1 + x_2 M_2 + \dots + x_n M_n$$

### Velocidade de difusão dos Gases (Lei de Graham)

A Lei de Graham descreve a relação entre a velocidade de difusão (movimento espontâneo de moléculas de gás que se espalham por um espaço, sem que haja gasto de energia) de dois gases e suas respectivas massas molares. Ela mostra que gases mais leves se difundem ou escapam mais rapidamente do que gases mais pesados:

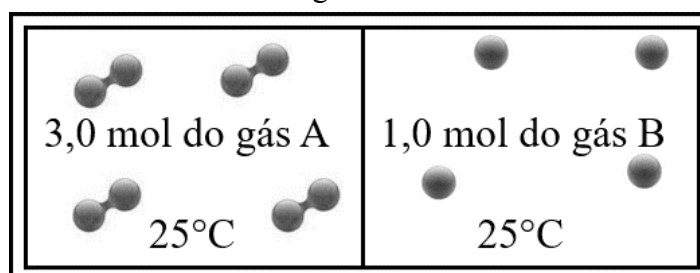
$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

## EXERCÍCIOS

**Questão 19.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Muitos dos gases que encontramos são na verdade misturas de gases. Por exemplo, a atmosfera é uma mistura de nitrogênio, oxigênio, argônio, gás carbônico e outros. Uma certa quantidade de H<sub>2</sub> exerce uma pressão de 30 kPa quando presente sozinho num vaso e numa determinada temperatura. Uma outra quantidade de N<sub>2</sub> exerce uma pressão de 90 kPa quando presente, sozinho, no mesmo vaso e na mesma temperatura. Considerando a situação na qual estes gases foram misturados, no mesmo vaso, e que a mistura e os componentes são perfeitos, assinale a afirmativa CORRETA.

- a) Na mistura, a fração molar de H<sub>2</sub> é três vezes maior que a fração molar de N<sub>2</sub>.
- b) A pressão da mistura formada pelo H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub> será igual 120 kPa.
- c) Quando misturados, a pressão exercida pelo N<sub>2</sub> será igual à pressão exercida pelo H<sub>2</sub>.
- d) A pressão da mistura será dada pela média das pressões dos gases, ou seja, será 60 kPa.

**Questão 20.** (OMQ 2023 - Modalidade B) O recipiente abaixo, de volume total de 2,0 L, está dividido em dois compartimentos iguais e contém as quantidades de substância de 2 gases perfeitos nas temperaturas informadas na figura.



Marque a alternativa que apresenta os valores corretos de pressão parcial de cada gás na mistura formada após a remoção da separação entre os 2 gases. Dados:  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ;  $T (\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$

- a)  $p_A = 36,6 \text{ atm}$  e  $p_B = 12,2 \text{ atm}$
- b)  $p_A = 48,8 \text{ atm}$  e  $p_B = 16,3 \text{ atm}$
- c)  $p_A = 73,3 \text{ atm}$  e  $p_B = 24,4 \text{ atm}$
- d)  $p_A = 12,2 \text{ atm}$  e  $p_B = 4,1 \text{ atm}$

**Questão 21.** (OEQ 2023 - Modalidade A) Um balão hermeticamente fechado, com capacidade de 20,0 litros, contém os seguintes gases: 450 g de O<sub>2</sub>,  $4 \times 10^{-5} \text{ mol}$  de N<sub>2</sub> e  $4,20 \times 10^{26}$  moléculas de NO, a 127 °C. A partir destas informações, assinale a alternativa que apresenta o valor aproximado da pressão total dentro do balão.

- a) 975 atm
- b) 1167 atm
- c) 2500 atm
- d) 3703 atm

e) 4025 atm

**Questão 22.** (OEQ 2023 - Modalidade A) Uma mistura de óxido nítrico e monóxido de carbono, ambos com comportamento ideal, apresenta massa específica igual a  $1,50 \text{ kg m}^{-3}$ , quando se encontra sob pressão de 0,90 atm a temperatura de  $127,0 \text{ }^\circ\text{C}$ . Assinale a alternativa que apresenta o valor aproximado da massa molar média dessa mistura gasosa.

- a)  $23 \text{ g mol}^{-1}$
- b)  $32 \text{ g mol}^{-1}$
- c)  $55 \text{ g mol}^{-1}$
- d)  $72 \text{ g mol}^{-1}$
- e)  $89 \text{ g mol}^{-1}$

**Questão 23.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Um gás consiste em moléculas movimentando-se rapidamente e de modo aleatório. A pressão que um gás exerce nas paredes do recipiente em que está confinado resulta das colisões de suas moléculas com a superfície do recipiente. Em um recipiente de 10 L, à 300 K, foram adicionados 4,4 g de  $\text{CO}_2$ , 5,6 g de  $\text{N}_2$  e 6,0 mol de CO. Considerando que os gases desta mistura se comportam como gases ideais e não interagem entre si, é correto afirmar que:

- a) a pressão total será menor que 10 atm.
- b) a pressão parcial do  $\text{N}_2$  é praticamente a mesma do CO.
- c) a pressão parcial do  $\text{N}_2$  é menor que a do  $\text{CO}_2$ .
- d) a pressão parcial do  $\text{N}_2$  é duas vezes maior que a do  $\text{CO}_2$ .

**Questão 24.** (OMQ 2021 - Modalidade B) Considerando que os gases se comportam como gases ideais, analise as afirmações a seguir.

- I. Sob mesmas condições de pressão e temperatura, os gases hélio e neônio apresentam a mesma densidade.
- II. Sob mesmas condições de pressão e temperatura, o gás  $\text{F}_2$  apresenta densidade mais próxima ao Ar que ao Ne.
- III. Mantendo-se a pressão constante, a densidade de um gás aumenta ao se diminuir a temperatura.
- IV. Em uma mistura equimolar dos gases  $\text{O}_2$  e  $\text{CO}_2$ , o gás  $\text{O}_2$  apresenta menor pressão parcial que  $\text{CO}_2$ .
- V. Sob mesmas condições de pressão e temperatura, um mol de  $\text{CO}_2$  ocupa o triplo do espaço de um mol de He.
- VI. Em uma mistura equimolar dos gases  $\text{O}_2$  e  $\text{F}_2$ , o gás  $\text{O}_2$  apresenta a mesma pressão parcial que  $\text{F}_2$ .

Assinale a alternativa com as afirmações CORRETAS:

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

## C. Dispersões e Propriedades Coligativas

### C.1. Dispersões

**Dispersões** são, de forma geral, misturas. Por exemplo, quando misturamos sal com água ou areia com água, estamos formando duas dispersões diferentes. A substância que está distribuída na mistura — seja de forma uniforme (como o sal na água) ou visivelmente separada (como a areia na água) — é chamada de **disperso**. Já a substância que serve de meio para essa distribuição (como a água nos dois casos) é chamada de **dispersante**.

A principal diferença entre essas dispersões está no **tamanho das partículas** do disperso. No caso da areia, conseguimos ver os grãos a olho nu, enquanto o sal se dissolve completamente, tornando-se invisível.

Com base no tamanho das partículas dispersas, as dispersões são classificadas em **três tipos principais**:

#### Soluções

São **misturas homogêneas**: as partículas do disperso são tão pequenas que não podem ser vistas nem mesmo com o auxílio de microscópios potentes.

**Exemplos**: sal ou açúcar dissolvido em água.

- O disperso é chamado de **soluto**.
- O dispersante é chamado de **solvente**.
- As soluções **não podem ser separadas por filtração**.
- O sistema é completamente transparente e as partículas não refletem luz.

#### Dispersões Coloidais (Coloides)

São misturas que, a olho nu, **parecem homogêneas**, mas na verdade são **heterogêneas** — essa diferença só pode ser percebida com a ajuda de microscópios.

Exemplos: maionese, gelatina, leite, tinta.

- As partículas dos coloides **não se sedimentam com a gravidade**, mas podem se depositar com o uso de **ultracentrífugas**.
- **Não podem ser separados por filtração comum**, apenas por **membranas semipermeáveis**.
- Suas partículas **dispersam a luz**, o que explica o chamado **efeito Tyndall** (como vemos, por exemplo, nos faróis iluminando neblina).

**Tipos de dispersões coloidais incluem:** sol, sol sólido, gel, emulsão, espuma e aerossol.

<b>Tipo do Coloide</b>	<b>Dispersante</b>	<b>Disperso</b>	<b>Exemplo</b>
Aerossol líquido	Gasoso	Líquido	Névoa, desodorante spray, vapor marinho
Aerossol sólido	Gasoso	Sólido	Fumaça, poeira no ar, fuligem
Espuma	Líquido	Gasoso	Chantilly, espuma de sabão
Espuma sólida	Sólido	Gasoso	Isopor, pedra-pomes
Emulsão líquida	Líquido	Líquido	Maionese, leite integral, creme corporal
Gel	Sólido	Líquido	Gelatina, gel capilar
Sol líquido	Líquido	Sólido	Tinta, nanossoluções, tinta guache
Sol sólido	Sólido	Sólido	Rubi, pérola, vidro colorido

### **Suspensões**

São **misturas heterogêneas visíveis**, ou seja, conseguimos enxergar suas partículas a olho nu.

**Exemplos:** areia na água, argila em água, leite de magnésia, calamina.

- As partículas são **grandes o suficiente para se depositarem com o tempo**, formando sedimentos.
- Podem ser **separadas por filtração comum**.

## EXERCÍCIOS

**Questão 25.** (OMQ 2024 - Modalidade B) O ouro é um metal nobre, usualmente encontrado na sua forma metálica na natureza, que possui brilho e cor amarela. No entanto, quando reduzido a partículas de tamanhos nanométricos (geralmente menores que 100 nanômetros), o ouro confere ao meio coloração avermelhada. Estudando um sistema composto por uma mistura de água e nanopartículas de ouro, um estudante observou que a mistura de cor vermelha mantinha-se estável ao longo do tempo, ou seja, as partículas não sofreram decantação. Dessa maneira, o estudante fez as seguintes anotações no seu caderno:

I – Apesar de não ser possível observar as nanopartículas de ouro a olho nu, essa dispersão deve ser considerada uma mistura heterogênea.

II – A dispersão pode ser classificada como um coloide do tipo Sol, pois o disperso é sólido e o dispersante é líquido.

III – Não será possível separar as nanopartículas da solução utilizando um papel de filtro comum.

IV – Essa mistura deve apresentar efeito Tyndall, diferentemente da água pura ou da solução de um sal de ouro em água.

Assinale a alternativa que contém o número **CORRETO** de afirmações **VERDADEIRAS** feitas pelo estudante:

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

**Questão 26.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Os coloides são misturas que apresentam partículas com tamanho intermediário entre as soluções e as suspensões, sendo formadas por partículas com diâmetro aproximado de 5 a 1000 nm, que permanecem dispersas em seu meio dispersante. **Assinale** a alternativa que contém **apenas** exemplos de coloides:

- a) salmoura, leite, manteiga e fumaça.
- b) maionese, lama, isopor e leite de magnésia.
- c) leite, maionese, isopor e fumaça.
- d) soro fisiológico, manteiga, lama e leite de magnésia.

**Questão 27.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Coloides são misturas compostas por uma fase dispersante e outra dispersa. Vários desses sistemas estão presentes em nosso cotidiano. Considere as informações apresentadas no quadro abaixo.

<b>Fase dispersante</b>	<b>Fase dispersa</b>	<b>Exemplo</b>
Sólida	Sólida	Cerâmica
Líquida	Líquida	Maionese
Líquida	Gasosa	?
Gasosa	Líquida	Névoa

Qual exemplo completa de forma **correta** o quadro acima?

- a) Espuma
- b) Manteiga
- c) Esponja
- d) Tinta

**Questão 28.** (OMQ 2021 - Modalidade B) A Aveia Coloidal (do inglês *Colloidal Oatmeal*) é classificada pelo FDA, órgão responsável pela saúde pública nos Estados Unidos, como um protetor para a pele, sendo prescrita para peles ressecadas e sensíveis. Sua preparação consiste na moagem ultrafina da semente da aveia, formando um pó. Um dos métodos utilizados para o tratamento da pele consiste em adicionar esse pó a uma banheira contendo água morna, onde a pessoa imerge por alguns minutos (conhecido como "banho de aveia").

Com base no texto acima e utilizando seus conhecimentos sobre coloides, analise as afirmações abaixo e assinale a alternativa **CORRETA**:

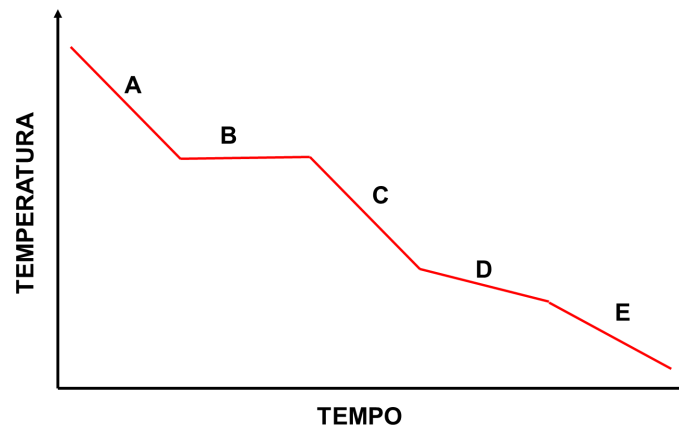
I – A moagem da semente de aveia deve ser ultrafina, pois as partículas de um coloide devem ser pequenas o suficiente para não se separarem da água com o tempo.

II – A mistura de água e aveia preparada para o “banho de aveia” é um sistema heterogêneo, em que é possível identificar a olho nu duas fases diferentes.

III – A aveia do “banho de aveia” poderia ser separada da água por algumas técnicas, como, por exemplo, filtração simples.

- a) Apenas a afirmação I é verdadeira.
- b) As afirmações I e II são verdadeiras.
- c) As afirmações II e III são verdadeiras.
- d) Todas as afirmações são falsas.

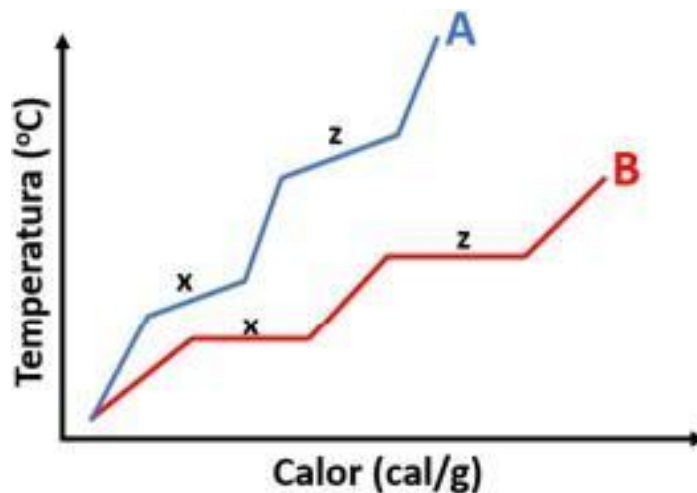
**Questão 29.** (OEQ 2021 - Modalidade A) O gráfico abaixo apresenta a variação da temperatura de uma amostra em função do tempo.



Com base no gráfico, podemos concluir que:

- a) Indica o aquecimento da amostra.
- b) No intervalo B a amostra sofre fusão.
- c) A amostra é uma mistura azeotrópica.
- d) A amostra é uma mistura eutética.
- e) No intervalo C líquido e sólido coexistem.

**Questão 30.** (OBQ 2020 - Modalidade A) As curvas 'A' e 'B' representam a variação de temperatura de duas amostras, inicialmente sólidas, durante um processo de aquecimento.



Sobre as curvas apresentadas é **correto** afirmar que:

- a) a amostra 'A' consiste de uma mistura e 'B' de uma substância. O calor necessário para vaporizar toda a amostra 'A' é menor que para a vaporização de 'B'.
- b) a amostra 'A' consiste de uma substância e 'B' de uma mistura. O calor necessário para vaporizar toda a amostra 'A' é menor que para a vaporização de 'B'.
- c) a amostra 'A' consiste de uma mistura e 'B' de uma substância. O calor necessário para vaporizar toda a amostra 'A' é maior que para a vaporização de 'B'.
- d) a amostra 'A' consiste de uma mistura azeotrópica e 'B' de uma substância. O calor necessário para vaporizar toda a amostra 'A' é menor que para a vaporização de 'B'.
- e) a amostra 'A' consiste de uma mistura eutética e 'B' de uma substância. O calor necessário para vaporizar toda a amostra 'A' é maior que para a vaporização de 'B'.

## C. Dispersões e Propriedades Coligativas

### C.2. Solubilidade

#### Introdução

Para analisarmos a solubilidade de uma substância na outra, é importante reconhecer como a presença de determinado soluto pode alterar as propriedades físicas do solvente a ser estudado. Neste módulo, exploraremos como esse fenômeno acontece.

#### Limites da Solubilidade

A princípio, imaginemos o que acontece, durante a formação de uma solução de água com um cristal de glicose, em nível molecular. Nesse sentido, átomos de água começam a formar ligações de hidrogênio com as moléculas de glicose, assim, são atraídas para a solução pelas moléculas de água, enquanto são, simultaneamente, atraídas para o cristal, pelas moléculas de glicose que o compõem.

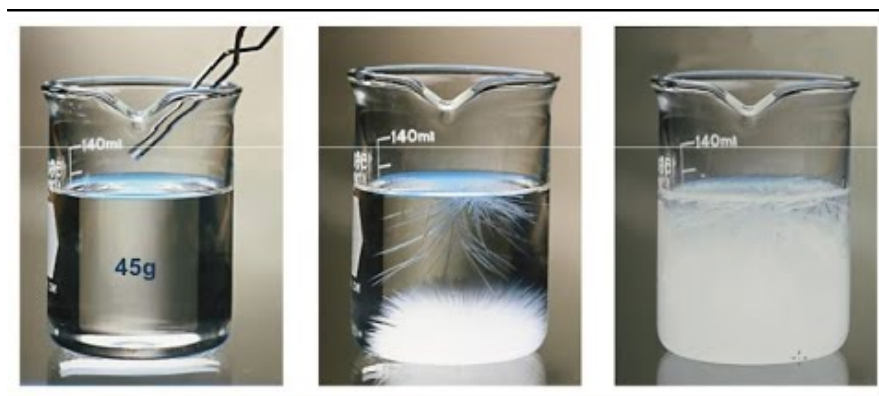


Figura C1 - Quando adicionamos uma menor quantidade de glicose, toda a glicose é dissolvida (foto acima). A partir do momento que a quantidade aumenta, parte do soluto não se dissolve, deixando a solução saturada.

#### Classificações das Soluções

A partir de sua solubilidade, as soluções podem ser classificadas, inicialmente, como **insaturadas, saturadas e saturadas com corpo de fundo.**

**Insaturadas** □ correspondem às soluções que não atingiram seu limite de solubilidade

**Saturadas** □ correspondem às soluções que atingiram seu limite de solubilidade, na qual o soluto dissolvido e o não dissolvido estão em equilíbrio dinâmico. Ou seja, a velocidade com a qual o soluto dissolve é exatamente igual à velocidade com que ele volta ao estado sólido.

**Saturadas com corpo de fundo** □ correspondem às soluções que ultrapassaram seu limite de solubilidade, gerando excesso de soluto não dissolvido, que, em razão da diferença de densidade, estabelece-se no fundo do recipiente.

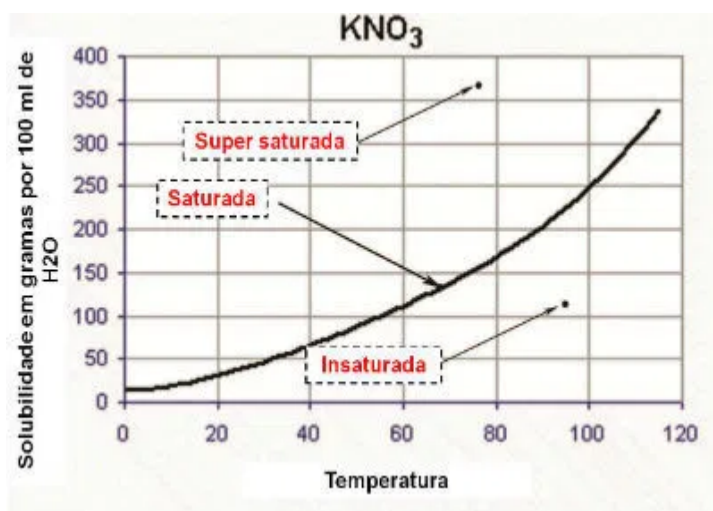
### Constante de Solubilidade Molar (Kps)

A constante de solubilidade molar é o que nos permite analisar quando o soluto atinge/ultrapasse o seu limite de solubilidade dentro de certo solvente, em certa temperatura. Tal constante, definida como Kps, é o produto entre a quantidade dos produtos adquiridos elevado ao número de átomos presentes, ou seja, para uma reação qualquer  $A_xB_y \rightleftharpoons xA^+ + yB^-$ ,

$$Kps = [A^+]^x \cdot [B^-]^y$$

### Curva de Solubilidade

Curvas de solubilidade são gráficos que mostram como a solubilidade de uma substância varia com a temperatura, sendo importantes para estudar soluções de sólidos em líquidos.



Utilizando as curvas de solubilidade, é possível determinar se, a certa temperatura, um soluto se dissolverá completamente ou parcialmente em determinado solvente.

Além disso, podemos enxergar qual será o comportamento da solução, classificando-a como **insaturada, saturada ou saturada com corpo de fundo**

### Pressão e solubilidade dos gases: Lei de Henry

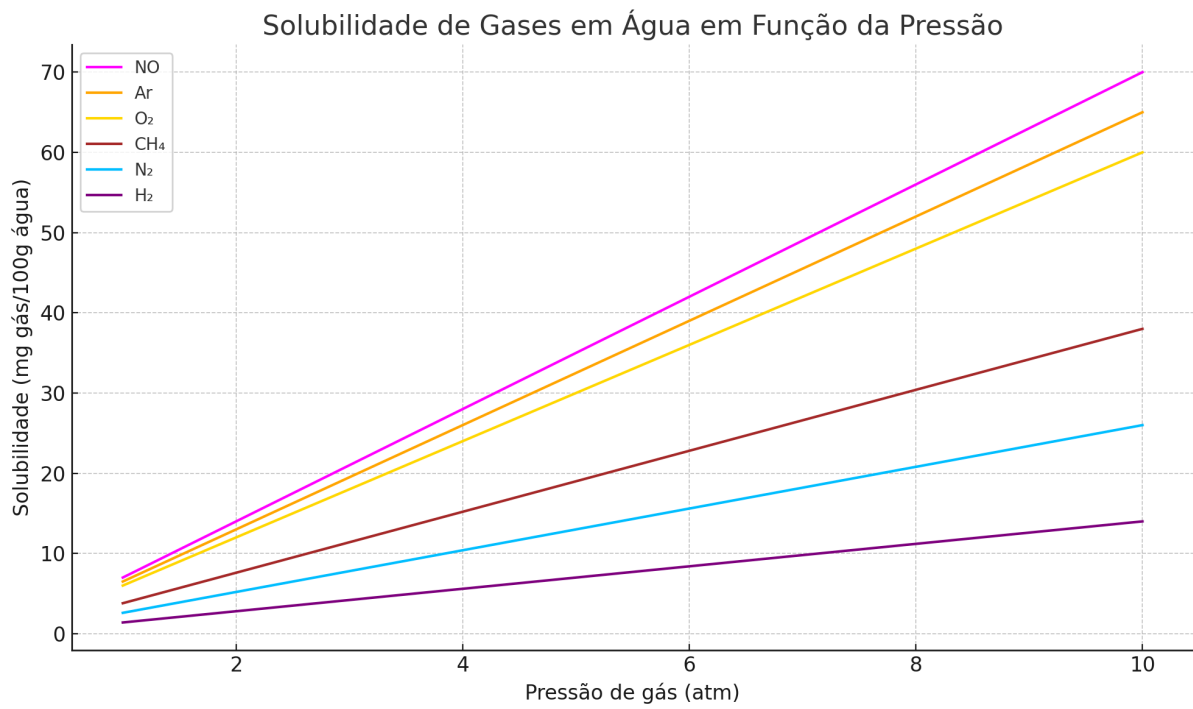
Vimos que a pressão de um gás é o resultado de choques de suas moléculas, assim, como o número de impactos aumenta com a pressão do gás, a solubilidade – que representa a concentração molar de soluto dissolvida – aumenta com o aumento da pressão. Visto que quanto mais moléculas existem no gás, maior será a probabilidade de ocorrer choques entre seus átomos.

Dessa forma, a solubilidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão parcial, de forma que a razão entre a Solubilidade e a Pressão é igual a uma constante, chamada de **constante de Henry**, a qual depende do gás, do solvente, e da temperatura. Além disso, a partir do gráfico abaixo, percebe-se que existe uma relação linear entre pressão e

solubilidade, ou seja, representa uma **função afim** ( $y = ax+b$ ), onde **K** = **a** (coeficiente angular).

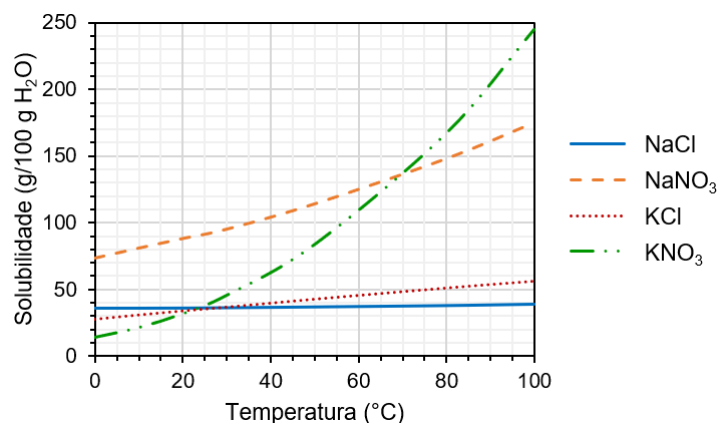
Matematicamente, essa expressão pode ser definida como:

$$s = K_H \cdot p$$



## EXERCÍCIOS

**Questão 31.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Considere o gráfico a seguir, que apresenta a solubilidade de alguns sais, em água, em função da temperatura.



Considerando as informações apresentadas no gráfico, assinale a alternativa **INCORRETA**.

- O nitrato de sódio é a substância mais solúvel a 50 °C, porém o nitrato de potássio é o mais solúvel a 90 °C.
- Se 50 g de cloreto de sódio são dissolvidos completamente em 100 g de água a 30 °C, a solução resultante será uma solução saturada.
- Se uma solução saturada de nitrato de sódio em 100 g de água a 80 °C for resfriada para 20 °C, cerca de 60 g de precipitado serão formados.
- Se 120 g de cloreto de potássio forem misturados com 100 g de água, à temperatura de 70 °C, aproximadamente 50 g do sal irão dissolver, enquanto 70 g irão permanecer como precipitado.

**Questão 32.** (OEQ 2023 - Modalidade A) O Salar de Uyuni, na Bolívia, é o maior e mais alto deserto de sal do mundo. O Salar possui uma crosta de sal de aproximadamente 10 metros de espessura e em seus interstícios se encontra uma salmoura. O elemento de maior interesse econômico do Salar de Uyuni é o lítio, que é extraído por um processo que forma carbonato de lítio. Também desse Salar são obtidos outros produtos como os cloretos de sódio, de magnésio e de lítio. No início de novembro, quando começa o verão, o Salar de Uyuni se torna o lar de três espécies de flamingos cor-de-rosa sul-americanos. Os flamingos aparecem no verão, quando inicia o período de chuvas e o descongelamento das geleiras nos Andes, o que deixa o deserto de sal coberto de água, tornando-o um imenso lago com profundidade média de 30 cm. (Adaptado de: LIMA, F. S. C.; ARENAS, L. T.; PASSOS, C. G. *Química*

*Nova*, v. 41, n. 4, p. 468-475, 2018. E de: [https://pt.wikipedia.org/wiki/Salar\\_de\\_Uyuni](https://pt.wikipedia.org/wiki/Salar_de_Uyuni). Acesso em: 15 de junho de 2023.)

Considere que a solubilidade do cloreto de lítio, um dos compostos presentes no Salar de Uyuni, em água a 20 °C é 56,9 g por 100 cm<sup>3</sup>. Qual o número aproximado de mols de LiCl presentes no volume de água correspondente a 1 m<sup>2</sup> da superfície deste lago no verão, quando a temperatura ambiente é da ordem de 20 °C, supondo que esta solução esteja saturada em cloreto de lítio?

- a) 0,4027 mol
- b) 1,343 mols
- c) 4027 mols
- d) 13423 mols
- e) 40270 mols

**Questão 33.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Assinale a alternativa **correta** sobre o efeito comumente observado da temperatura na solubilidade de sólidos e gases em água.

- a) A solubilidade da maioria dos sólidos diminui com o aumento da temperatura.
- b) Em pressão constante, a solubilidade dos gases diminui com o aumento da temperatura.
- c) Em pressão constante, a solubilidade da maioria dos gases aumenta com o aumento da temperatura.
- d) A solubilidade dos sólidos orgânicos aumenta com o aumento da temperatura, enquanto a dos sólidos iônicos diminui.

**Questão 34.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Considere o valor da constante do produto de solubilidade para três carbonatos: ZnCO<sub>3</sub> ( $K_{ps} = 1,5 \times 10^{-10}$ ), CoCO<sub>3</sub> ( $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-10}$ ) e MnCO<sub>3</sub> ( $K_{ps} = 2,2 \times 10^{-11}$ ). Em relação a essas espécies, três afirmações são feitas:

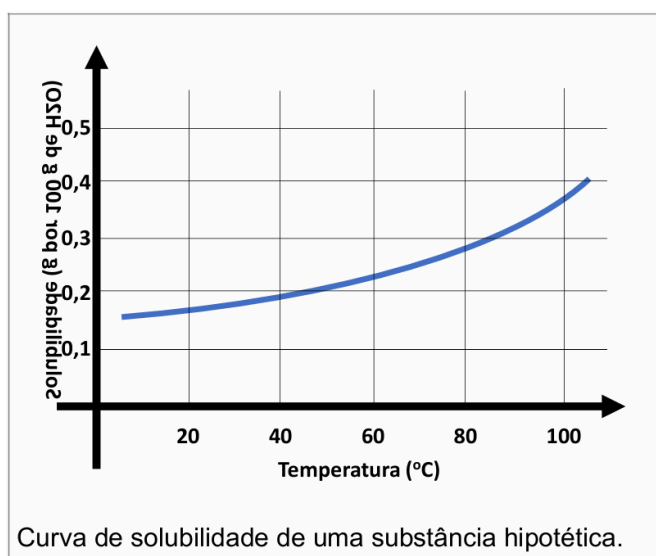
- I. em uma solução saturada de cada sal, ZnCO<sub>3</sub> é a espécie que possui maior solubilidade, considerando a concentração em quantidade de substância (mol L<sup>-1</sup>).
- II. em soluções não saturadas equimolares dos sais, a concentração mássica do ânion (g L<sup>-1</sup>) é a mesma para os três sais.
- III. em soluções preparadas usando-se  $1,0 \times 10^{-2}$  g de sal para 1,0 L de solução, a concentração mássica (g L<sup>-1</sup>) será a mesma para os três sais.

Em relação a essas afirmações é **correto** o que se afirma em:

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

**Questão 35.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Considerando-se o diagrama de solubilidade apresentado na figura abaixo é **correto** afirmar que ao adicionar 2,5 g da substância em questão em 1,00 L de água será observado:

Obs.: Apenas para efeito de resolução da questão considere a densidade da água igual a 1,00 g mL<sup>-1</sup>, independentemente da temperatura e quantidade adicionada de soluto.



- a) uma solução saturada com corpo de fundo à 25 °C ou uma solução de concentração mássica 2,5 g L<sup>-1</sup> à 90 °C.
- b) uma solução de concentração mássica 2,5 g L<sup>-1</sup> à 25 °C ou uma solução saturada e sem corpo de fundo à 90 °C.
- c) uma solução saturada sem corpo de fundo à 25 °C ou uma solução saturada sem corpo de fundo à 90 °C.
- d) uma solução de concentração mássica 2,5 g L<sup>-1</sup> à 25 °C ou uma solução saturada com corpo de fundo à 90 °C.
- e) uma solução saturada com corpo de fundo à 25 °C ou uma solução saturada e sem corpo de fundo à 90 °C.

## C. Dispersões e Propriedades Coligativas

### C.3. Molaridade, Molalidade e Fração Molar

#### Molaridade (M, C ou [ ])

A Molaridade é definida como a razão entre o número de mols na solução e o volume (em litros) da solução, ou seja:

$$C = \frac{n_1}{V}$$

onde M □ Concentração molar (molaridade)

$n_1$  □ quantidade de matéria (mol)

V □ volume (litros ou dm<sup>3</sup>)

#### Molalidade (b)

A molalidade é definida como a razão entre o número de mols na solução e a massa (em kgs) da solução, ou seja:

$$b = \frac{n_1}{m_2}$$

onde b (símbolo IUPAC) □ molalidade

$n_1$  □ quantidade de matéria

$m_2$  □ massa da solução(kg)

onde  $n_1$  e  $m_2$  correspondem, respectivamente, ao soluto e ao solvente.

#### Fração Molar (x)

A fração molar é definida como a quantidade de mols de uma substância pela soma das quantidades de mol total, ou seja:

$$x_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}} \text{ e } x_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

onde x □ fração molar

$n_{\text{soluto}}$  □ número de mols de soluto

$n_{\text{solvente}}$  □ número de mols do solvente

## EXERCÍCIOS

**Questão 36.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Considere que 25,00 mL de uma solução de HCl de concentração desconhecida foram adicionados a 100 mL de uma solução de HCl 0,5 mol L<sup>-1</sup>. A solução resultante foi titulada, determinando-se que sua concentração era de 0,8 mol L<sup>-1</sup>. Considerando que os volumes são aditivos, a concentração (em mol L<sup>-1</sup>) de HCl na primeira solução será:

- a) 0,05.
- b) 0,3.
- c) 2,0.
- d) 4,0.

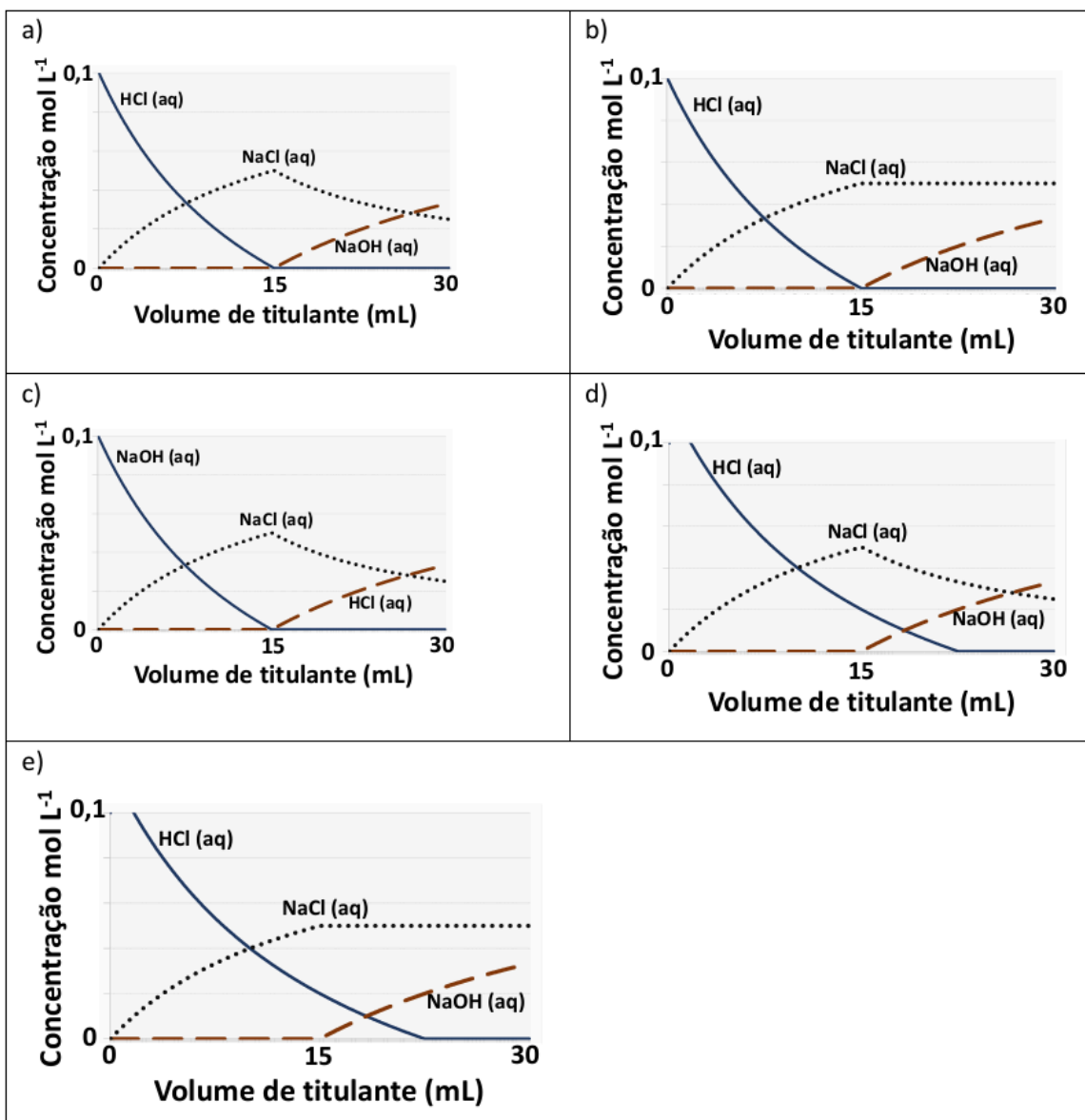
**Questão 37.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Deseja-se preparar 100,0 mL de uma solução de nitrato de alumínio na concentração de 0,2 mol L<sup>-1</sup>, a partir do sal hidratado Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>.9H<sub>2</sub>O (M = 375 g mol<sup>-1</sup>). Analise as afirmações a seguir sobre essa solução.

- I – A quantidade de substância de íons NO<sub>3</sub><sup>-</sup> nessa solução será igual a 0,06 mol.
- II – A solução pode ser preparada utilizando 7,5 g do sal Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>.9H<sub>2</sub>O.
- III – A concentração de íons Al<sup>3+</sup> na solução será igual a 0,6 mol L<sup>-1</sup>.
- IV – A quantidade de substância de nitrato de alumínio na solução será igual a 0,06 mol.

Assinale a alternativa com as afirmações **CORRETAS**:

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

**Questão 38.** (OBQ 2022 - Modalidade A) Procedimentos envolvendo titulações são amplamente utilizados para determinação da concentração de diversas substâncias. Considerando uma titulação ácido base em que se utilizou HCl 0,1 mol L<sup>-1</sup> como titulado e NaOH 0,1 mol L<sup>-1</sup> como titulante, **indique** qual das figuras abaixo melhor representa a variação da concentração das substâncias (HCl, NaOH e NaCl) no recipiente de titulação durante o processo.



**Questão 39.** (OMQ 2022 - Modalidade B) A dureza da água é uma propriedade associada a teor de íons de determinados minerais, como o cálcio e magnésio, sendo comumente expressa em termos de mg de CaCO<sub>3</sub> / L de água. Considerando uma amostra de água com dureza de 150 mg CaCO<sub>3</sub>/L, avalie as seguintes afirmações:

- I) A concentração em quantidade de substância de íons Ca<sup>2+</sup> é de  $1,50 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .
- II) A concentração mássica de Ca<sup>2+</sup> na amostra é de  $60 \text{ mg L}^{-1}$ .
- III) A concentração mássica de CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> na amostra é de  $100 \text{ mg L}^{-1}$ .
- IV) A concentração percentual de CaCO<sub>3</sub> na amostra equivale a 0,15% m/v.

Assinale a alternativa com as afirmações **corretas**:

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

**Questão 40.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Deseja-se preparar 200,0 mL de uma solução de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ( $M = 164 \text{ g mol}^{-1}$ ) na concentração de  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ . Analise as afirmações a seguir sobre essa solução.

- I) A quantidade de substância de íons  $\text{NO}_3^-$  nessa solução será igual a 0,01 mol.
- II) A solução pode ser preparada utilizando 16,4 g do sal  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
- III) Se o laboratório dispõe de uma solução estoque de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   $2,00 \text{ mol L}^{-1}$ , a solução desejada pode ser preparada utilizando 50,00 mL dessa solução estoque.
- IV) Se o laboratório dispõe de uma solução estoque de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   $820 \text{ g L}^{-1}$ , a solução desejada pode ser preparada utilizando 10,00 mL dessa solução estoque.

Assinale a alternativa com as afirmações **corretas**:

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

**Questão 41.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Titulações envolvendo reações de oxirredução são muito comuns em química analítica, sendo que entre os exemplos clássicos estão as titulações iodométricas (par redox  $\text{I}_2/\text{I}^-$  - devido à baixa solubilidade do iodo, costuma-se manter também em solução uma certa quantidade de iodeto).

Considere o procedimento abaixo envolvendo a determinação de ácido ascórbico.

Padronização do titulante:

- padronizou-se a solução de iodo pela titulação de 50,00 mL de solução 0,0513 mol L<sup>-1</sup> de tiosulfato de sódio (par redox S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> / S<sub>4</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup>), sendo o volume gasto de iodo igual a 39,00 mL.

Titulação:

- mediu-se a massa de um comprimido de ácido ascórbico (massa = 1,070 g).
- solubilizou-se o comprimido e transferiu-se o conteúdo para um balão volumétrico de 250,00 mL, sendo o menisco ajustado;
- uma alíquota de 50,00 mL da solução foi transferida para um Erlenmeyer, adicionada de indicador e a titulação realizada, sendo 27,20 mL de titulante gastos até o ponto final da titulação.
- Equação (não balanceada) que representa a reação da titulação: C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>(aq) + I<sub>2</sub>(aq) → C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O<sub>6</sub>(aq) + HI(aq)

Com base nos dados fornecidos, **indique** a fração mássica percentual de ácido ascórbico na referida amostra de medicamento.

- a) 73,6
- b) 66,5
- c) 14,6
- d) 80,2
- e) 50,7

**Questão 42.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Calcule o número de partículas dispersas numa solução que contém 1 mol de sulfato de alumínio, suposto 66% dissociado.

- a) 2,19 x 10<sup>24</sup>
- b) 3,19 x 10<sup>24</sup>
- c) 4,19 x 10<sup>21</sup>
- d) 5,19 x 10<sup>22</sup>
- e) 5,19 x 10<sup>23</sup>

**Questão 43.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Volumes iguais de iodeto de potássio 1,0 mol L<sup>-1</sup> e nitrato de prata 0,70 mol L<sup>-1</sup> são misturados. **Assinale** a opção que indica as espécies que estão presentes (íons, compostos etc., excluindo a água) e suas respectivas concentrações após a mistura.

- a)  $\text{AgI(s)}$ ;  $0,35 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NO}_3^-$ ;  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{K}^+$ ;  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{I}^-$
- b)  $\text{AgI(s)}$ ;  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NO}_3^-$ ;  $0,25 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{K}^+$ ;  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{I}^-$
- c)  $\text{AgI(s)}$ ;  $0,35 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NO}_3^-$ ;  $0,25 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{K}^+$ ;  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{I}^-$
- d)  $\text{AgI(aq)}$ ;  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NO}_3^-$ ;  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{K}^+$ ;  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{I}^-$
- e)  $\text{AgI(s)}$ ;  $0,70 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NO}_3^-$ ;  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{K}^+$ ;  $0,30 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{I}^-$

**Questão 44.** (OMQ 2021 - Modalidade B) O sal sulfato de sódio decahidratado ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) forma soluções eletrolíticas quando dissolvido em água, pela liberação de íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  em solução. Considerando uma solução desse sal na concentração de  $100 \text{ mg L}^{-1}$ , **assinale** a afirmação **INCORRETA**.

- a) Para preparar  $100,0 \text{ mL}$  dessa solução, deve-se pesar  $0,0100 \text{ g}$  de sulfato de sódio decahidratado.
- b) A concentração de íons  $\text{Na}^+$  nessa solução será de  $200 \text{ mg L}^{-1}$ .
- c) A concentração de íons  $\text{SO}_4^{2-}$  nessa solução será de aproximadamente  $30 \text{ mg L}^{-1}$ .
- d) Se  $5,00 \text{ mL}$  dessa solução forem diluídos para  $100,0 \text{ mL}$ , a concentração de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  na solução diluída será de  $5 \text{ mg L}^{-1}$ .

**Questão 45.** (OBQ 2020 - Modalidade A) O reagente ácido nítrico denominado como concentrado pode ser adquirido como uma solução aquosa com fração mássica percentual igual a  $65,0\%$  e densidade de  $1,39 \text{ g mL}^{-1}$ . Considerando essas informações, **indique** o volume (**em mililitros**) desse reagente necessário para o preparo de  $1,00 \text{ L}$  de uma solução aquosa  $0,500 \text{ mol L}^{-1}$ .

- a) 34,9
- b) 55,7
- c) 3,52
- d) 0,544
- e) 20,4

**Questão 46.** (OBQ 2020 - Modalidade A) A molalidade ( $b$ ) é uma grandeza física conveniente para uso em cálculos das propriedades coligativas, uma vez que é a razão entre a quantidade de substância de soluto (mol) e a massa do solvente. Considerando uma solução com fração em quantidade de substância (mol do soluto por mol da solução) de iodo ( $\text{I}_2$ ) dissolvido em diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) igual a  $0,115$ , **indique** a alternativa que apresenta a

molalidade ( $\text{mol kg}^{-1}$ ) de iodo nessa solução.

- a) 1,53
- b) 1,18
- c) 1,81
- d) 1,35
- e) 1,47

**Questão 47.** (OMQ 2020 - Modalidade B) Considere a mistura de 12,0 mL de uma solução de NaCl  $31,0 \text{ g L}^{-1}$  com 4,0 mL de uma solução de sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )  $547,5 \text{ g L}^{-1}$ . **Indique** a alternativa que apresenta a concentração em quantidade de substância desses solutos na solução resultante.

- a)  $0,53 \text{ mol L}^{-1}$  de NaCl e  $0,40 \text{ mol L}^{-1}$  de sacarose.
- b)  $0,53 \text{ mol L}^{-1}$  de NaCl e  $0,077 \text{ mol L}^{-1}$  de sacarose.
- c)  $0,40 \text{ mol L}^{-1}$  de NaCl e  $0,40 \text{ mol L}^{-1}$  de sacarose.
- d)  $0,40 \text{ mol L}^{-1}$  de NaCl e  $0,077 \text{ mol L}^{-1}$  de sacarose.

## C. Dispersões e Propriedades Coligativas

### C.4. Pressão de Vapor e Pressão Osmótica

#### Pressão de Vapor

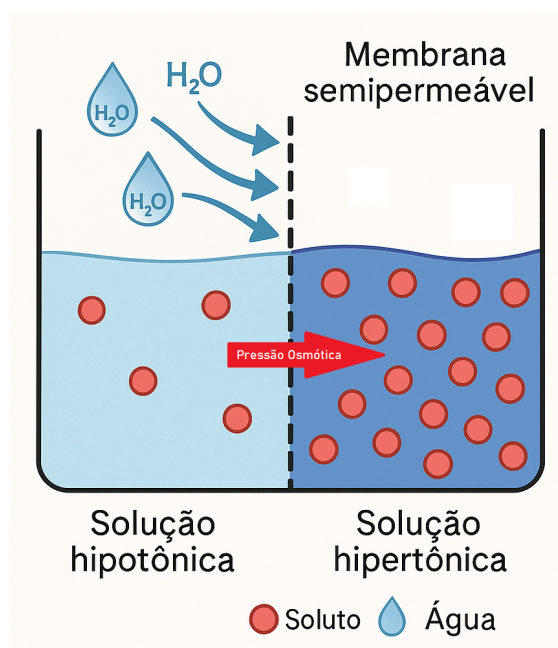
Você já parou para pensar por que uma poça de água da chuva evapora ou por que as roupas no varal secam, mesmo que a temperatura não chegue a 100 °C, que é o ponto de ebulição da água? Isso acontece porque, em qualquer líquido, as moléculas estão sempre em movimento. Algumas delas se movem mais rapidamente do que outras e, por isso, conseguem escapar da superfície do líquido e passar para a atmosfera. Esse processo é chamado de **evaporação**.

No caso de um recipiente fechado, o mesmo princípio se aplica: algumas partículas escapam do líquido e entram na fase gasosa. Porém, como o recipiente está fechado, o vapor não pode se dispersar. As moléculas na fase gasosa continuam se movendo rapidamente, colidindo entre si e com as paredes do recipiente. Com o tempo, algumas dessas moléculas acabam retornando à fase líquida, num processo chamado **condensação**.

Depois de certo tempo, a taxa de evaporação se iguala à taxa de condensação. Isso significa que, por unidade de tempo, o número de moléculas que passam do líquido para o vapor é igual ao número que retorna do vapor para o líquido. Quando isso acontece, dizemos que o sistema atingiu um **equilíbrio dinâmico**.

A **pressão (ou tensão) máxima de vapor** de um líquido é a pressão exercida pelo vapor quando ele está em equilíbrio dinâmico com seu líquido. É importante lembrar que, quanto maior essa pressão de vapor, maior é a tendência do líquido de evaporar — ou seja, maior sua **volatilidade**.

#### Abaixamento da pressão de vapor



O cientista francês François-Marie Raoult descobriu que a **pressão de vapor de um solvente é proporcional à sua fração molar**. Tal afirmação foi chamada de **Lei de Raoult**, escrita em linguagem matemática como:

$$P = x \cdot P_s,$$

onde  $P$  □ pressão de vapor da solução

$x$  □ fração molar

$P_s$  □ pressão de vapor do solvente puro

## Fator de Van't Hoff

O fator  $i$  de Van't Hoff é um número que representa quantas partículas (íons ou moléculas) um soluto libera na solução após sua dissolução. Ele é especialmente importante ao calcular propriedades coligativas, como pressão de vapor, ponto de ebulição, ponto de congelamento e pressão osmótica. Para substâncias que não se dissociam (como a glicose), o valor de  $i$  é igual a 1. Já para solutos iônicos, como o NaCl, que se dissocia em dois íons ( $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ), o valor ideal de  $i$  seria 2. Definimos o valor ideal como o valor de  $i$  quando o grau de ionização( $\alpha$ ) é de 100%.

No entanto, na prática, devido a interações entre os íons na solução, o valor real pode ser um pouco menor. Assim, o fator de Van't Hoff pode ser escrito, matematicamente, como:

$$i = 1 + \alpha (q - 1)$$

Onde:

- $\alpha$  □ grau de ionização
- $q$  □ quantidade de íons gerados

## Pressão Osmótica ( $\pi$ )

A **pressão osmótica** é a **pressão necessária para impedir a osmose**, ou seja, o movimento da água através de uma membrana semipermeável do meio menos concentrado (hipotônico) para o meio mais concentrado (hipertônico).

Quando dois líquidos com concentrações diferentes de soluto (como sal ou açúcar) são separados por uma membrana semipermeável (que só deixa passar o solvente, como a água), a água tende a se mover para o lado com maior concentração de soluto. Isso acontece para tentar equilibrar as concentrações dos dois lados.

A **pressão osmótica** é a força que você teria que aplicar no lado mais concentrado para impedir que a água entre nesse recipiente. Segundo a **equação de Van't Hoff**, ela é determinada por:

$$\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

Onde:

- $\pi$  □ pressão osmótica
- $i$  □ fator de Van't Hoff
- $C$  □ concentração molar da solução
- $R$  □ constante universal dos gases
- $T$  □ temperatura em Kelvin

## EXERCÍCIOS

**Questão 48.** (OBQ 2022 - Modalidade A) Em uma experiência para avaliar propriedades tonoscópicas, uma massa de 4,40 g de soluto molecular é diretamente dissolvida na presença de 0,396 kg de solvente, sendo este solvente a água. Como consequência deste experimento, a pressão de vapor do solvente cai de 22,71 cm Hg para 22,63 cm Hg. A partir das informações apresentadas, assinale a alternativa que apresenta o valor da massa molar (em  $\text{g mol}^{-1}$ ) do soluto.

- a) 78,77
- b) 66,43
- c) 56,77
- d) 102,52
- e) 136,85

**Questão 49.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Considerando-se uma membrana semipermeável, como a parede de uma célula animal, separando duas soluções aquosas de sulfato de potássio (soluções 'A' e 'B') com pressões osmóticas diferentes (considere pressão osmótica de 'B' maior que de 'A'), é **correto** afirmar que:

- a) haverá maior transferência de água de 'A' para 'B'.
- b) haverá maior transferência de água de 'B' para 'A'.
- c) haverá maior passagem de íons hidratados de 'A' para 'B'.
- d) haverá maior passagem de íons hidratados de 'B' para 'A'.
- e) não haverá passagem de espécies químicas de um lado para o outro.

## C. Dispersões e Propriedades Coligativas

### C.5. Crioscopia e Ebulioscopia

#### Ebulioscopia

Ebulioscopia é uma propriedade coligativa que se refere ao **aumento do ponto de ebulição** de um solvente quando se adiciona um soluto não volátil a ele.

Quando um soluto não volátil é dissolvido em um solvente, a pressão de vapor do solvente diminui. Como resultado, é necessário uma temperatura mais alta para que o solvente atinja a pressão de vapor igual à pressão atmosférica, ou seja, seu ponto de ebulição aumenta.

Fórmula:

$$\Delta T_E = K_E b$$

- $\Delta T_E$ : aumento do ponto de ebulição
- $K_E$ : constante ebuliométrica do solvente
- $b$ : molalidade da solução (mol de soluto por kg de solvente)

#### Crioscopia

Crioscopia é uma propriedade coligativa que se refere à diminuição do ponto de congelamento (ou fusão) de um solvente quando um soluto não volátil é dissolvido nele.

Ao adicionar um soluto não volátil a um solvente, as partículas de soluto dificultam a organização das moléculas do solvente em uma estrutura sólida (como no gelo, por exemplo). Isso faz com que o solvente congele a uma temperatura mais baixa do que o normal. Um exemplo de aplicação da crioscopia acontece quando o sal é jogado em estradas cobertas de neve, visto que ele abaixa o ponto de congelamento da água, evitando que a neve congele novamente tão facilmente.

Fórmula:

$$\Delta T_F = K_F b$$

- $\Delta T_F$ : diminuição do ponto de congelamento
- $K_F$ : constante crioscópica do solvente
- $b$ : molalidade da solução (mol de soluto por kg de solvente)

## EXERCÍCIOS

**Questão 50.** (OBQ 2024 - Modalidade A) Em países em que a temperatura ambiente pode atingir valores abaixo de zero, são utilizados sais para retirar o gelo formado sobre as vias urbanas. Os sais conseguem alterar a temperatura de fusão da água, além disso, a dissolução do NaCl ocorre de forma endotérmica e a do NaBr de forma exotérmica. Um brasileiro, pensando em qual dos sais usar para que suas bebidas contidas em um recipiente com gelo esfriem mais eficientemente, chega à conclusão que é melhor utilizar:

- a) NaCl, uma vez que ele provoca a diminuição da temperatura de fusão da água.
- b) NaCl, uma vez que ele provoca o aumento da temperatura de fusão da água.
- c) NaBr, uma vez que, ao se dissolver em água, ocorre um processo com liberação de calor.
- d) NaBr, uma vez que, ao se dissolver em água, ocorre um processo com absorção de calor.
- e) Nenhum dos sais, uma vez que ambos provocam o aumento da temperatura de fusão da água.

**Questão 51.** (OBQ 2024 - Modalidade A) Quando 100 g de cada um dos sais  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$  e  $\text{NaCl}$ , forem dissolvidos separadamente em 1000 mL de água, a temperatura de ebulição mais alta será do: (considere a densidade da água =  $1,00 \text{ g cm}^{-3}$ )

- a) NaCl
- b)  $\text{MgSO}_4$
- c)  $\text{KNO}_3$
- d)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- e)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

**Questão 52.** (OBQ 2023 - Modalidade A) Uma solução aquosa de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) possui fração mássica de 30,00 % e densidade igual a  $1,1246 \text{ g mL}^{-1}$ . Indique qual deve ser a provável temperatura de ebulição (em  $^\circ\text{C}$ ) dessa solução.

Dados: Para a água,  $K_e = 0,512 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$  e temperatura de ebulição igual a  $100,0 \text{ }^\circ\text{C}$ .

- a) 98,78
- b) 99,04
- c) 101,22
- d) 100,96

e) 103,20

**Questão 53.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Uma solução aquosa de sacarose ( $M = 342,30 \text{ g mol}^{-1}$ ) possui fração mássica de 30,00% e densidade igual a  $1,1270 \text{ g mL}^{-1}$ . **Indique** qual deve ser a provável temperatura de ebulição (em  $^{\circ}\text{C}$ ) dessa solução.

**Dados:**  $\Delta T_e = K_e \times b$ , em que  $\Delta T_e$  é a variação da temperatura de ebulição do solvente,  $K_e$  é a constante ebulescópica e  $b$  a molalidade da solução.  $K_e = 0,512 \text{ }^{\circ}\text{C mol}^{-1} \text{ kg}$  e temperatura de ebulição da água igual a  $100,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ .

- a) 100,51
- b) 100,64
- c) 99,50
- d) 99,36

**Questão 54.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Considere soluções aquosas,  $0,01 \text{ mol kg}^{-1}$ , de clorato de potássio, metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), cloreto de cálcio e ácido acético ( $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ). A ordem **crescente** de temperatura de congelamento dessas soluções é:

- a) cloreto de cálcio < clorato de potássio < ácido acético < metanol.
- b) clorato de potássio < cloreto de cálcio < metanol < ácido acético.
- c) metanol < ácido acético < clorato de potássio < cloreto de cálcio.
- d) ácido acético < metanol < clorato de potássio < cloreto de cálcio.

**Questão 55.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Duas soluções aquosas de nitrato de potássio foram preparadas conforme indicado no quadro abaixo.

Solução	Massa de nitrato de potássio	Volume de Solução
I	28 g	1,0 L
II	133 g	1,0 L

Com base nesses dados, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) ambas as soluções têm temperatura de ebulição menores do que a da água.
- b) a temperatura de solidificação de ambas as soluções é mais baixa do que a da água.
- c) a solução I tem pressão de vapor maior do que a II, na mesma temperatura.
- d) a temperatura de ebulição da solução I é menor do que a da solução II.
- e) a temperatura de congelamento da solução II é mais baixa do que da solução I.

**Questão 56.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Considerando as seguintes soluções aquosas: i) cloreto de sódio  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ ; ii) cloreto de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ; iii) glicose  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ; iv) sulfato de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ , **indique** a alternativa em que as soluções são apresentadas em **ordem crescente** de temperatura de ebulição.

- a) iii < ii < iv < i
- b) iii < ii < i < iv
- c) i < ii < iii < iv
- d) iv < iii < ii < i
- e) i < iii < ii < iv

**Questão 57.** (OMQ 2020 - Modalidade B) O osmômetro é um equipamento que mede a osmolalidade de uma solução. Como a osmolalidade está relacionada com a molalidade (quantidade substância de soluto por quilograma de solvente), é possível medir a concentração de determinado soluto em uma amostra utilizando esse equipamento. A análise é feita por meio da medida da temperatura de congelamento da amostra, de forma que, quanto mais soluto houver em solução maior será a redução na temperatura de congelamento da mesma quando comparado ao do solvente puro. O funcionamento do osmômetro se baseia em uma de quatro propriedades de soluções que dependem apenas da concentração de moléculas ou íons de soluto e não de sua natureza. Indique a afirmação abaixo que não está relacionada com uma dessas propriedades:

- a) a mistura de 5% de etanol em água diminui sua temperatura de ebulição para  $78 \text{ }^\circ\text{C}$ .
- b) a pressão de vapor da água pura é menor que a de uma solução aquosa de glicose.
- c) os oceanos não se congelam por inteiro nos polos da Terra.
- d) o pepino murcha em solução de NaCl se transformando em pickles.

## D. Termoquímica

### D.1. Introdução

As reações químicas são resultado de um rearranjo dos átomos em suas ligações, das quais as transformações geram liberação ou absorção de energia, a qual pode ocorrer na forma de luz, de calor ou de eletricidade. Desse modo, a Termoquímica é o ramo da Termodinâmica inserido na química que se dedica aos **estudos das variações de calor das reações químicas e dos fenômenos físicos**. Para facilitar o estudo da energia, dividimos o mundo em duas partes:

- **Sistema:** a região de interesse, como um recipiente contendo gás, um béquer com ácido ou uma fibra muscular.
- **Vizinhança:** tudo ao redor do sistema, onde podemos observar a energia sendo transferida para ou a partir do sistema.

O conjunto formado pelo sistema e sua vizinhança compõem o universo, mas, na prática, geralmente consideramos apenas a amostra e sua vizinhança imediata.

Os sistemas podem ser classificados em três tipos:

#### 1. *Aberto*

Troca **matéria e energia** com a vizinhança (ex.: motores de automóveis, corpo humano).

#### 2. *Fechado*

Mantém uma quantidade fixa de matéria, mas pode trocar **energia** com a vizinhança (ex.: bolsas de gelo para lesões).

#### 3. *Isolado*

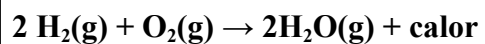
Não troca **nem matéria nem energia** com a vizinhança, sendo selado por paredes isolantes térmicas (ex.: café em uma garrafa térmica).

### Classificação das reações segundo a Termoquímica

#### 1. *Processo exotérmico*

Essas reações liberam energia na forma de calor para o meio, resultando na perda de calor pelo sistema e no aquecimento do ambiente, como por exemplo a queima de fogos de artifício.

→ Representação:



## 2. Processo endotérmico

Os processos endotérmicos ocorrem com a absorção de energia na forma de calor, ou seja, o sistema ganha calor, enquanto o ambiente esfria. A exemplo disso, destaca-se o cozimento de alimentos, a evaporação da água líquida e a fotossíntese.

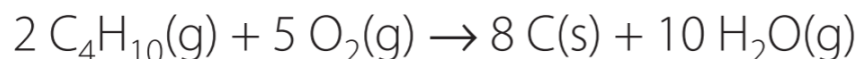
→ Representação:



### Reações de combustão e quantidade de oxigênio

Os produtos formados em uma reação de combustão dependem da composição do combustível. No caso dos compostos contendo carbono e hidrogênio, como os hidrocarbonetos, a queima completa gera dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e água ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Se a combustão for incompleta, os produtos podem incluir monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) ou fuligem ( $\text{C}$ ), além da água no estado gasoso ( $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ). Veja a equação que representa a combustão do butano, com formação de fuligem:



Percebeu que a diferença entre a combustão completa e incompleta está na quantidade de oxigênio disponível? Quando há oxigênio suficiente, o combustível é totalmente consumido, produzindo dióxido de carbono e água. Já na falta de oxigênio, os produtos formados podem incluir monóxido de carbono ou fuligem (composta essencialmente por carbono), além da água.

## D. Termoquímica

### D.2. Entalpia de reações químicas

A entalpia ( $\Delta H$ ) representa a quantidade de calor envolvida em reações químicas ou mudanças de fase. Ela é simbolizada pela letra H e tem como unidade de medida no Sistema Internacional (SI) o Joule (J).

Conversões usuais:

- $1 \text{ kJ} = 10^3 \text{ J}$
- $1 \text{ kcal} = 10^3 \text{ cal}$
- $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

A entalpia ( $\Delta H$ ) pode ser entendida como a energia térmica transferida sob pressão constante durante reações ou mudanças de fase. Como medir a entalpia absoluta de uma substância é um desafio, na prática, analisamos a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de um sistema.

A variação de entalpia é determinada pela diferença entre a entalpia final ( $H_f$ ) e a entalpia inicial ( $H_i$ ) de um sistema, sob temperatura e pressão constantes:

$$\Delta H = H_f - H_i \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_{\text{produto}} - H_{\text{reagente}}$$

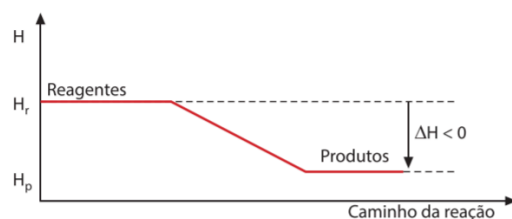
Essa equação permite calcular a energia liberada ou absorvida sob a forma de calor. Com base nisso, os processos químicos podem ser classificados como:

- **Exotérmicos:** liberam calor ( $\Delta H < 0$ ).
- **Endotérmicos:** absorvem calor ( $\Delta H > 0$ ).

Para determinar se uma reação é exotérmica ou endotérmica, devemos lembrar que toda substância armazena uma certa quantidade de energia. Essa energia pode estar presente na forma de energia química, distribuída entre as ligações atômicas e as interações moleculares.

#### Variação de entalpia nos processos exotérmicos

Nesse tipo de processo, a entalpia inicial é sempre maior que a final, ou seja, a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes. Como consequência, a variação de entalpia será sempre um valor negativo ( $\Delta H < 0$ ). Esses processos costumam ser representados por diagramas, como o ilustrado abaixo.



Representação:



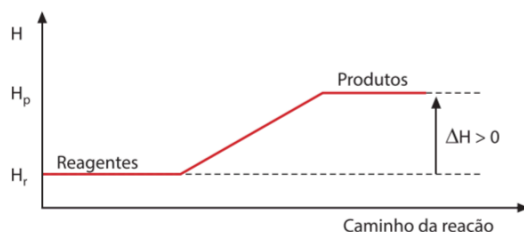
Ou seja:



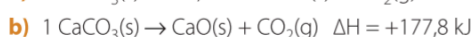
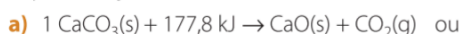
A energia pode ser representada como parte do produto da reação (a) ou em função do seu  $\Delta H$ , cujo sinal negativo representa que a reação é exotérmica (b).

### Variação de entalpia nos processos endotérmicos

Essas reações ocorrem com absorção de energia. Nelas, a variação de entalpia é um valor positivo ( $\Delta H > 0$ ), e a energia dos produtos é maior que a dos reagentes.



Representação:



Ambas as formas de representação demonstram que, para que 1 mol de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  se decomponha, é necessário absorver 177,8 kJ de energia do meio ambiente. Essa energia pode ser expressa como parte dos reagentes da reação (a) ou por meio da variação de entalpia ( $\Delta H$ ). O sinal positivo de  $\Delta H$  indica que a reação é endotérmica (b).

### Variação de entalpia nas mudanças de estado físico

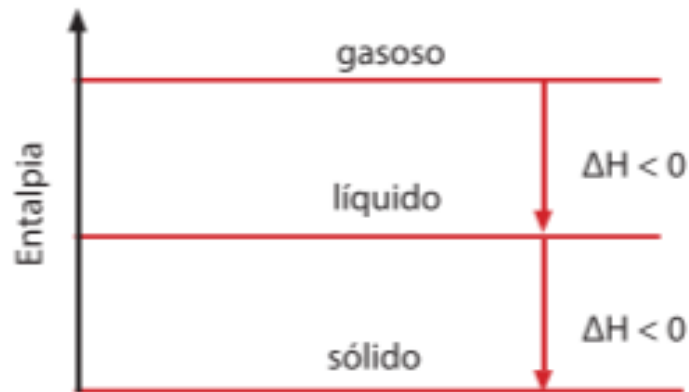
Os processos endotérmicos e exotérmicos não ocorrem apenas em reações químicas; as mudanças de estado físico da matéria – que são transformações físicas – também envolvem a absorção ou liberação de energia na forma de calor.

No estado líquido, as moléculas estão mais próximas umas das outras do que no estado gasoso. Assim, as interações entre moléculas de água líquida são mais intensas do que

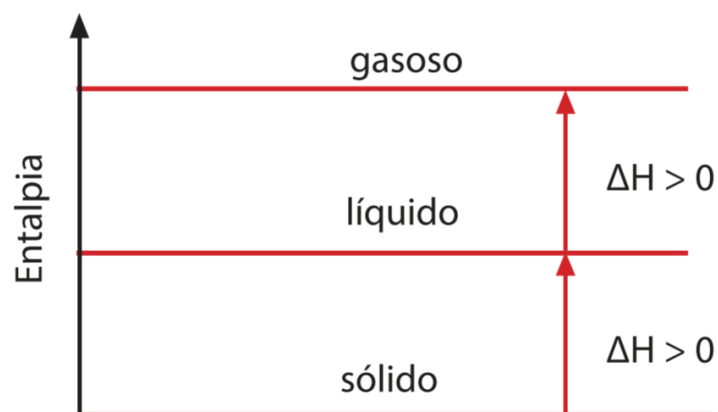
no vapor-d'água. Para que a água evapore, é necessário fornecer energia para romper parcialmente as ligações de hidrogênio entre as moléculas.

Para qualquer substância, as mudanças de estado físico podem ser representadas por diagramas específicos de entalpia.

- **Processos exotérmicos:** condensação, solidificação e ressublimação são exemplos de mudanças de estado físico que liberam energia. O diagrama dessas transformações pode ser representado da seguinte maneira:



- **Processos endotérmicos:** Nos processos de fusão, vaporização e sublimação, a entalpia das substâncias aumenta, caracterizando essas transformações como processos endotérmicos. Isso ocorre porque há absorção de energia para romper as interações intermoleculares e permitir a mudança de estado físico. O diagrama genérico de entalpia para essas mudanças de fase pode ser representado da seguinte maneira:



## EXERCÍCIOS

**Questão 58.** (OBQ 2024 - Modalidade A) Recentemente as queimadas no Estado de Roraima fizeram com que a qualidade do ar fosse considerada péssima, podendo ocasionar efeitos mais graves na saúde de seus moradores caso estes sejam expostos por um tempo prolongado. No período de seca, as condições ambientais e o material combustível (vegetação seca em abundância) facilitam o surgimento dos focos de queimadas. A reação química envolvida neste caso é chamada de reação de combustão. Apesar de liberar calor, para que ela se inicie é necessário fornecer energia de ativação. Considerando que a reação de combustão completa possa ser representada pela equação termoquímica abaixo,



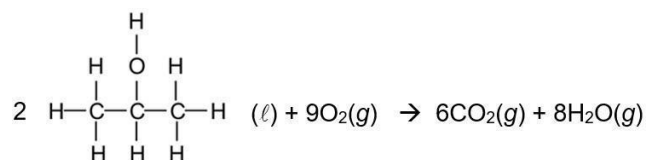
Analise as afirmativas a seguir:

- I. A reação de combustão é endotérmica.
- II. O calor liberado pela queima de 48 toneladas de carbono é igual a  $1,574 \times 10^9$  kJ.
- III. A energia equivalente ao  $\Delta_c H^\circ$  deve ser fornecida pois, para que ocorra a reação, é necessário formar uma ligação química, que é um processo endotérmico.

As afirmações verdadeiras são:

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

**Questão 59.** (OBQ 2023 - Modalidade A) O propano-2-ol ( $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ ) reage com o oxigênio da seguinte forma:

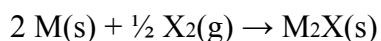


Se 0,500 mol de propano-2-ol reage na presença de 4,00 mols de oxigênio, quantos quilojoules de calor seriam absorvidos ou liberados? A seguir encontra-se a tabela das energias de ligação médias.

Tipo de ligação	Energia de ligação (kJ mol <sup>-1</sup> )
C–C	347
C–H	413
C–O	358
O–H	467
C=O	799
O=O	495

- a) –1890 kJ
- b) +1890 kJ
- c) –1680 kJ
- d) –946 kJ
- e) +473 kJ

**Questão 60.** (OMQ 2023 - Modalidade B) A formação de um sólido iônico de fórmula M<sub>2</sub>X, em que M é um elemento pertencente ao grupo dos metais e X dos ametais, pode ser escrita conforme equação abaixo:



Visando determinar a variação de entalpia envolvida nessa reação, uma estudante organizou um quadro contendo os valores de energia de etapas na qual essa reação poderia ser dividida.

<b>Etapas</b>	<b>Energia (kJ)</b>
M(s) → M(g)	+ 108
M(g) → M <sup>+</sup> (g) + e <sup>-</sup>	+ 496
X <sub>2</sub> (g) → 2 X(g)	+ 498
X(g) + e <sup>-</sup> → X <sup>-</sup> (g)	- 141
X <sup>-</sup> (g) + e <sup>-</sup> → X <sup>2-</sup> (g)	+ 844
2 M <sup>+</sup> (g) + X <sup>2-</sup> (g) → M <sub>2</sub> X(s)	- 2478

Baseando-se no quadro acima, avalie as afirmações abaixo e assinale a alternativa **CORRETA**:

I – O valor da entalpia de formação do sólido  $M_2X$  é igual a  $-673$  kJ.

II – O elemento X deve pertencer ao grupo 17 da tabela periódica.

III – A etapa cujo valor de energia é igual a  $844$  kJ corresponde à 2ª afinidade eletrônica do elemento X.

IV – O composto  $X_2$  apresenta uma ligação simples entre seus átomos.

O número de afirmações **VERDADEIRAS** é igual a:

- a) 0.
- b) 1.
- c) 2.
- d) 3.

**Questão 61.** (OMQ 2023 - Modalidade B) A variação de entalpia de um sistema é igual ao calor liberado ou absorvido em pressão constante. Qual é a equação em que a entalpia medida à 1 bar representa a entalpia padrão de formação da água líquida?

- a)  $H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$
- b)  $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$
- c)  $H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$
- d)  $2 H(g) + O(g) \rightarrow H_2O(l)$

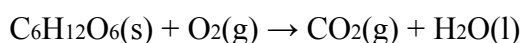
**Questão 62.** (OBQ 2022 - Modalidade A) A energia de ligação está envolvida na quebra ou na formação de uma ou mais ligações entre átomos de uma molécula. A reação representada pela equação  $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_3Cl(g) + HCl(g)$  tem  $\Delta H = -104$  kJ. Considere os dados da tabela a seguir.

Ligação	Energia de Ligação (kJ)
C–Cl	328
H–Cl	431
C–H	$x$
Cl–Cl	$y$

Sabendo que  $x : y = 17 : 10$ , **indique** qual é a energia (em kJ) da ligação Cl-Cl.

- a) 292,9
- b) 242,6
- c) 283,5
- d) 334,7
- e) 435,8

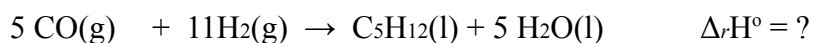
**Questão 63.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Abaixo está representada a equação **não balanceada** da reação de combustão completa da frutose.



A reação de combustão da frutose à 298,15 K libera  $2826,7 \text{ kJ mol}^{-1}$  e as entalpias de formação do  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  são  $-393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$  e  $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ , respectivamente. Baseado nestas informações, marque a opção que representa a entalpia de formação (em  $\text{kJ mol}^{-1}$ ) da frutose.

- a) - 1.249,1
- b) - 6.902,5
- c) + 2147,4
- d) + 718,4

**Questão 64.** (OMQ 2021 - Modalidade B) O pentano ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ) é um hidrocarboneto linear que apresenta diversos usos na indústria e na pesquisa, sendo principalmente utilizado como solvente. Ele pode ser obtido da destilação fracionada do petróleo ou a partir de reações, como a representada abaixo:



Baseando-se nos dados do quadro abaixo e sabendo que a reação de combustão completa do pentano libera  $3.509 \text{ kJ mol}^{-1}$ , assinale a alternativa que contém o valor **correto** da entalpia padrão (em kJ) da reação representada acima.

Composto	Entalpia padrão de formação $\Delta_f H^\circ$ ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )
$\text{CO}_2(\text{g})$	- 393,5

CO(g)	- 110,5
H <sub>2</sub> O(l)	- 285,8

- a) -173,3
- b) -1049,8
- c) -2154,8
- d) -3005,0

**Questão 65.** (OBQ 2020 - Modalidade A) A enzima nitrogenase está presente em bactérias que ocorrem no solo, principalmente em raízes de leguminosas como feijão, soja e ervilha. Essa enzima catalisa a fixação biológica do nitrogênio atmosférico (N<sub>2</sub>) por meio de sua redução até moléculas de amônia (NH<sub>3</sub>). Sabendo que enzimas são catalisadores biológicos, **indique** qual das alternativas abaixo caracteriza a ação de um catalisador ideal:

- a) catalisadores participam de uma reação química e são consumidos durante a reação.
- b) catalisadores atuam em reações químicas promovendo caminhos alternativos, o que resulta na diminuição da energia de ativação da reação. Adicionalmente, ao final da reação eles não são consumidos.
- c) catalisadores atuam em reações químicas promovendo caminhos alternativos por meio do aumento da energia de ativação da reação, sendo regenerados ao final da reação.
- d) catalisadores atuam em reações químicas promovendo caminhos alternativos por meio da diminuição da energia de ativação da reação, sendo consumidos ao final da reação.
- e) catalisadores atuam em reações químicas promovendo caminhos alternativos por meio do aumento da energia de ativação da reação, sendo consumidos ao final da reação.

## D. Termoquímica

### D.3. Espontaneidade de Reações Químicas

#### Entropia

A entropia é uma grandeza termodinâmica que indica o nível de desordem de um sistema. Portanto, quanto maior a desordem de um sistema, maior será sua entropia.

#### 1. Mudança de estado

A mudança de estado físico de sólido para líquido aumenta o grau de desordem do sistema, resultando em um aumento da entropia. Assim, a relação é a seguinte:

$$S_{\text{final}} > S_{\text{inicial}} \quad \therefore \Delta S > 0$$

#### 2. Reação química

Considerando a equação abaixo:



Se todos os reagentes e produtos forem gases, a diminuição do número de partículas no produto resultará em uma redução no grau de desordem do sistema e, conseqüentemente, na entropia. Assim, a relação é:

$$S_{\text{produtos}} < S_{\text{reagente}} \quad \therefore \Delta S < 0$$

#### Energia Livre de Gibbs

Ao calcular a variação de entalpia de uma reação, determinamos a quantidade de energia liberada ou absorvida, ou seja, estamos fazendo um balanço energético.

Exemplo: Considerando a equação



Aqui, há uma liberação de 68,0 kcal/mol. No entanto, se tentássemos aproveitar essa energia para realizar um trabalho externo, apenas 56,0 kcal/mol seriam efetivamente utilizadas. Essa diferença é chamada de variação da energia livre ou energia útil ( $\Delta G$ ).

Agora, a pergunta é: para onde foi o restante da energia ( $68,0 - 56,0 = 12 \text{ kcal/mol}$ )? Na realidade, essa diferença foi usada para "organizar" as moléculas de água e mantê-las no estado líquido. Esse valor é conhecido como energia de termo entrópico ou energia de organização e é calculado pela seguinte relação:

$$T \cdot \Delta S, \text{ onde } \begin{cases} T = \text{temperatura absoluta} \\ \Delta S = \text{entropia} \end{cases}$$

Logo, temos:

- energia liberada pela reação  $\Rightarrow \Delta H$ ;
- energia gasta na organização  $\Rightarrow T \cdot \Delta S$ ;
- saldo de energia aproveitável  $\Rightarrow \Delta H - (T \cdot \Delta S)$ .

Esse saldo é denominado **variação de energia livre de Gibbs ( $\Delta G$ )**, que pode ser expressa pela seguinte equação:

$$\Delta G = \Delta H - (T \cdot \Delta S)$$

$\Delta G \Rightarrow$  **variação de energia de Gibbs** (p e T constantes)

$\Delta H \Rightarrow$  **variação de entalpia** (p = cte)

$(T \cdot \Delta S) \Rightarrow$  **energia de organização** (T = constante)

T  $\Rightarrow$  temperatura em Kelvin

A energia livre de Gibbs (G) mede a quantidade de energia disponível para a realização de trabalho útil em um sistema. Nesse viés, a sua variação pode ser utilizada para prever a espontaneidade de uma reação química. Assim:

Valor de $\Delta G$	Na equação	Trabalho (W)	Significado
$\Delta G > 0$	$\Delta H > T\Delta S$	Realizado sobre o sistema (+)	Reação não espontânea
$\Delta G < 0$	$\Delta H < T\Delta S$	Realizado pelo sistema (-)	Reação espontânea
$\Delta G = 0$	$\Delta H = T\Delta S$	Nulo	Sistema em equilíbrio

## EXERCÍCIOS

**Questão 66.** (OBQ 2023 - Modalidade A) Considere a reação de combustão do monóxido de carbono, em condições ambientes e de acordo com os dados da tabela abaixo.

Substância	Entalpia de formação padrão (kJ mol <sup>-1</sup> )	Entropia padrão (J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> )
CO(g)	-110,5	197,9
CO <sub>2</sub> (g)	-393,7	213,8
O <sub>2</sub> (g)	zero	205,0

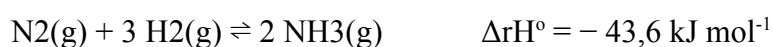
Sobre essa reação é correto afirmar que

- a variação da energia interna é igual à variação de entropia.
- A reação ocorre com diminuição de entropia, cujo valor de  $\Delta S = -86,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .
- A reação absorve 566,5 kJ por mol de oxigênio consumido.
- houve expansão do sistema e o trabalho produzido foi 2498 J.
- A variação de energia livre é 257,4 J mol<sup>-1</sup> e, portanto, a reação não é espontânea.

**Questão 67.** (OMQ 2022 - Modalidade B) A vaporização na temperatura normal de vaporização ( $T_{\text{vap}}$ ) de uma substância (temperatura de ebulição em 1 atm) pode ser considerada um processo reversível, pois se ocorrer uma diminuição infinitesimal na temperatura abaixo de  $T_{\text{vap}}$ , todo o vapor é condensado em líquido. Por outro lado, se a temperatura for aumentada infinitesimalmente acima de  $T_{\text{vap}}$ , todo o líquido se converterá em vapor. Considerando a vaporização de um mol de água a 100 °C e sabendo que o  $\Delta H_{\text{vap}}$  é 40,65 kJ mol<sup>-1</sup> a 100 °C, é correto afirmar que:

- por se tratar de um processo espontâneo, a variação da energia livre de Gibbs será maior do que zero.
- as moléculas de água ficarão mais ordenadas, dessa forma a entropia diminui.
- as moléculas de água ficarão mais desordenadas e a variação da entropia do processo considerado é positivo e igual a 108,9 J K<sup>-1</sup>.
- a variação de entropia de vaporização será proporcional à temperatura normal de vaporização.

**Questão 68.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Nitrogênio e hidrogênio gasosos reagem para formar amônia gasosa de acordo com a seguinte equação termoquímica:



Considerando as informações dadas, em relação à espontaneidade dessa reação é CORRETO afirmar que:

- a) será espontânea.
- b) será não espontânea.
- c) está no equilíbrio.
- d) não é possível prever a espontaneidade.

**Questão 69.** (OBQ 2021 - Modalidade A) A energia de Gibbs ( $\Delta G$ ) é o parâmetro termodinâmico que deve ser avaliado para se decidir sobre a espontaneidade ou não de um processo. Considerando as equações químicas (I a III, não balanceadas) e os dados apresentados no quadro a seguir, analise as afirmações seguintes.

- I. Oxidação do ferro metálico:  $\text{Fe(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- II. Oxidação do dióxido de enxofre:  $\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SO}_3\text{(g)}$
- III. Decomposição de uma solução de nitrato de amônio:  $\text{NH}_4\text{NO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{N}_2\text{O(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$

Substância	$\Delta H_f^0$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	$S^0$ (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )
H <sub>2</sub> O(g)	- 241,8	188,8
N <sub>2</sub> O(g)	81,6	220,0
SO <sub>3</sub> (g)	- 395,7	256,8
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	- 824,2	87,4
Fe(s)	0	27,3
O <sub>2</sub> (g)	0	205,2
SO <sub>2</sub> (g)	- 296,8	248,2
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (aq)	- 339,9	259,8

- I. A decomposição do NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>(aq) é espontânea em qualquer faixa de temperatura.
- II. A oxidação do ferro é espontânea em temperaturas inferiores a 2.997 K.
- III. A oxidação do dióxido de enxofre não é espontânea em temperaturas inferiores a 1.052 K.
- IV. Duas reações ocorrem de forma espontânea em qualquer faixa de temperatura.

As afirmações verdadeiras são:

- a) I e III.
- b) II e IV.
- c) I e II.

- d) III e IV.  
 e) nenhuma das afirmações.

**Questão 70.** (OMQ 2021 - Modalidade B) Baseando-se na tabela abaixo, que contem os valores de variação de entalpia ( $\Delta H$ ) e variação de entropia ( $\Delta S$ ) para três reações distintas, denominadas A, B e C, um estudante fez as seguintes afirmações:

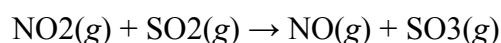
Reação	$\Delta H$ (kJ)	$\Delta S$ (J K <sup>-1</sup> )
A	180,7	24,7
B	- 35,4	- 85,5
C	23,7	- 52,4

- I – As reações A e C são endotérmicas e, dependendo da temperatura, poderão ser espontâneas.  
 II – A reação B será espontânea sob qualquer temperatura.  
 III – A reação  $2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}_2(g)$  pode representar a reação A.

**Assinale** a alternativa que contém o número de afirmações **CORRETAS** feitas pelo estudante:

- a) zero.  
 b) uma.  
 c) duas.  
 d) três.

**Questão 71.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Para um recipiente foram transferidos, a 25 °C, os gases NO<sub>2</sub> e SO<sub>2</sub>. A reação que ocorre entre esses gases é representada abaixo:



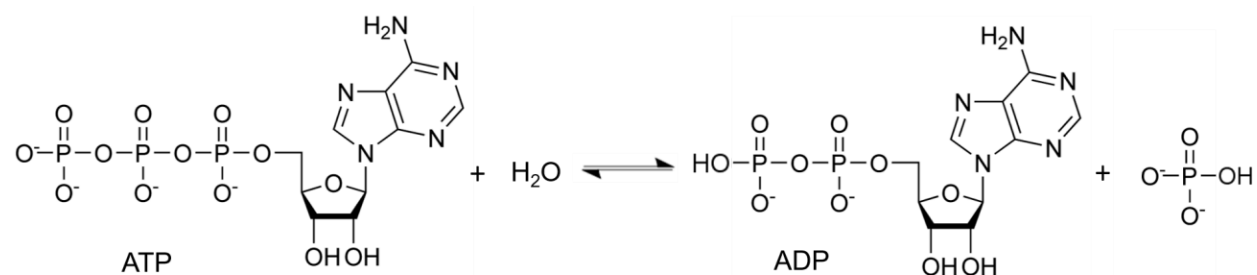
Decorrido algum tempo, a pressão parcial dos gases presentes no recipiente é: NO, 0,7 bar; NO<sub>2</sub>, 10<sup>-6</sup> bar; SO<sub>2</sub>, 0,005 bar e SO<sub>3</sub>, 0,05 bar. **Indique** a alternativa que apresenta a variação de energia de Gibbs da reação,  $\Delta_r G$  (em kJ mol<sup>-1</sup>).

Dados de valores padrão para 25 °C:

Gás	$\Delta H_f^0$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	$S^0$ (J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> )
NO	+90,25	+210,76
NO <sub>2</sub>	+33,18	+240,06
SO <sub>2</sub>	-296,83	+248,22
SO <sub>3</sub>	-395,72	+256,76

- a) + 3,42
- b) - 41,82
- c) - 35,63
- d) - 3,42
- e) + 4,18

**Questão 72.** (OMQ 2020 - Modalidade B) A molécula trifosfato de adenosina (ATP) é utilizada nos seres vivos para armazenamento de energia. Quando há demanda de energia pelo organismo para realizar um determinado processo, ocorre a hidrólise do ATP formando adenosina difosfato (ADP) e fosfato inorgânico conforme representado pela equação química abaixo:



Sabendo que a variação de entalpia dessa reação a 25 °C é de -5,4 kcal mol<sup>-1</sup> e que a variação de entropia é de +15 cal mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>, indique a afirmação **CORRETA**:

- a) a reação de hidrólise do ATP não é espontânea, pois a variação de entropia é positiva.
- b) a reação é exotérmica porque a quebra da ligação O-P na molécula de ATP libera energia.
- c) a reação é espontânea, pois a variação da energia livre de Gibbs é negativa com valor de

-5,1 kcal mol<sup>-1</sup>.

d) nenhuma das afirmações anteriores é correta.

**Questão 73.** (OBQ 2023 - Modalidade A) A hidrazina (N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) é um combustível usado em satélites. No estado líquido, em uma reação de combustão, ela reage com oxigênio molecular para gerar dióxido de nitrogênio gasoso e água líquida. Alguns dados termoquímicos são apresentados para essas substâncias no quadro abaixo.

Substância	$\Delta_f H^\circ$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	$S^\circ$ (J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> )
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (l)	50,6	121,2
Oxigênio molecular (g)	0	205,2
Dióxido de nitrogênio (g)	33,2	240,1
Água (l)	- 285,8	70,0

Considerando a reação de combustão da hidrazina, responda aos itens a seguir.

- Escreva a equação química, com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, que representa a reação de combustão da hidrazina.
- Considerando os dados contidos no quadro, calcule a variação de entalpia da reação. Indique se ela é endotérmica ou exotérmica.
- Considerando os dados contidos no quadro, calcule a variação de entropia da reação. Indique se ela ocorre com aumento ou diminuição da entropia.
- Considerando os dados contidos no quadro, e que a reação ocorra a 25 °C, calcule a variação da energia de Gibbs da reação. Essa reação é espontânea a qualquer temperatura? Justifique sua resposta.
- Considere que se utilize hidrazina no estado gasoso para realização da reação de combustão. Neste caso, a variação de entropia deve ser maior ou menor do que aquela determinada no item (c)? Justifique sua resposta.

## E. Cinética Química

### E.1. Leis da Velocidade e Ordens da Reação

Normalmente, falamos de velocidade para se referir a um deslocamento físico em um determinado tempo. Quando se trata da química, podemos medir a velocidade das reações por meio de expressões que determinam a composição de uma mistura em qualquer momento da reação, com a variação da quantidade de produtos e de reagentes.

Uma reação química pode acontecer mais rápido que outra dependendo de alguns fatores que possam influenciar sua velocidade.

#### Concentração e velocidade

Na química, a velocidade média de uma reação é medida a partir da variação das concentrações dos reagentes ou dos produtos, ou seja, a fração de consumo (de R) /formação (de P) sobre o tempo decorrido. Para evitar confusões sobre a velocidades de R e de P, utiliza-se o cálculo da velocidade média única de uma reação  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  :

$$V_m = \frac{-1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Os sinais negativos indicam que as concentrações dos reagentes diminuem com o tempo, enquanto os produtos têm suas concentrações aumentadas à medida que a reação ocorre.

A velocidade inicial de consumo de um reagente é definida no instante em que a reação se inicia, ou seja, no tempo  $t = 0$ , quando a concentração dos reagentes ainda não sofreu variação significativa. Essa velocidade inicial permite determinar a constante da velocidade da reação:

$$V \text{ de consumo de R} \propto [R]$$

Logo, encontra-se a constante da velocidade, representada por k:

$$V \text{ de consumo de R} = k \times [A]^a [B]^b$$

Os expoentes “a” e “b” nessa equação representam a ordem da reação em relação a cada reagente. Eles indicam como a variação na concentração de um reagente afeta a velocidade da reação. Embora esses expoentes possam ser iguais aos coeficientes estequiométricos da equação balanceada, essa correspondência nem sempre ocorre. Na maioria dos casos, os valores de "a" e "b" precisam ser determinados experimentalmente.

## Ordem da reação

A ordem da reação indica como a velocidade varia em função da concentração das substâncias na reação, ou seja, o que acontece com a velocidade quando a concentração dos reagentes é alterada.

Em uma reação do tipo  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ , é válido que:

$$V = k \times [A]^a [B]^b$$

Nesse sentido, analisa-se na lei da velocidade que, se a concentração de A dobrar e, conseqüentemente, a velocidade também dobrar, verifica-se que o expoente "a" vale 1 (de primeira ordem em relação a A).

Ainda pensando nos coeficientes dos reagentes, se a concentração de B dobrar, e por conseqüência a velocidade for quadruplicada, percebe-se que a influência foi ao quadrática. Portanto o valor do expoente "b" é 2 (de segunda ordem por B).

Teste	Concentração de A (M)	Concentração de B (M)	Velocidade da reação
1	1,0	1,0	0,2
2	2,0	1,0	0,4
3	1,0	2,0	0,8
4	2,0	2,0	0,16

A ordem da reação, assim, corresponde a soma desses coeficientes, e, nesse caso exemplificado, seria  $1+2 = 3$ .

## Fatores que alteram a velocidade de uma reação

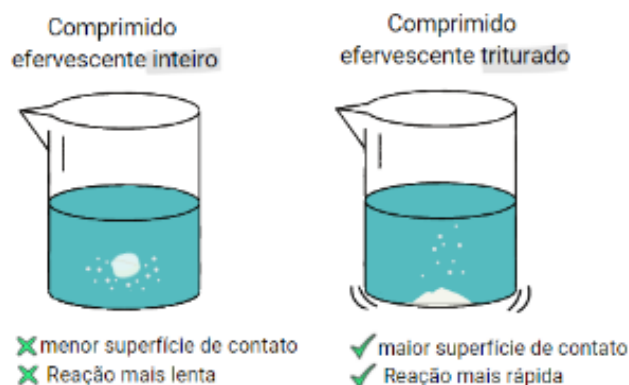
Além da concentração dos reagentes, percebe-se nas reações químicas a alteração da velocidade, também, pela incidência de luz, pela superfície de contato, pela temperatura, pela pressão e pela presença de catalisadores. Uma reação será mais rápida quanto mais fácil ocorrer a colisão dos compostos reagentes.

### → Luz

Em algumas reações químicas a presença de luz pode aumentar a velocidade.

### → Superfície de contato

Quanto maior a área da superfície em reação, mais rápido será o consumo de uma mesma massa. Um exemplo é a solubilização de um comprimido efervescente em água:



### → Temperatura

Pensando em temperatura como seu conceito de grau de agitação das moléculas, entende-se que, quanto maior a temperatura do sistema, mais rápida será a reação. Isso ocorre porque um aumento na temperatura fornece mais energia cinética às moléculas dos reagentes, fazendo com que colidam com mais frequência e com maior energia. Como resultado, há um aumento na taxa de reações eficazes, ou seja, aquelas que superam a barreira de energia de ativação e resultam na formação dos produtos.

Esse efeito pode ser descrito matematicamente pela Equação de Arrhenius, que relaciona a constante de velocidade

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$$

Onde:

- $k$  é a constante de velocidade da reação
- $A$  é o fator pré-exponencial (ou fator de frequência), que representa a frequência de colisões entre as moléculas
- $E_a$  é a energia de ativação da reação, ou seja, a energia mínima necessária para que a reação ocorra
- $R$  é a constante dos gases (8,314 J/mol·K)
- $T$  é a temperatura absoluta em Kelvin (K)
- $e^{\frac{-E_a}{RT}}$  representa a fração de moléculas que possuem energia suficiente para reagir.

A equação de Arrhenius também é útil para relacionar as constantes de velocidade em valores de temperatura distintos:

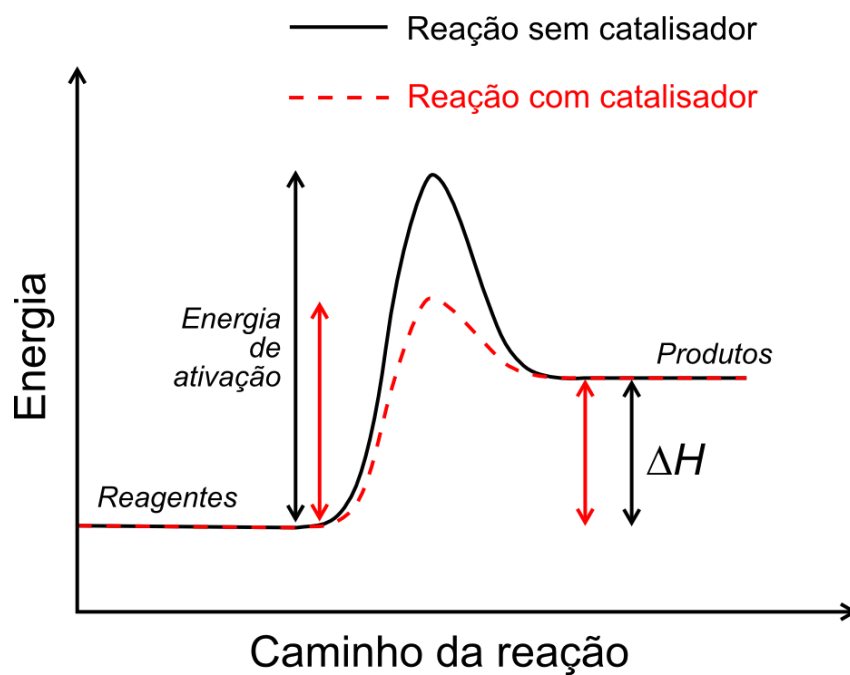
$$\ln \frac{k_1}{k_2} = -\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

→ Pressão

A influência da pressão na velocidade é mais marcante quando ao menos um dos reagentes se encontra no estado gasoso, sendo quanto maior, maior a velocidade.

→ Catalisadores

São substâncias que, quando inseridas no sistema, conseguem diminuir a energia de ativação, consequentemente a velocidade da reação.



## EXERCÍCIOS

**Questão 74.** (OMQ 2024 - Modalidade B) “A reação entre o hidrogênio molecular e o iodo molecular em fase gasosa ocorre de forma elementar”. Baseado nesta informação é **CORRETO** afirmar que:

- a) a reação é de ordem 1.
- b) a velocidade da reação não depende das concentrações dos reagentes.
- c) a reação ocorre em uma única etapa.
- d) a constante de velocidade da reação é igual a 1.

**Questão 75.** (OBQ 2021 - Modalidade A) A equação de Arrhenius utilizada na cinética química, permite calcular a variação da constante de velocidade de uma reação química com a temperatura, bem como determinar a energia de ativação da reação. Matematicamente, a equação de Arrhenius é dada por:

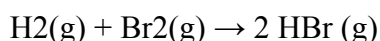
$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

em que  $k$  é a constante de velocidade da reação,  $A$  é a constante de Arrhenius (pré-exponencial),  $E_a$  é a energia de ativação,  $R$  é a constante dos gases e  $T$  é a temperatura.

Considere que a constante de velocidade de uma reação de primeira ordem é  $3,68 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$  a  $150 \text{ }^\circ\text{C}$ , e a energia de ativação é  $71 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Qual é o valor da constante de velocidade (em  $\text{s}^{-1}$ ) a  $170 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

- a)  $9,2 \times 10^{-2}$
- b)  $3,7 \times 10^{-2}$
- c) 2,49
- d)  $4,0 \times 10^{-2}$
- e)  $3,7 \times 10^{-1}$

**Questão 76** (OBQ 2021 - Modalidade A) A reação entre hidrogênio e bromo leva a formação de brometo de hidrogênio. Com o propósito de compreender o mecanismo foram realizadas medidas de concentração e velocidade inicial de consumo dos reagentes nas condições padrão (298 K, 1 bar), sendo os dados representados a seguir:



Experimento	$[\text{H}_2]_0$ (mmol L <sup>-1</sup> )	$[\text{Br}_2]_0$ (mmol L <sup>-1</sup> )	$v_0$ ( $\times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$ )
I	1,5	3,0	2,0

II	1,5	27,0	6,0
III	4,5	3,0	6,0
IV	3,0	2,5	3,6

Após se determinar a lei de velocidade, o mecanismo abaixo foi proposto:



De posse dessas informações, assinale a afirmação **correta**.

- A constante de velocidade\* é  $7,6 \times 10^{-6}$  (unidade resulta da lei de velocidade).
- A partir da lei de velocidade conclui-se que a terceira etapa é a etapa lenta.
- Todas as etapas elementares no mecanismo são bimoleculares.
- A equação de velocidade é expressa por  $v = k [\text{H}_2]^{1/2} \cdot [\text{Br}_2]$
- $k$  encontrado a partir da equação de velocidade foi 0,242 (unidade resulta da lei de velocidade).

**Questão 77.** (OMQ 2021 - Modalidade B) A velocidade das reações químicas é dependente de vários fatores. Sobre este tema, analise as afirmações abaixo:

I – Uma reação que ocorre com energia maior que a energia de ativação, mas com as moléculas chocando-se com orientação inapropriada para formação de nova ligação, irá resultar em um choque ineficaz.

II – A temperatura é um parâmetro que afeta de diferentes formas a velocidade de uma reação, alterando a energia cinética média das moléculas e a constante de velocidade.

III – Quando uma reação está envolvida em um equilíbrio químico, a constante de equilíbrio é alterada se as velocidades das reações forem alteradas, mas apenas pelo efeito da temperatura.

IV – Em reações com predominância de reagentes no estado gasoso, um líquido que participa da reação não entrará na equação da velocidade assim como acontece na situação contrária.

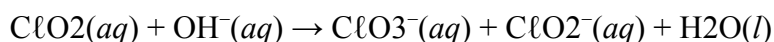
**Assinale** a alternativa com as afirmações **CORRETAS**:

- I, II e III apenas.
- I, II e IV apenas.

c) I, III e IV apenas.

d) II, III e IV apenas.

**Questão 78.** (OBQ 2020 - Modalidade A) O dióxido de cloro ( $\text{ClO}_2$ ) reage com íons hidróxido para produzir uma mistura de íons clorato e clorito, conforme representado pela equação **não balanceada** a seguir.



Os dados de velocidade inicial de reação apresentados na tabela abaixo foram determinados à temperatura constante.

Experimento	$[\text{ClO}_2]/\text{mol L}^{-1}$	$[\text{OH}^-]/\text{mol L}^{-1}$	$v/\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$
1	0,0150	0,0250	$1,30 \times 10^{-3}$
2	0,0150	0,0500	$2,60 \times 10^{-3}$
3	0,0450	0,0250	$1,17 \times 10^{-2}$

Com base nesses dados, **indique** a alternativa que apresenta o valor da constante de velocidade,  $k$  (em  $\text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}$ ), da reação.

a) 231

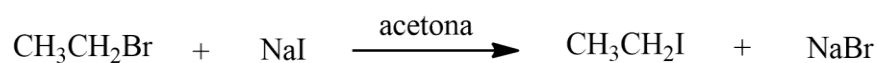
b) 139

c) 118

d) 69

e) 185

**Questão 79.** (OMQ 2020 - Modalidade B) Considere a reação entre bromoetano e iodeto de sódio, representada abaixo, que ocorre em meio homogêneo e cuja lei de velocidade é  $v = k[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}][\text{I}^-]$ .



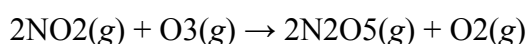
Em relação a esse processo, analise as afirmações a seguir:

- I. A reação é de primeira ordem em relação ao bromoetano.
- II. A velocidade da reação é maior no início da reação.
- III. Pode-se acelerar a reação diminuindo-se a quantidade de acetona, desde que o bromoetano e o iodeto de potássio permaneçam solúveis.
- IV. A velocidade da reação depende da diferença de energia livre entre os produtos e reagentes.
- V. Pode-se aumentar a velocidade da reação removendo-se brometo de sódio do meio de reação.
- VI. O uso de um catalisador aumentaria a energia de ativação da reação.

Estão **CORRETAS** as afirmações:

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

**Questão 80.** (OBQ 2023 - Modalidade A) Os dados na tabela abaixo referem-se à seguinte reação química, a 231 K.



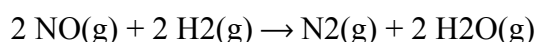
Experimento	[NO <sub>2</sub> ] (mol L <sup>-1</sup> )	[O <sub>3</sub> ] (mol L <sup>-1</sup> )	<i>v</i> <sub>reação</sub> (mol L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup> )
1	0,020	0,010	1,0 x 10 <sup>-4</sup>
2	0,040	0,010	2,0 x 10 <sup>-4</sup>
3	0,020	0,020	2,0 x 10 <sup>-4</sup>

Pede-se:

- a) Escreva a Lei de Velocidade da reação com base nos dados da tabela, justificando sua resposta.
- b) Qual a constante de velocidade da reação e sua unidade?

- c) Qual a velocidade da reação quando a concentração de NO<sub>2</sub> for duplicada e a concentração de O<sub>3</sub> for reduzida à metade?

**Questão 81.** (OBQ 2022 - Modalidade A) Experimentos foram conduzidos para estudar a velocidade da reação representada pela equação abaixo.

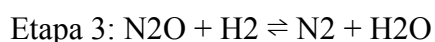
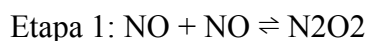


Concentrações iniciais e velocidades de reação são dadas na tabela abaixo.

Experimento	Concentração Inicial (mol L <sup>-1</sup> )		Velocidade Inicial de Formação N <sub>2</sub> (mol L <sup>-1</sup> min <sup>-1</sup> )
	[NO]	[H <sub>2</sub> ]	
1	0,0060	0,0010	1,8 × 10 <sup>-4</sup>
2	0,0060	0,0020	3,6 × 10 <sup>-4</sup>
3	0,0010	0,0060	0,30 × 10 <sup>-4</sup>
4	0,0020	0,0060	1,2 × 10 <sup>-4</sup>

Considerando os dados apresentados, responda às questões a seguir.

- Determine a ordem para cada um dos reagentes, NO e H<sub>2</sub>, a partir dos dados fornecidos e mostre seu raciocínio.
- Escreva a lei de velocidade global para a reação.
- Calcule o valor da constante de velocidade, k, para a reação. Inclua a unidade de medida de k na sua resposta.
- Para o experimento 2, calcule a concentração de NO restante quando exatamente a metade da quantidade original de H<sub>2</sub> foi consumido.
- A seguinte sequência de etapas elementares é um mecanismo proposto para a reação.



Com base nos dados apresentados, qual destes é o passo determinante da taxa? Mostre que o mecanismo é consistente com a lei de velocidade observada para a reação e a estequiometria global da reação.

## E. Cinética Química

### E.2. Leis de Velocidade Integradas (Concentração e Tempo)

As leis de velocidade integradas são equações que permitem determinar a concentração dos reagentes e produtos em qualquer instante da reação, fornecendo uma relação entre a concentração das substâncias e o tempo. Essas equações são obtidas a partir da integração diferencial da equação de velocidade e variam conforme a ordem da reação.

#### Reações de Ordem Zero

Para uma reação de ordem zero, a velocidade da reação é constante e independe da concentração dos reagentes. Isso significa que os reagentes são consumidos a uma taxa fixa ao longo do tempo, o que leva à seguinte equação de velocidade:

$$v = \frac{d[A]}{dt} = -k$$

Ao integrar essa equação, obtemos a lei de velocidade integrada para reações de ordem zero:

$$[A] = [A]_0 - kt$$

Onde:

- $[A]$  é a concentração do reagente no tempo  $t$
- $[A]_0$  é a concentração inicial do reagente
- $k$  é a constante de velocidade
- $t$  é o tempo decorrido.

Isso significa que, em uma reação de ordem zero, a concentração do reagente diminui de forma linear com o tempo. Quando toda a quantidade inicial do reagente for consumida, a reação se encerra.

#### Reações de Primeira Ordem

Para reações de primeira ordem, a velocidade da reação é proporcional à concentração do reagente, ou seja:

$$v = \frac{d[A]}{dt} = -k[A]$$

A integração dessa equação gera a lei de velocidade integrada para reações de primeira ordem:

$$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$$

ou

$$\frac{[A]}{[A]_0} = e^{-kt}$$

Onde:

- $\ln [A]$  é o logaritmo natural da concentração do reagente no tempo
- $\ln [A]_0$  é o logaritmo natural da concentração inicial do reagente,
- $k$  é a constante de velocidade da reação,
- $t$  é o tempo decorrido.

Essa equação mostra que a concentração do reagente diminui exponencialmente com o tempo.

### Meia-vida da Reação de Primeira Ordem

A meia-vida ( $t_{1/2}$ ) é o tempo necessário para que metade do reagente inicial seja consumida. Para reações de primeira ordem, a meia-vida é dada por:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

Isso significa que a meia-vida não depende da concentração inicial do reagente, mas apenas da constante de velocidade  $k$ .

### Leis de Velocidade Integrada de Segunda Ordem

Para reações de segunda ordem, a velocidade da reação é proporcional ao quadrado da concentração do reagente, ou seja:

$$v = \frac{d[A]}{dt} = -k[A]^2$$

A integração dessa equação fornece a lei de velocidade integrada para reações de segunda ordem:

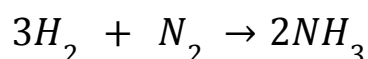
$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

## F. Equilíbrios Químicos

### F.1. Reações e Constantes de Equilíbrio

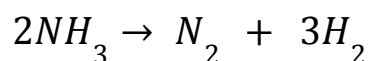
#### Reações reversíveis

Algumas reações ocorrem de forma completa, como a combustão de um hidrocarboneto, mas outras aparentam parar de ocorrer em um estágio intermediário. Utilizemos como exemplo a síntese de Haber-Bosch, que consiste na formação de amônia a partir dos gases hidrogênio e nitrogênio, em alta pressão e utilizando um catalisador metálico.

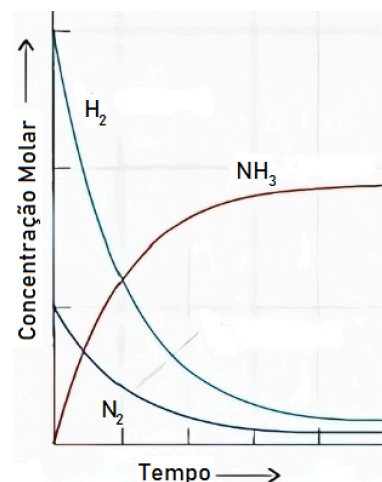


No início, essa reação produz uma grande quantidade de amônia rapidamente, mas parece parar depois de certo tempo. Como mostram os gráficos a seguir, existe um estágio em que a concentração dos produtos e reagentes passa a ser constante, ou seja, as espécies envolvidas na reação passam a coexistir no sistema.

Isso acontece devido à ocorrência simultânea de uma outra reação no sistema, denominada reação inversa, que, nesse caso, consiste na formação de  $H_2$  e  $N_2$  por meio da amônia.



As reações direta e inversa ocorrem simultaneamente durante todo o processo: ao mesmo tempo que hidrogênio e nitrogênio formam amônia, moléculas de amônia são quebradas, formando esses gases novamente. A partir disso, pode surgir o seguinte questionamento: Se essas reações ocorrem ao mesmo tempo, por que elas não se anulam?



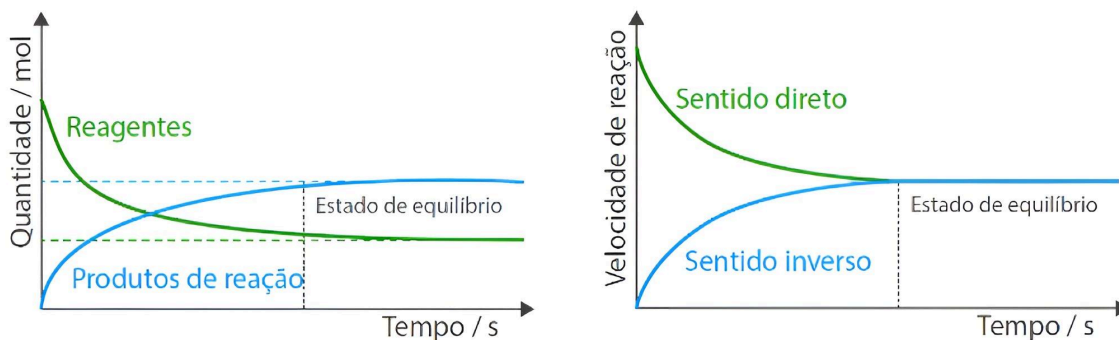
Esse fato é explicado pela cinética química, em que a velocidade de uma reação é proporcional à concentração dos reagentes envolvidos.

$$V \propto [A]^a \Rightarrow V = k[A]^a$$

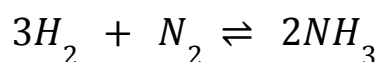
Assim, durante o estágio inicial desse processo, a reação direta é muito rápida, pois as concentrações de  $H_2$  e  $N_2$  são muito altas, e a reação inversa é muito lenta, pois a quantidade de  $NH_3$  no sistema é pequena.

Com o passar do tempo, o nitrogênio e o hidrogênio são convertidos em amônia, o que altera a concentração dessas espécies. Em consequência, a velocidade da reação direta diminui e a inversa aumenta, até que elas atinjam, após certo período, valores iguais.

Quando isso acontece, essas reações se anulam, ou seja, a concentração das espécies do sistema passa a ser constante. Esse estágio é denominado Equilíbrio Químico, e observe que ele é dinâmico, pois as reações direta e inversa continuam acontecendo, mas em taxas iguais.



Desse modo, por ser uma reação reversível, que atinge um estágio de equilíbrio dinâmico, a seta simples da reação ( $\rightarrow$ ) é trocada por uma seta dupla ( $\rightleftharpoons$ ), que expressa a simultaneidade dos processos direto e inverso.



### Constante de Equilíbrio em termos de Concentração

Por meio de uma análise matemática do equilíbrio químico, é possível prever a concentração das espécies da reação quando as velocidades direta e inversa se igualam. Assim, em uma reação genérica  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , temos que:

$$V_{direta} = k_d [A]^a [B]^b \text{ e } V_{inversa} = k_i [C]^c [D]^d$$

$$V_{direta} = V_{inversa} \Rightarrow k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$\frac{k_d}{k_i} = K_c = \text{Constante de Equilíbrio em termos de Concentração}$$

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{[PRODUTOS]^{\alpha}}{[REAGENTES]^{\beta}}$$

A constante de equilíbrio de cada reação depende das espécies envolvidas e da temperatura do sistema. Por meio dela, é possível prever a relação entre as concentrações reagentes e produtos no equilíbrio, ou então calcular a concentração de uma espécie química específica.

Obs.: Em nível mais avançado, a constante de equilíbrio é calculada por meio da atividade (a) dos compostos. Para sólidos e líquidos puros,  $a = 1$ , e por isso eles não são incluídos no cálculo de  $K_c$ .

### Constante de Equilíbrio em termos de Pressão Parcial

Em sistemas gasosos, é possível prever o equilíbrio em termos da pressão parcial de cada espécie. Semelhantemente à constante  $K_c$ , a constante de equilíbrio em termos de pressão parcial de gases, em uma reação genérica  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , é expressa por:

$$K_p = \frac{p(C)^c p(D)^d}{p(A)^a p(B)^b} = \frac{p(\text{PRODUTOS})^\alpha}{p(\text{REAGENTES})^\beta}$$

Obs: Apenas substâncias gasosas podem ser incluídas no cálculo da constante  $K_p$ .

### Relação entre $K_p$ e $K_c$

A partir da equação de Clapeyron ( $PV = nRT$ ), em um mesmo sistema, sob as mesmas condições, é possível estabelecer uma relação entre  $K_p$  e  $K_c$ :

$$p(X) = \frac{n_x RT}{V} \Rightarrow \frac{n_x}{V} = [X] \Rightarrow p(X) = [X]RT$$

$$K_p = \frac{p(\text{PRODUTOS})^\alpha}{p(\text{REAGENTES})^\beta} = \frac{([ \text{PRODUTOS} ] RT)^\alpha}{([ \text{REAGENTES} ] RT)^\beta} = \frac{[ \text{PRODUTOS} ]^\alpha (RT)^\alpha}{[ \text{REAGENTES} ]^\beta (RT)^\beta}$$

$$K_c = \frac{[ \text{PRODUTOS} ]^\alpha}{[ \text{REAGENTES} ]^\beta}, \quad \frac{(RT)^\alpha}{(RT)^\beta} = (RT)^{\alpha - \beta}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\alpha - \beta}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}, \text{ em que } \Delta n \text{ é a diferença de mols entre produtos e reagentes (gasosos).}$$

## EXERCÍCIOS

**Questão 82.** (OBQ 2022 - Modalidade A) Quando  $\text{H}_2(\text{g})$  é misturado com  $\text{CO}_2(\text{g})$  a 2.000 K, o equilíbrio é alcançado de acordo com a equação abaixo.



Em um experimento, as seguintes concentrações de equilíbrio foram medidas:

$$[\text{H}_2] = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = 0,30 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,55 \text{ mol L}^{-1}$$

- Qual é a fração em quantidade de substância de  $\text{CO}(\text{g})$  na mistura em equilíbrio?
- Usando as concentrações de equilíbrio dadas acima, calcule o valor de  $K_C$ , a constante de equilíbrio para a reação.
- Determine  $K_p$ , em termos de  $K_C$  e  $K_x$  para este sistema.  
Considere:  $e K_p = K_x (p_r)^{\Delta n}$
- Quando o sistema é resfriado de 2.000 K para uma temperatura mais baixa, 30,0 % do  $\text{CO}(\text{g})$  é convertido novamente em  $\text{CO}_2(\text{g})$ . Calcule o valor de  $K_C$  nesta temperatura mais baixa.
- Em um experimento diferente, 0,50 mol de  $\text{H}_2(\text{g})$  é misturado com 0,50 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  em um recipiente de reação de 3,0 litros a 2.000 K. Calcule a concentração de equilíbrio, em mols por litro, do  $\text{CO}(\text{g})$  para esta condição.

## F. Equilíbrios Químicos

### F.2. Direção das Reações

#### Quociente de Equilíbrio

A constante  $K_c$  define as proporções entre produtos e reagentes em um sistema que já alcançou o equilíbrio. Entretanto, dado um sistema em um momento aleatório, como é possível saber se ele está em equilíbrio? Ou então determinar se a reação está na direção de formação de reagentes ou de produtos? Isso é possível a partir do Quociente de Equilíbrio (Q), que expressa numericamente a proporção entre produtos e reagentes do sistema.

$$Q = \frac{[\text{PRODUTOS}]^\alpha}{[\text{REAGENTES}]^\beta} \text{ e } Q_p = \frac{p(\text{PRODUTOS})^\alpha}{p(\text{REAGENTES})^\beta}$$

Note que as equações de K e C são iguais, mas representam ideias diferentes. A constante determina a concentração (ou pressão parcial) de espécies no equilíbrio, e possui um valor fixo para sistemas equilibrados sob as mesmas condições. Por outro lado, o quociente é determinado pelas concentrações (ou pressões parciais) das substâncias, possuindo um valor variável que expressa o estado do sistema.

A partir da comparação dos valores entre Q e K, é possível, então, determinar o estado de um sistema e prever se serão formados reagentes ou produtos.

Comparação de Q e K	Estado do Sistema	Previsão
$Q = K$	Em equilíbrio	Concentrações constantes
$Q > K$	Há produtos em excesso	Serão formados reagentes
$Q < K$	Há reagentes em excesso	Serão formados produtos

#### Energia Livre de Gibbs

Como visto na Termoquímica, a Energia Livre de Gibbs expressa a quantidade de energia disponível para a realização de trabalho útil em um sistema. Nesse viés, essa grandeza permite também a determinação da espontaneidade de um processo, o que também é útil para prever o estado de um sistema.

Uma expressão alternativa para a variação da Energia Livre de Gibbs ( $\Delta G$ ) em um sistema que tende ao equilíbrio é

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

Em que  $\Delta G^0$  é a variação padrão da energia livre de Gibbs.

No equilíbrio, quando  $Q = K$ , visto que o sistema não sofre alterações, é razoável afirmar que não há variação da energia disponível para a realização de trabalho útil, ou seja,  $\Delta G = 0$ , o que permite a determinação do valor de  $\Delta G^\circ$ :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

No equilíbrio,  $\Delta G = 0$  e  $Q = K$

$$0 = \Delta G^\circ + RT \ln K$$

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$

Quando há excesso de reagentes, ou seja,  $Q < K$ , a tendência é que a reação direta ocorra de forma espontânea, o que representa um valor negativo de  $\Delta G$  ( $\Delta G < 0$ ). Por outro lado, caso haja excesso de produtos ( $Q > K$ ), o processo direto não ocorre espontaneamente, o que simboliza uma  $\Delta G$  positiva ( $\Delta G > 0$ ).

<b>Estado do Sistema</b>	<b>Relação entre Q e K</b>	<b>Valor de <math>\Delta G</math></b>
Equilíbrio Químico	$Q = K$	$\Delta G = 0$
Excesso de Reagentes	$Q < K$	$\Delta G < 0$
Excesso de Produtos	$Q > K$	$\Delta G > 0$

Isso pode ser visualizado com precisão por meio de uma nova expressão para o valor de  $\Delta G$ :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$

$$\Delta G = - RT \ln K + RT \ln Q$$

$$\Delta G = RT (\ln Q - \ln K)$$

$$\Delta G = RT \ln \frac{Q}{K}$$

## EXERCÍCIOS

**Questão 83.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Considere a reação de formação de HI(g) a partir de H<sub>2</sub>(g) e I<sub>2</sub>(g), representada abaixo, cuja constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) a 25 °C é 794.



Dois estudantes, Enzo e Valentina, realizaram experimentos nos quais eles misturaram gases HI, H<sub>2</sub> e I<sub>2</sub> em um recipiente de 1 L, a 25 °C, na presença de um catalisador e determinaram as concentrações dos gases após a reação ter atingido o equilíbrio. As quantidades que cada estudante adicionou de cada gás ao recipiente encontram-se no quadro abaixo.

Estudante	Quantidade de substância adicionada (mol)		
	H <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>	HI
Enzo	0,002	0,002	0,1
Valentina	0,001	0,001	0,03

Quanto ao experimento, analise as afirmações a seguir.

- I. Em ambos os experimentos, a concentração em quantidade de substância de HI diminuiu ao longo do tempo.
- II. A reação conduzida por Enzo liberou maior energia livre que a conduzida por Valentina.
- III. Atingido o equilíbrio, a velocidade de formação de HI é a mesma que a de sua decomposição.
- IV. A adição de uma maior quantidade de catalisador resultaria em maior concentração de HI no equilíbrio.
- V. Atingido o equilíbrio, a concentração de HI no experimento de Enzo é a mesma que no experimento de Valentina.
- VI. A remoção do catalisador do meio deslocaria o equilíbrio no sentido da formação de H<sub>2</sub> e I<sub>2</sub>.

Assinale a opção com as afirmações **CORRETAS**.

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

## F. Equilíbrios Químicos

### F.3. Deslocamento e Alteração do Equilíbrio

#### Princípio de Le Chatelier

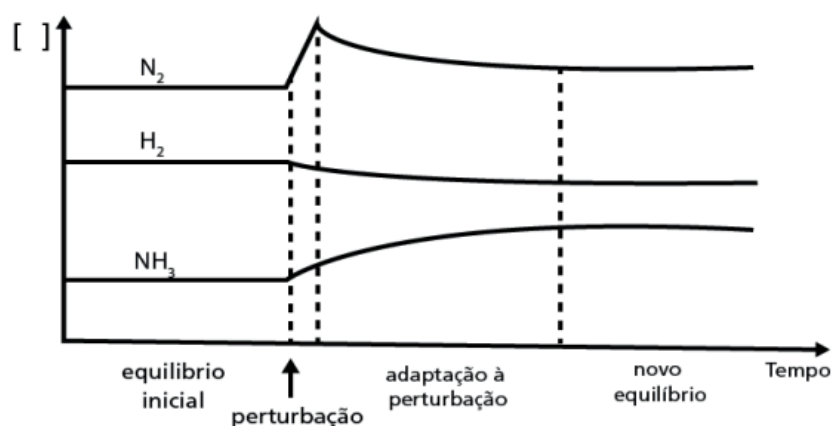
O químico Henri Louis Le Chatelier, ao observar o efeito de alterações no equilíbrio de sistemas químicos, enunciou que: “Quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, sempre no sentido de minimizar a ação do fator aplicado.”

Segundo Le Chatelier, ao alterar-se propriedades físicas e químicas de um sistema em equilíbrio, ou seja, ao perturbá-lo, este busca minimizar essa modificação, formando um novo equilíbrio quando as velocidades direta e inversa se igualam novamente.

#### Influência da Concentração

Como sabemos, a razão entre produtos e reagentes de um sistema em equilíbrio é uma constante. Nesse viés, ao adicionar ou remover certa quantidade de uma espécie do sistema, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio, por meio da formação de produtos ou reagentes.

Na síntese de Haber-Bosch, por exemplo, a adição de  $N_2$  provoca maior formação de amônia no sistema, que se adapta para restabelecer o equilíbrio. Já que essa alteração favorece a formação de  $NH_3$ , afirma-se que ela deslocou a reação **para a direita**, ou seja, no sentido dos produtos.



Essa adaptação pode ser compreendida matematicamente como um ajuste nos valores das concentrações das espécies, com o intuito de manter a proporção entre produtos e reagentes numericamente igual a  $K_c$ . Além disso, pode ser justificada pelo aumento da velocidade da reação direta, que é proporcional à concentração dos reagentes.

$$K_c = \frac{[PRODUTOS]^\alpha}{[REAGENTES]^\beta} \Rightarrow \text{Se } [REAGENTES] \text{ aumenta, } [PRODUTOS] \text{ deve aumentar.}$$

$$V_{direta} = k_{direta} [REAGENTES]^\beta \Rightarrow \text{Se } [REAGENTES] \text{ aumenta, } V_{direta} \text{ aumenta.}$$

Assim, utilizando essa lógica, é possível prever os efeitos da adição ou remoção de reagentes e produtos de um sistema em equilíbrio.

<b>Perturbação</b>	<b>Efeito</b>	<b>Deslocamento do Equilíbrio</b>
Adição de Reagente	Formação de Produtos	Para a direita
Remoção de Reagente	Formação de Reagentes	Para a esquerda
Adição de Produto	Formação de Reagentes	Para a esquerda
Remoção de Produto	Formação de Produtos	Para a direita

### **Influência da Temperatura**

No equilíbrio químico, umas das reações é endotérmica e a outra é exotérmica, visto que são processos contrários. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, se o sistema é perturbado, ele tende a deslocar no sentido que minimize essa perturbação.

Nesse sentido, o aumento da temperatura de um sistema deve beneficiar o sentido endotérmico da reação, visto que a absorção de calor por esse processo minimiza os impactos da energia fornecida ao sistema. Por outro lado, conclui-se que, se o aumento da temperatura favorece processos endotérmicos, sua diminuição desloca o equilíbrio no sentido exotérmico, seguindo a lógica de Le Chatelier.

<b>Perturbação</b>	<b>Deslocamento do Equilíbrio</b>
Aumento da Temperatura	No sentido endotérmico
Diminuição da Temperatura	No sentido exotérmico

A temperatura influencia diretamente na velocidade das reações direta e inversa, alterando suas constantes de velocidade. Assim, verifica-se também que a mudança térmica de um sistema altera o valor da constante de equilíbrio, que pode ter sua variação calculada utilizando a energia livre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\text{No equilíbrio, } \Delta G = 0 \text{ e } Q = K, \text{ logo: } \Delta G^\circ = -RT \ln K \Rightarrow \ln K = \frac{-\Delta G^\circ}{RT}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\ln K = \frac{-(\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ)}{RT}$$

Em momentos com temperaturas  $T_1$  e  $T_2$ :

$$\ln K_1 = \frac{-(\Delta H_1^\circ - T_1 \Delta S_1^\circ)}{RT_1} \text{ e } \ln K_2 = \frac{-(\Delta H_2^\circ - T_2 \Delta S_2^\circ)}{RT_2}$$

$$\ln K_1 - \ln K_2 = \frac{-(\Delta H_1^\circ - T_1 \Delta S_1^\circ)}{RT_1} - \frac{-(\Delta H_2^\circ - T_2 \Delta S_2^\circ)}{RT_2}$$

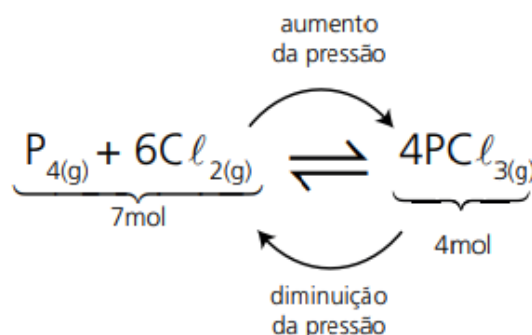
$$\ln K_1 - \ln K_2 = \frac{-\Delta H_1^\circ}{RT_1} + \frac{\Delta S_1^\circ}{R} + \frac{\Delta H_2^\circ}{RT_2} - \frac{\Delta S_2^\circ}{R}$$

É razoável considerar  $\Delta H^\circ$  e  $\Delta S^\circ$  aproximadamente independentes da faixa de temperatura de interesse, assim:  $\Delta H_1^\circ \approx \Delta H_2^\circ = \Delta H^\circ$  e  $\Delta S_1^\circ \approx \Delta S_2^\circ$ :

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

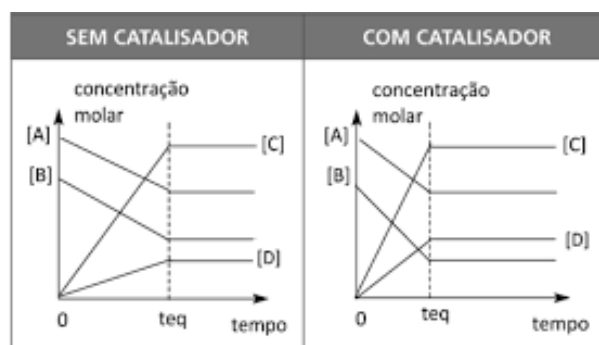
### Influência da Pressão

Aplicando o Princípio de Le Chatelier a um sistema de gases, verifica-se que a variação da pressão deslocará o equilíbrio no sentido de minimizar essa perturbação. Sabe-se que a pressão exercida por uma mistura gasosa é diretamente proporcional ao número de mols de gás nela presentes, o que é confirmado pela equação de Clapeyron ( $PV = nRT$ ). Assim, é intuitivo afirmar que o aumento da pressão favorece a reação que diminui o número de mols de gás em um sistema, e que sua redução beneficia o sentido que aumenta a quantidade de matéria.



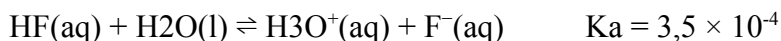
### Influência do Catalisador

A adição de um catalisador não altera a concentração das espécies no equilíbrio, pois favorece tanto a reação direta quanto a inversa. Sua influência é apenas na velocidade do processo, que acontece mais rapidamente, alcançando o equilíbrio em um tempo menor.



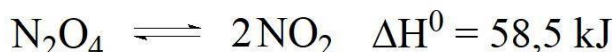
## EXERCÍCIOS

**Questão 84.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Considere as reações em equilíbrio representadas abaixo e as respectivas constantes de equilíbrio a 25 °C. Marque a afirmação **CORRETA**.



- a) Uma menor quantidade de LiF pode ser solubilizada ao se aumentar o pH.
- b) A adição de LiF ao meio desloca o equilíbrio no sentido da formação de Li<sup>+</sup>.
- c) Aumentar o pH de uma solução de fluoreto de lítio favorece a formação de HF.
- d) A dissolução de LiF em água é mais rápida que a dissociação de HF em água.

**Questão 85.** (OBQ 2023 - Modalidade A) Tetróxido de dinitrogênio é um composto com fórmula N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Apresenta-se como líquido abaixo de 21 °C e que solidifica a -11 °C. Decompõe-se facilmente e reversivelmente a um gás avermelhado que possui elétrons desemparelhados, agindo em muitos casos como radical livre, o NO<sub>2</sub>, segundo a reação:



É usado como propelente de foguetes, formando misturas hipergólicas (de autoignição), com hidrazina e seus compostos. Usado para essa finalidade, ele é conhecido simplesmente como *tetróxido de dinitrogênio* e a sigla **NTO** é amplamente utilizada nesses casos.

Assinale a afirmativa correta sobre a reação de decomposição do NTO.

- a) Um aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.
- b) Um aumento da pressão parcial do NO<sub>2</sub>(g) desloca o equilíbrio para a direita.
- c) O aumento da pressão total no sistema desloca o equilíbrio no sentido de aumentar a dissociação do **NTO**.
- d) Nas condições da experiência  $K_p = K_c$
- e) Considerando que o N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(g) encontra-se 20 % dissociado, podemos afirmar que o valor do  $K_p$  nas condições da experiência vale 0,20 atm.

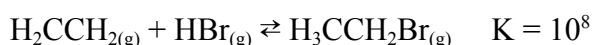
**Questão 86.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Aldeídos e cetonas podem reagir reversivelmente com a água para formar hidratos. Considere as reações de hidratação do acetaldeído e da

acetona e suas constantes de equilíbrio a 25°C, representadas a seguir, e marque a afirmativa **CORRETA**.



- a) A proporção entre o acetaldeído e seu respectivo hidrato em solução aquosa diminui ao se diluir a solução.
- b) A reação de hidratação da acetona apresenta maior  $\Delta G^\circ$  que a reação de hidratação do acetaldeído.
- c) A reação de hidratação do acetaldeído é mais rápida que a reação de hidratação da acetona.
- d) Nenhuma das afirmativas apresentadas está correta.

**Questão 87.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Considere a equação que representa a reação de formação de brometo de etila a partir de eteno e HBr, cuja constante de equilíbrio a 25 °C é  $10^8$ .



Analise as afirmativas a seguir.

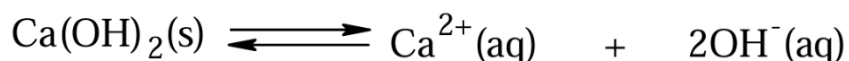
- I) A reação de formação do brometo de etila a partir de eteno e HBr possui  $\Delta G^\circ$  menor que 0.
- II) Como possui constante de equilíbrio grande, a reação é espontânea e por isso é muito rápida.
- III) A concentração de brometo de etila no equilíbrio independe das concentrações iniciais de eteno.
- IV) No equilíbrio, a velocidade com a qual o brometo de etila e o eteno se formam é a mesma.
- V) A adição de um catalisador ao meio de reação favorece o equilíbrio no sentido da formação do produto.
- VI) Considerando que a reação no sentido de formação do brometo de etila é exotérmica,

aquecer o sistema favorece a formação de eteno e ácido bromídrico.

Assinale a alternativa que contém as afirmativas **corretas**:

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

**Questão 88.** (OMQ 2021 - Modalidade B) Considere o equilíbrio entre o hidróxido de cálcio, uma base no estado sólido, e seus íons dissolvidos em uma solução aquosa saturada, representado na equação abaixo.

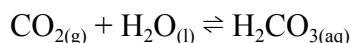


Em relação a esse equilíbrio, **assinale** a afirmação **CORRETA**.

- a) A adição de  $\text{Ca(OH)}_2$  à solução saturada desloca o equilíbrio no sentido dos produtos.
- b) O sólido  $\text{Ca(OH)}_2$  é mais solúvel em água com  $\text{pH} = 5$  do que em água com  $\text{pH} = 10$ .
- c) Pode-se aumentar a solubilidade do  $\text{Ca(OH)}_2$  adicionando-se  $\text{CaCl}_2$  à solução.
- d) A constante de equilíbrio da dissolução de  $\text{Ca(OH)}_2$  é dada por  $K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2}{[\text{Ca(OH)}_2]}$ .

**Questão 89.** (OMQ 2020 - Modalidade B) O dióxido de carbono tem boa solubilidade em água (90,1 mg/100 g de água a 20 °C). Essa boa solubilidade é atribuída, em parte, a reações das quais esse gás participa em meio aquoso. (Silva, L. A.; Carvalho, L. S.; Lopes, W. A.; Pereira, P. A. P.; Andrade, J. B. Solubilidade e Reatividade de Gases. Química Nova, v. 40, n. 7, p. 824-832, 2017.)

Considere a reação exotérmica, representada a seguir, que se encontra em equilíbrio.



Em qual das seguintes situações a solubilidade do dióxido de carbono iria diminuir?

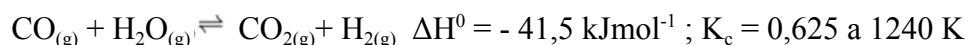
- a) Com um aumento da temperatura.
- b) Com uma diminuição da pressão e da temperatura.
- c) Com um aumento da pressão e diminuição da temperatura.

d) Com um aumento da pressão.

**Questão 90.** (OBQ 2018 - Modalidade B) Visto que o petróleo é um combustível não renovável e que contribui para a poluição do meio ambiente, várias indústrias e centros de pesquisas têm se mobilizado na busca por novas fontes de energia combustível. É nesse contexto que surge o hidrogênio combustível, considerado como o combustível do futuro, por ser renovável, inesgotável e principalmente por não liberar gases tóxicos para a atmosfera. Abaixo têm-se algumas vantagens do combustível hidrogênio:

- Utilização de motores elétricos no lugar de motores a combustão, minimizando a poluição do meio ambiente;
- Seu processo de geração de energia é descentralizado, não sendo necessária a construção de hidrelétricas;
- A geração de energia por meio de pilhas à combustível é mais eficiente do que a obtida pelos processos tradicionais.

A reação abaixo mostra a possibilidade de obtenção de hidrogênio a partir do monóxido de carbono:



Analisando os dados da reação acima, afirma-se:

- I - Um aumento da pressão total sobre o sistema não altera o estado de equilíbrio;
- II - Uma diminuição da temperatura favorece o aumento na produção de gás hidrogênio;
- III - O valor de  $K_p > K_c$  nas condições dadas;
- IV - A concentração final de cada componente do sistema, em equilíbrio, quando se misturam um mol de cada um dos reagentes com dois mols de cada um dos produtos, na temperatura da experiência, considerando um balão volumétrico de 1 L é:  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,46 \text{ mol.L}^{-1}$  e  $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 2,54 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Estão corretas as seguintes afirmações:

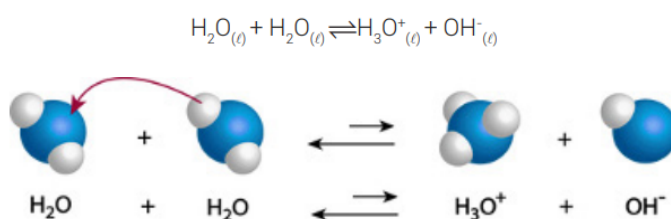
- a) I e II apenas
- b) I, II e IV apenas
- c) II e IV apenas
- d) III e IV apenas.
- e) I e III apenas.

## F. Equilíbrios Químicos

### F.4. Equilíbrios em Água

#### Autoionização da água

A água é um líquido puro de fórmula molecular  $\text{H}_2\text{O}$ . Entretanto, na prática, verifica-se que nem todas as moléculas estão nesse formato, pois, ao reagirem entre si, ionizam em  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ :



Esse processo, denominado autoionização da água, é um exemplo de equilíbrio químico, devido à existência das reações direta e inversa. Em consequência disso, a concentração dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  ( $\text{H}^+$ ) e  $\text{OH}^-$  obedece a uma constante de equilíbrio, que é representada, nesse caso, por  $K_w$ .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (a temperatura de } 25^\circ\text{C)}$$

Em água pura,  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ mol/L}$

#### pH, pOH e pKw

Em soluções aquosas, a ordem de grandeza da concentração dos íons geralmente é muito pequena ( $10^{-7} \text{ mol/L}$  na água pura), o que pode dificultar a determinação de sua acidez e de sua basicidade. A partir disso, foram formuladas as escalas de pH e pOH, que utilizam logaritmos na base 10 para converter as concentrações em valores simples e facilmente mensuráveis.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow \text{Aplica-se } -\log \text{ aos dois lados da equação}$$

$$-\log K_w = -\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

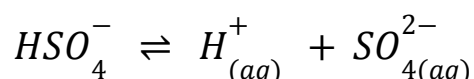
$$-\log K_w = pK_w, \quad -\log [\text{H}^+] = \text{pH}, \quad -\log [\text{OH}^-] = \text{pOH}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = pK_w = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

## Balanço de Massas

Na dissolução, dissociação ou ionização de certa substância em um solvente, a soma das quantidades das espécies químicas derivadas desse soluto, pela Lei da Conservação das Massas de Lavoisier, deve ser igual a quantidade que foi adicionada.

Na dissociação de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) em meio aquoso, por exemplo, ocorrem as seguintes reações:



Se foi preparada uma solução com concentração analítica  $C_a$ , ou seja, a concentração inicial de  $H_2SO_4$  (mol/L), é válido, por meio do balanço de massas, que após a dissociação:

$$C_a = [H_2SO_4] + [HSO_4^-] + [SO_4^{2-}]$$

## Balanço de Cargas

Na análise que qualquer solução, é considerado que essa é eletricamente neutra, ou seja, que a quantidade de cargas positivas em solução é igual a quantidade de cargas negativas. Isso é justificado pelo Princípio da Conservação das Cargas, que afirma que a carga elétrica total de um sistema isolado permanece constante.

Nesse sentido, ao se dissolver um composto iônico na água, ele se dissocia em íons positivos e negativos em proporções estequiométricas, mantendo a neutralidade elétrica da solução. Isso é denominado Regra da Eletroneutralidade, expressa matematicamente por:

$$\Sigma(\text{cátions} \times \text{carga}) = \Sigma(\text{ânions} \times \text{carga})$$

Assim, utilizando o exemplo da dissociação do ácido sulfúrico em água, é válido afirmar que:

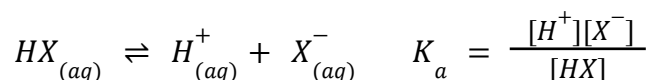
$$\underset{\text{cátions}}{1}[H^+] = \underset{\text{ânions}}{1}[HSO_4^-] + \underset{\text{ânions}}{2}[SO_4^{2-}] + \underset{\text{ânions}}{1}[OH^-]$$

## Equilíbrio de Ácidos

A presença de ácidos em água gera uma relação de equilíbrio entre a espécie ácida e seus íons em solução. A proporção entre produtos e reagentes nesse tipo de equilíbrio é quantificada pela constante  $K_a$ , denominada constante ácida.

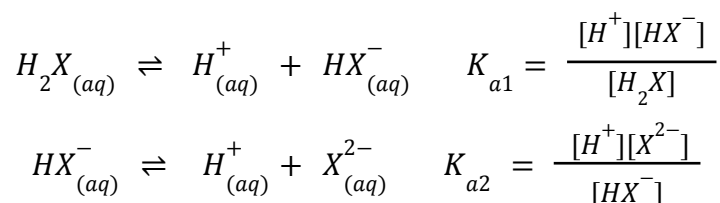
a) Ácidos Monopróticos

A dissociação de um ácido monoprótico HX em água ocorre em apenas uma etapa, que tem sua reação expressa de forma por:

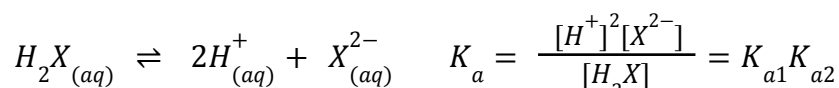


b) Ácidos Dipróticos

Diferentemente de ácidos monopróticos, a dissociação de um ácido diprótico H<sub>2</sub>X em água ocorre em duas etapas, simbolizadas pelas reações a seguir:

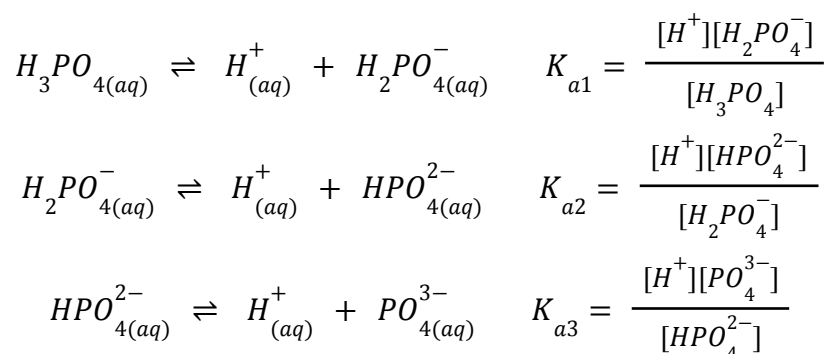


Somando essas duas equações, é possível obter a equação de dissociação completa:

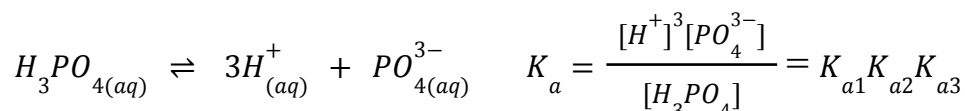


c) Ácidos Polipróticos

A dissociação de um ácido poliprótico ocorre em três ou mais etapas, que seguem a mesma lógica das dissociações parciais de um ácido diprótico. O ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>), por exemplo, se dissocia da seguinte maneira:



Somando essas três equações, obtém-se a equação de dissociação completa:

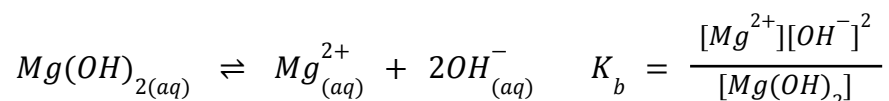


## Equilíbrio de Bases

A presença de bases em meio aquoso gera uma relação de equilíbrio entre a espécie básica e seus íons em solução. A proporção entre produtos e reagentes nesse tipo de equilíbrio é quantificada pela constante  $K_b$ , denominada constante básica.

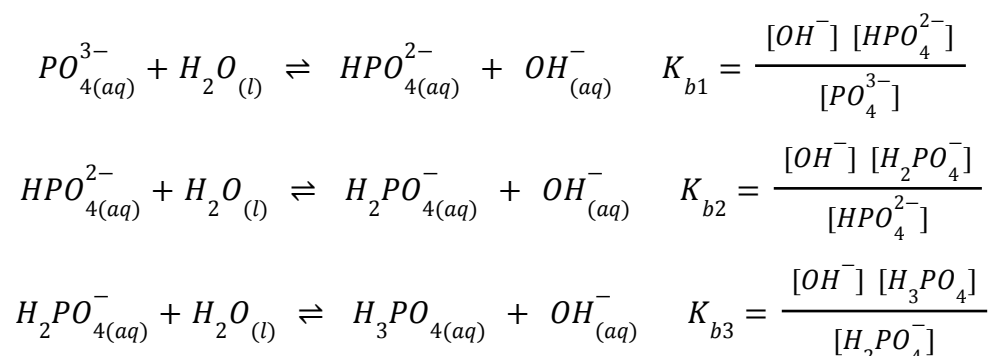
### a) Bases de Arrhenius

As bases de Arrhenius, por se tratarem exclusivamente de compostos iônicos, não passam pelo processo de dissociação parcial assim como os ácidos, dissociando-se de forma completa.

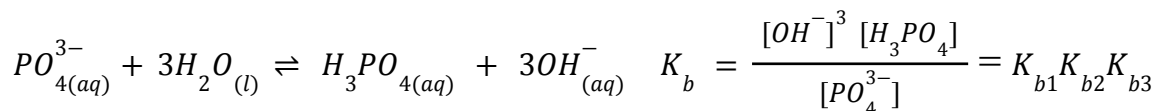


### b) Bases de Brønsted-Lowry

As bases de Brønsted-Lowry, por serem mais abrangentes que as propostas por Arrhenius, podem apresentar um equilíbrio químico mais complexo. O ânion  $PO_4^{3-}$ , base conjugada do ácido fosfórico, está envolvido nos seguintes equilíbrios em meio aquoso:

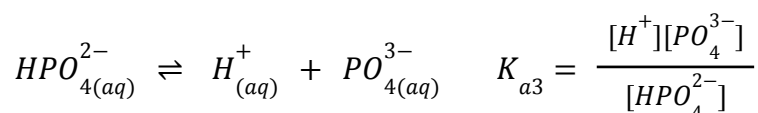


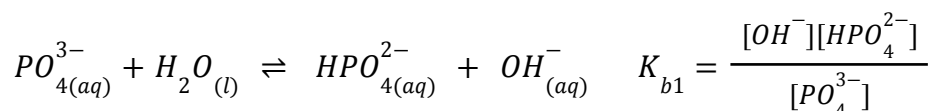
Somando essas três equações, obtém-se a equação de dissociação completa:



## Relação entre $K_a$ e $K_b$

Utilizando o equilíbrio do ácido fosfórico em meio aquoso, por exemplo, note que cada equação pode ser escrita de duas formas equivalentes:





Ambas equações representam o equilíbrio entre o ácido  $HPO_4^{2-}$  e sua base conjugada  $PO_4^{3-}$ , mas uma utiliza a constante ácida e a outra utiliza a constante básica. A partir delas, é possível estabelecer uma relação entre  $K_a$  e  $K_b$ :

$$K_{a3} = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} \text{ e } K_{b1} = \frac{[OH^-][HPO_4^{2-}]}{[PO_4^{3-}]}$$

$$[H^+] = \frac{K_{a3}[HPO_4^{2-}]}{[PO_4^{3-}]} \text{ e } [OH^-] = \frac{K_{b1}[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = \frac{K_{a3}[HPO_4^{2-}]}{[PO_4^{3-}]} \frac{K_{b1}[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

$$K_w = K_{a3} K_{b1}$$

Assim, para um par ácido-base conjugado, o produto de suas constantes  $K_a$  e  $K_b$  é igual a constante de autoionização da água ( $K_w$ ). Além disso, ao analisar-se os outros equilíbrios, visualiza-se que a relação entre o índice dessas constantes para ácidos com  $N$  prótons é:

$$K_{a(x)} \Rightarrow K_{b(N+1-x)}$$

Exemplo -  $H_3PO_4$  ( $N=3$ ):  $K_{a1} \Rightarrow K_{b3} / K_{a2} \Rightarrow K_{b2} / K_{a3} \Rightarrow K_{b1}$

### pKa e pKb

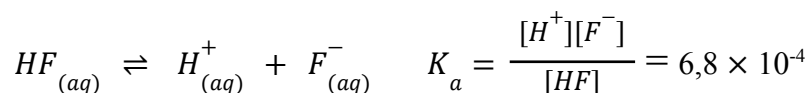
Assim como  $pH = -\log [H^+]$  e  $pOH = -\log [OH^-]$ , é de grande utilidade, uma vez que  $K_a$  e  $K_b$  podem ser muito pequenos, definir que:

$$pK_a = -\log K_a \quad // \quad pK_b = -\log K_b$$

### Cálculo de pH ou pOH

Exemplo: Qual é o pH de uma solução 0,200 mol/L de HF? ( $K_a = 6,8 \times 10^{-4}$ )

→ Visualização da equação química e expressão do  $K_a$



→ Montar uma tabela com as concentrações iniciais das espécies envolvidas no equilíbrio, suas variações e seus valores finais.

Espécie	HF	H <sup>+</sup>	F <sup>-</sup>
[ ] inicial	0,200	10 <sup>-7</sup> (água pura)	-
variação da [ ]	-1x	+1x	+1x
[ ] final	0,200-x	10 <sup>-7</sup> + x	x

Obs.: Note que as variações seguem as proporções estequiométricas da reação

→ Inserir os valores finais de concentração na expressão de  $K_a$ .

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = 6,8 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{(10^{-7} + x)x}{0,200 - x} = 6,8 \times 10^{-4}$$

$$10^{-7}x + x^2 = 1,36 \times 10^{-4} - 6,8 \times 10^{-4}x$$

Resolvendo a equação normalmente,  $x \approx 1,13 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ . Calculando o pH da solução, temos:

$$pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-7} + 1,13 \times 10^{-2}) \approx 1,95$$

### Aproximações no equilíbrio

Observe que foi necessário resolver uma equação quadrática para encontrar o valor de  $x$ . Em exemplos mais complexos, poderiam ter sido obtidas equações mais difíceis de resolver, o que cria a necessidade da utilização de aproximações. Além disso, em casos como esse, essas aproximações permitem a economia de tempo. Elas são feitas utilizando raciocínio químico, podendo ser aplicadas ao cumprir algumas condições:

$$1) \text{ Se } \frac{C_a}{K_a} \geq 100, [\text{HX}] \gg [\text{X}^-], \text{ logo } C_{\text{HX}} \approx [\text{HX}].$$

Caso a concentração analítica de um ácido seja bem maior que sua constante  $K_a$ , é possível prever que a concentração de seus íons em solução é muito pequena em relação à espécie ácida. Assim, nesse caso, é possível afirmar que  $C_{\text{HX}} \approx [\text{HX}]$ .

$$2) \text{ Se } \frac{K_a}{K_w} \geq 1000, [\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}} \text{ é desprezível.}$$

Caso a constante de um ácido ( $K_a$ ) seja bem maior que a constante  $K_w$  (mais de 100 vezes), é possível dizer que os íons  $\text{H}^+$  da solução são majoritariamente provenientes da espécie ácida. Assim, a concentração inicial de  $\text{H}^+$  gerada pela autoionização da água é considerada desprezível para a determinação do pH.

$$3) \text{ Para espécies polipróticas, se } \frac{K_{a1}}{K_{a2}} \geq 1000, \text{ apenas a primeira etapa é relevante}$$

Caso a constante da segunda reação de ionização ( $K_{a2}$ ) seja bem menor que a da primeira ( $K_{a1}$ ), é possível inferir que a maior parte da concentração de  $\text{H}^+$  é proveniente da primeira etapa, o que permite a desconsideração da segunda etapa em diante.

Obs.: É importante verificar se o uso de aproximações não causou grandes variações no resultado final. Além disso, as aproximações NÃO possuem uma relação de dependência e também são aplicáveis a soluções sais, bases e outras espécies químicas.

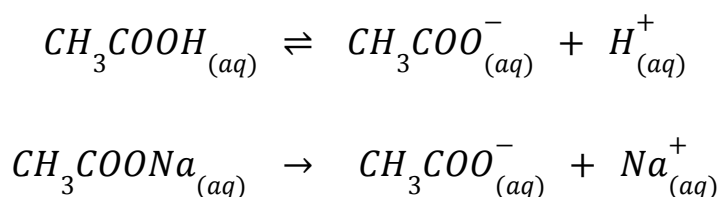
## Soluções Tampão

Tampões são soluções que resistem a bruscas mudanças de pH. O sangue, por exemplo, é tamponado em um pH próximo de 7,4, que é ideal para o correto funcionamento do corpo humano.

Essas soluções têm mecanismos químicos para suprimir variações da concentração de íons  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$ , mantendo o pH praticamente constante em certa faixa. Há dois principais tipos de tampões: ácidos e básicos.

### a) Tampões ácidos

São feitos a partir de um ácido fraco e sua base conjugada na forma de um sal solúvel, ambos em uma faixa ideal de concentração. Um exemplo seria uma solução de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) e acetato de sódio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ), na qual ocorrem as seguintes reações:

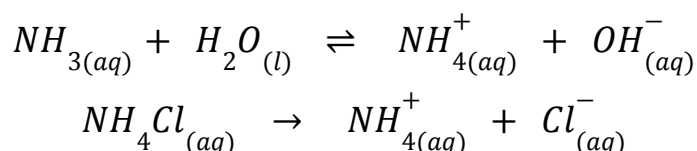


Essas duas reações em conjunto neutralizam alterações de acidez feitas ao sistema, por meio dos seguintes mecanismos:

- Na adição de  $H^+$ , o equilíbrio do ácido é deslocado para a esquerda, consumindo os prótons adicionados. A disponibilidade de acetato ( $CH_3COO^-$ ) para a neutralização é garantida pelo sal. Assim, é constatada uma pequena variação no pH.
- Na adição de  $OH^-$ , o equilíbrio é deslocado para a direita pelo consumo de íons  $H^+$ , dissociando o ácido em íons acetato e prótons, que retornam o pH para um valor próximo do inicial.

#### b) Tampões básicos

São feitos a partir de uma base fraca e a seu ácido conjugado na forma de um sal solúvel, ambos em uma faixa ideal de concentração. Um exemplo seria uma solução de amônia ( $NH_3$ ) e cloreto de amônio ( $NH_4Cl$ ), na qual ocorrem os seguintes processos:



Essas duas reações em conjunto neutralizam alterações de acidez feitas ao sistema, por meio dos seguintes mecanismos:

- Na adição de  $H^+$ , o equilíbrio é deslocado para a direita pelo consumo de íons  $OH^-$ , dissociando a base em íons amônio e hidroxilas, que retornam o pH para um valor próximo do inicial.
- Na adição de  $OH^-$ , o equilíbrio da base é deslocado para a esquerda, consumindo as hidroxilas adicionadas. A disponibilidade de íons amônio ( $NH_4^+$ ) para a neutralização é garantida pelo sal. Assim, é constatada uma pequena variação no pH.

### Equação de Henderson-Hasselbalch

A partir das relações de equilíbrio de massa e de cargas, é possível obter uma equação para determinação do pH de um tampão, denominada equação de Henderson-Hasselbalch. Utilizando a solução de ácido acético e acetato de sódio como exemplo, as seguintes igualdades são definidas

- Balanço de massas

$$C_{\text{ácido}} = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]_{\text{ácido}}$$

$$[CH_3COO^-]_{\text{ácido}} = [CH_3COO^-] - [CH_3COO^-]_{\text{sal}}$$

$$[CH_3COO^-]_{\text{sal}} = [Na^+]$$

$$C_{\text{ácido}} = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] - [Na^+]$$

→ Balanço de cargas

$$[H^+] + [Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-]$$

$$[Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] - [H^+]$$

→ Combinação das equações

$$C_{\text{ácido}} = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] - [Na^+]$$

$$C_{\text{ácido}} = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] - [OH^-] - [CH_3COO^-] + [H^+]$$

$$C_{\text{ácido}} = [CH_3COOH] - [OH^-] + [H^+]$$

→ Aproximações

Em um tampão, as concentrações do sal e do ácido são muito maiores do que as concentrações de  $H^+$  e de  $OH^-$ , que se tornam desprezíveis. Assim, é razoável afirmar que:

$$C_{\text{ácido}} = [CH_3COOH] - [OH^-] + [H^+] \Rightarrow C_{\text{ácido}} \simeq [CH_3COOH]$$

$$C_{\text{sal}} = [Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] - [H^+] \Rightarrow C_{\text{sal}} \simeq [CH_3COO^-]$$

→ Definição da Equação

Na solução tampão, o equilíbrio entre as espécies é expresso a partir da constante  $K_a$  do ácido acético. Utilizando as aproximações, obtém-se:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H^+] C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$

$$-\log K_a = -\log [H^+] - \log \left( \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}} \right) \Rightarrow pK_a = pH - \log \left( \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}} \right)$$

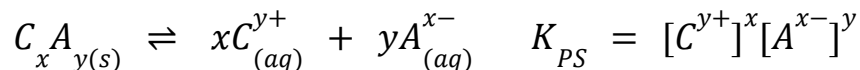
$$pH = pK_a + \log\left(\frac{C_{sal}}{C_{ácido}}\right)$$

A equação obtida, que define o pH de um tampão a partir do pKa de um ácido e as concentrações, é a equação de Henderson-Hasselbalch, que possui uma forma para bases:

$$pOH = pK_b + \log\left(\frac{C_{sal}}{C_{base}}\right)$$

### Equilíbrio de Sais

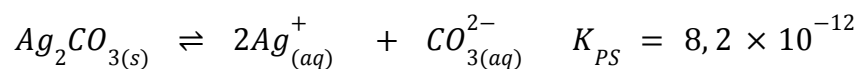
A presença de sais de baixa solubilidade em soluções gera uma relação de equilíbrio com seus íons dissociados, que pode ser quantificada por meio da Constante do Produto de Solubilidade ( $K_{PS}$ ). Para a solubilização de um sal genérico, ela é expressa por:



Note que, por ser um sólido puro, o sal não é incluído na expressão de  $K_{PS}$ , que é determinada somente pelas concentrações dos íons em solução.

### Solubilidade de Sais

A partir da constante  $K_{PS}$ , é possível determinar a solubilidade de um sal (s) e vice-versa. Utilizemos uma solução de carbonato de prata como exemplo:



$$K_{PS} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}]$$

Se foi solubilizada uma quantidade  $s$  do sal em questão, é possível determinar a concentração de seus íons em solução, seguindo as proporções estequiométricas. Como a relação estequiométrica em mols é 1:2 para o  $Ag^+$  e 1:1 para o  $CO_3^{2-}$ , a concentração desses íons em solução são, respectivamente,  $2s$  e  $s$ . Assim, colocando esses valores na expressão de  $K_{PS}$ , é possível determinar o valor da solubilidade  $s$  do  $Ag_2CO_3$ .

$$K_{PS} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}] = 8,2 \times 10^{-12}$$

$$(2s)^2 \times s = 8,2 \times 10^{-12}$$

$$4s^2 \times s = 8,2 \times 10^{-12}$$

$$4s^3 = 8,2 \times 10^{-12}$$

$$s = 1,27 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

O processo inverso poderia ser feito para encontrar o valor de  $K_{ps}$  com base na solubilidade do sal.

### Efeito do íon comum

A solubilidade do cloreto de prata em meio aquoso é de  $1 \times 10^{-5}$  mol/L. Caso esse sal fosse colocado em uma solução de cloreto de sódio, sua solubilidade diminuiria ou aumentaria?

Uma vez que a quantidade  $Cl^-$  em solução é limitada, é possível inferir que a solubilização do  $AgCl$  diminuirá, devido à presença de íons cloreto provenientes do  $NaCl$  em solução. Isso é denominado Efeito do íon comum, um fenômeno químico que ocorre quando se adiciona um íon que já está presente em uma solução.

Exemplo: Qual a solubilidade do  $AgCl$  em uma solução  $1,2 \times 10^{-3}$  mol/L de  $NaCl$ ?

O primeiro passo é calcular o  $K_{ps}$  do cloreto de prata, a partir de sua solubilidade em meio aquoso, que é  $1 \times 10^{-5}$  mol/L.

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = s \times s$$

$$s = 1 \times 10^{-5}$$

$$K_{ps} = (1 \times 10^{-5})^2 = 1 \times 10^{-10}$$

Em seguida, verifica-se que, como o  $NaCl$  está completamente solubilizado, a concentração inicial de  $Cl^-$  é  $1,2 \times 10^{-3}$  mol/L. A partir disso, é possível definir a concentração das espécies após a solubilização de uma quantidade  $x$  de  $AgCl$ .

Espécie	$Na^+$	$Ag^+$	$Cl^-$
[ ] inicial	$1,2 \times 10^{-3}$	0	$1,2 \times 10^{-3}$
[ ] solubilizada	0	+ x	+ x
[ ] final	$1,2 \times 10^{-3}$	x	$1,2 \times 10^{-3} + x$

Colocando novamente os valores obtidos na expressão de  $K_{PS}$  do cloreto de prata (A quantidade de  $Na^+$  não interfere):

$$K_{PS} = [Ag^+][Cl^-] = 1 \times 10^{-10}$$

$$K_{PS} = x(1,2 \times 10^{-3} + x) = 1 \times 10^{-10}$$

$$x^2 + 1,2 \times 10^{-3}x - 1 \times 10^{-10} = 0$$

Separando apenas a solução positiva da equação,  $x \approx 8,3 \times 10^{-8}$ . Como era esperado, a solubilidade do AgCl diminuiu devido ao efeito do íon comum.

## EXERCÍCIOS

**Questão 91.** (OBQ 2024 - Modalidade A) O pOH da solução obtida pela mistura de 30 mL de um ácido monobásico forte de pH = 3,0 e 70 mL de uma base monoácida forte de pH = 12,0, a 298 K, é:

- a) 2,17
- b) 3,17
- c) 5,17
- d) 1,17
- e) 4,17

**Questão 92.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Considere 100 mL uma solução aquosa diluída contendo  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ( $\text{pK}_a = 7,2$ ) e  $\text{HPO}_4^{2-}$  ( $\text{pK}_a = 12,7$ ) em concentração aproximada de  $0,001 \text{ mol L}^{-1}$ . A esta solução adicionou-se  $0,0010 \text{ mol}$  de ácido ascórbico ( $\text{pK}_a = 4,2$ ) e depois, gotejando-se solução concentrada de NaOH, o pH desta solução foi ajustado para 7,0.

Em relação ao sistema descrito, assinale a afirmação **CORRETA**.

- a) Quando o pH da solução é 7,0, a solução está neutra, e, logo, sua concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  é zero.
- b) Nesta solução, o ácido ascórbico está predominantemente em sua forma ionizada (ascorbato).
- c) Nesta solução, a concentração da espécie  $\text{HPO}_4^{2-}$  é 10 vezes maior que a da espécie  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .
- d) Nesta solução, não há a espécie ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

**Questão 93.** (OBQ 2022 - Modalidade A) Qual é o produto de solubilidade molar para  $\text{V}_3(\text{PO}_4)_5$  em termos de  $K_{PS}$ ?

- a)  $S = \left(\frac{K_{PS}}{125}\right)^{\frac{1}{8}}$
- b)  $S = K_{PS}^{\frac{1}{8}}$
- c)  $S = \left(\frac{K_{PS}}{15}\right)^{\frac{1}{8}}$

$$d) S = \left( \frac{K_{PS}}{108} \right)^{\frac{1}{8}}$$

$$e) S = \left( \frac{K_{PS}}{84375} \right)^{\frac{1}{8}}$$

**Questão 94.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Desde que a pandemia de coronavírus (Sars-CoV-2) começou, diversas receitas e *fake news* circulam na internet com o intuito de achar a cura para a doença. Uma das mais recentes é que o consumo de alimentos alcalinos ajudaria a aumentar o nível do pH do organismo, deixando a pessoa mais imunizada. Na mensagem, a recomendação é para consumir limão, abacate, alho e outros alimentos. Além de ser uma inverdade e não ter uma fonte segura, seguir determinadas dietas não muda o pH do organismo. De acordo com Guilherme Perini, hematologista da Sociedade Beneficente Israelita Brasileira Albert Einstein, em São Paulo, a manutenção do pH do sangue ocorre por diversos fatores: "A manutenção do pH do sangue, na verdade, depende de uma série de mecanismos fisiológicos do nosso organismo, que inclui a função renal e trocas gasosas pela respiração". Guilherme Giorelli, nutrólogo, coordenador da pós-graduação em Nutrologia do Hospital Israelita Albert Einstein e colunista do VivaBem, ressalta que o organismo não tem somente um pH, por isso é quase impossível equilibrar e alcançar um específico: "Alimentos quase não têm capacidade de mudar o pH, é uma quantidade incompatível,..."

Considerando-se o pH do alho igual a 6,30, **indique** o valor da concentração hidroxiliônica (em mol L<sup>-1</sup>) do alimento, sabendo que log 2 = 0,30.

- a) 5,0 x 10<sup>-7</sup>
- b) 5,0 x 10<sup>-8</sup>
- c) 2,0 x 10<sup>-7</sup>
- d) 2,0 x 10<sup>-8</sup>
- e) Nenhuma das respostas anteriores

**Questão 95.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Métodos titulométricos são amplamente utilizados em laboratório. Dentre esses, se destacam os métodos de titulação envolvendo reações ácido-base. Considerando-se que uma amostra aquosa contendo um ácido triprótico (H<sub>3</sub>A) foi diluída de 10 vezes, que uma alíquota de 20,00 mL dessa solução diluída Foi titulada com NaOH 0,1000 mol L<sup>-1</sup> e que o volume de titulante consumido foi de 35,00 mL, **indique** a concentração em quantidade de substância (mol L<sup>-1</sup>) do ácido na amostra.

Dados:

- 1) H<sub>3</sub>A (Ka1 = 7,11 × 10<sup>-3</sup>; Ka2 = 6,32 × 10<sup>-8</sup> e Ka3 = 4,47 × 10<sup>-13</sup>)
- 2) Considere que o ponto estequiométrico foi determinado com o uso de um indicador visual

com viragem em  $\text{pH} = 9,1$ .

- a) 0,875
- b) 0,437
- c) 1,31
- d) 0,0437
- e) 0,131

**Questão 96.** (OBQ 2021 - Modalidade A) Dentre as estratégias utilizadas pelo corpo humano para manutenção do  $\text{pH}$  do sangue há um sistema tampão e também a respiração (eliminação de  $\text{CO}_2$  no ar exalado).

Com relação ao  $\text{pH}$  do sangue, avalie as seguintes afirmações:

- I. desvios negativos de  $\text{pH}$  podem ser compensados pelo aumento na eliminação de  $\text{CO}_2$ .
- II. um sistema tampão é capaz de evitar apenas o aumento do  $\text{pH}$ .
- III. a capacidade tamponante de qualquer solução tampão é limitada, assim, excesso de ácidos ou bases no sangue podem resultar em alterações de  $\text{pH}$  fora do biologicamente aceitável.

Está correto o que se afirma em:

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

**Questão 97.** (OBQ 2021 - Modalidade A) De uma solução que contém  $0,200 \text{ mol L}^{-1}$  de um ácido diprótico  $\text{H}_2\text{A}$  foi retirada uma alíquota de  $25,00 \text{ mL}$ , transferido para um balão volumétrico de  $100,00 \text{ mL}$  e o menisco ajustado com água destilada. Considerando-se  $K_{a1} = 2,9 \times 10^{-6}$  e  $K_{a2} = 6,7 \times 10^{-9}$ , calcule o  $\text{pH}$  da solução final.

- a) 3,42
- b) 6,24
- c) 4,83
- d) 3,24

e) 4,38

**Questão 98.** (OMQ 2021 - Modalidade B) Sobre ácidos e bases, considere as seguintes afirmações.

- I. Em uma solução aquosa neutra, a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  é igual a zero.
- II. Ácido etanoico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) e  $\text{NaOH}$  atuam como ácidos frente à água.
- III. Uma solução aquosa de  $\text{HCl}$   $0,01 \text{ mol L}^{-1}$  apresenta valor de  $\text{pOH}$  igual a 12.
- IV. Quanto mais forte é um ácido, maior é a extensão de sua ionização em água.
- V. Quanto menor o  $\text{pH}$  de uma solução aquosa, maior é a concentração de  $\text{OH}^-$ .
- VI. Quanto maior o  $\text{pOH}$  de uma solução aquosa, menor é a concentração de  $\text{OH}^-$ .

**Assinale** a alternativa com as afirmações **CORRETAS**:

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

**Questão 99.** (OBQ 2020 - Modalidade A) O  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ( $\text{pK}_b$  do  $\text{NH}_3 = 4,8$ ), estocado irregularmente em Beirute e principal componente presente no acidente no início de 2020, é produzido em larga escala e utilizado como fertilizante em todo o mundo. Com relação ao  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , é **correto** afirmar que uma solução contendo  $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  dessa espécie apresenta  $\text{pH}$  próximo a:

- a) 5.
- b) 9.
- c) 3.
- d) 10.
- e) 7.

**Questão 100.** (OBQ 2020 - Modalidade A) A Resolução nº 430 de 13 de maio de 2011 do Conselho Nacional do Meio Ambiente (CONAMA) dispõe sobre condições e padrões de lançamento de efluentes em rios e outros corpos receptores. Segundo essa resolução, o  $\text{pH}$  dos efluentes industriais deve estar entre 5 e 9. No quadro a seguir, encontram-se as

concentrações de  $\text{OH}^-$  ou de  $\text{H}^+$ , no efluente tratado de algumas indústrias.

Indústria	Concentração no efluente ( $\text{mol L}^{-1}$ )
I	$[\text{OH}^-] = 10^{-8}$
II	$[\text{H}^+] = 10^{-3}$
III	$[\text{OH}^-] = 10^{-3}$
IV	$[\text{OH}^-] = 10^{-5}$
V	$[\text{H}^+] = 10^{-5}$

Considerando apenas a restrição quanto ao pH do efluente e os dados indicados no quadro é **correto** afirmar que:

- o tratamento realizado no efluente da indústria II está adequado ao cumprimento da legislação.
- os efluentes das indústrias IV e V provocam o mesmo impacto no ponto de mistura com o corpo receptor.
- os efluentes das indústrias I, IV e V receberam tratamento adequado ao cumprimento da legislação.
- os efluentes das indústrias II e III podem ser lançados no corpo receptor.
- apenas três efluentes não podem ser lançados no corpo receptor.

**Questão 101.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Considerando os sais cloreto de sódio, sulfato de bário ( $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-10}$ ), brometo de prata ( $K_{ps} = 5 \times 10^{-13}$ ) e cloreto de prata ( $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-10}$ ), **indique** a alternativa em que esses são apresentados em ordem crescente de solubilidade (em  $\text{g L}^{-1}$ ).

- $\text{AgBr} < \text{AgCl} < \text{BaSO}_4 < \text{NaCl}$
- $\text{AgCl} < \text{AgBr} < \text{BaSO}_4 < \text{NaCl}$
- $\text{AgCl} < \text{BaSO}_4 < \text{AgCl} < \text{AgBr}$
- $\text{NaCl} < \text{AgCl} < \text{BaSO}_4 < \text{AgBr}$
- $\text{BaSO}_4 < \text{AgCl} < \text{AgBr} < \text{NaCl}$

**Questão 102.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Soluções tampão possuem extenso uso em laboratórios de química. Em muitas aplicações, é comum recorrer-se a sais derivados do ácido fosfórico ( $pK_{a1} = 2,1$ ;  $pK_{a2} = 7,2$ ;  $pK_{a3} = 12,4$ ) para o preparo destas. Com base nessas informações, **indique** qual das misturas abaixo resultaria em uma solução tampão com pH próximo a 7 (considere mesmo volume para ambas as soluções misturadas).

- $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  +  $0,150 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NaOH}$
- $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{HPO}_4^{2-}$  +  $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{PO}_4^{3-}$
- $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  +  $0,200 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NaOH}$
- $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{PO}_4^{3-}$  +  $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NaOH}$
- $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{HPO}_4^{2-}$  +  $0,100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NaOH}$

**Questão 103.** (OBQ 2023 - Modalidade A) Considere que você recebeu 90 mL de uma solução de base fraca  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ ) com concentração  $0,6 \text{ mol L}^{-1}$  e, para titulante, recebeu uma solução de ácido forte  $\text{HCl}$  com concentração  $1 \text{ mol L}^{-1}$ .

- a) Qual é o  $pH$  da solução básica, antes de qualquer ácido ser adicionado?
  
- b) Que volume da solução de titulante (em mL) é necessário para atingir o ponto de equivalência (estequiométrico)?
  
- c) Que volume da solução de titulante (em mL) é necessário para atingir o ponto médio, onde  $pH = pK_a$ ?

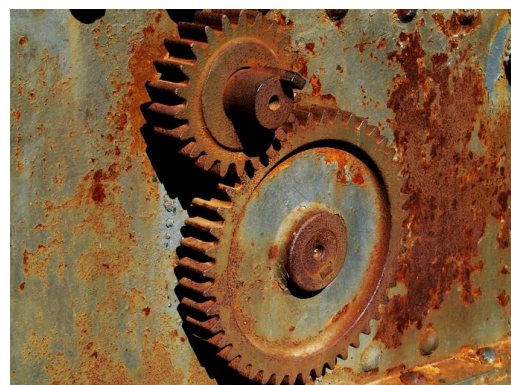
## G. - Eletroquímica

### G.1 - Reações de Oxirredução

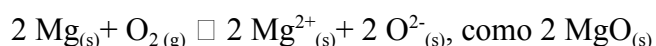
#### Reações REDOX

As reações de Oxirredução (REDOX) englobam grande parte das reações comuns já estudadas, como a combustão, a corrosão, a fotossíntese e o metabolismo dos alimentos. Tais reações fazem parte do grupo que estudaremos neste módulo.

Um exemplo de reação de oxidação é a reação entre magnésio e oxigênio. Durante a reação, o Magnésio (Mg) perde elétrons, formando íons  $Mg^{2+}$ , e o Oxigênio ganha elétrons, formando íons  $O^{2-}$ .

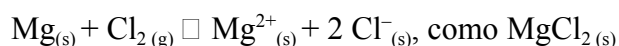


Reação de oxidação que ocorre com os metais ao ficarem enferrujados.



Embora reações de oxidação, originalmente, signifiquem “reações com o oxigênio”, reações que seguem o *mesmo padrão* que a reação acima também são caracterizadas como oxidações, mesmo que o oxigênio não esteja envolvido.

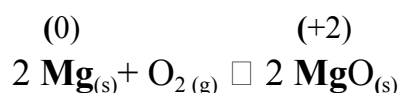
Uma reação dessa ocorre, por exemplo, quando o Magnésio reage com o cloro, produzindo cloreto de magnésio.



Assim, conforme observado, podemos definir que a transferência de elétrons é a **etapa fundamental** das reações de oxirredução.

#### Oxidação

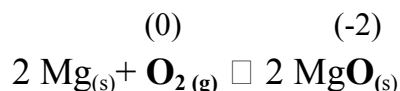
A Oxidação ocorre quando a espécie **perde elétrons**. Tomando a reação de oxirredução do Magnésio como exemplo, percebe-se que o Mg cede dois elétrons, ou seja, sofre **oxidação**.



#### Redução

Em contraste, a redução ocorre quando o contrário acontece à espécie, ou seja, quando o elemento **ganha elétrons** (redução). Tomando, mais uma vez, a reação de oxirredução do

magnésio como exemplo, percebe-se que o oxigênio ganha elétrons, sofrendo **redução**. A espécie tinha carga 0, mas passou a ter carga -2.



### Número de Oxidação (Nox)

O Número de Oxidação (Nox) é uma maneira de observar o caminho dos elétrons durante uma reação REDOX, assim:

- A Oxidação corresponde ao **aumento** do número de oxidação
- A Redução corresponde à **diminuição** do número de oxidação

Portanto, é possível definir reações REDOX como aquelas nas quais o número de oxidação dos elementos se altera.

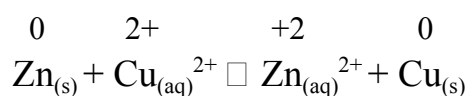
### Oxidantes e Redutores

A espécie que **provoca** oxidação é chamada de **agente oxidante**, ou simplesmente, **oxidante**. O agente oxidante age ao aceitar os elétrons que são cedidos pela espécie que oxidou. Ou seja, a espécie que age como oxidante também é aquela que **reduz**, assim, o oxidante é a espécie que tem uma **diminuição** no seu Nox.

Já a espécie que **provoca** redução é chamada de **agente redutor**, ou simplesmente, **redutor**. O agente redutor **libera** elétrons para o elemento que será reduzido, **umentando** o seu próprio Nox no processo.

De forma mais simples, o **redutor** é aquele que oxida, e o **oxidante** é aquele que reduz. Assim, podemos aplicar o conceito acima em uma reação para diagnosticar a classificação de cada elemento em uma determinada reação REDOX.

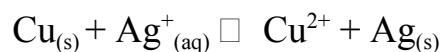
Tomando por exemplo a reação abaixo:



O Zinco é o **redutor**, enquanto o Cobre é o **oxidante**.

### Balanceamento a partir de Equações REDOX

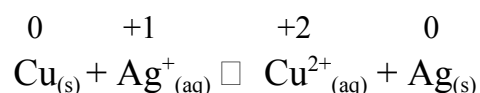
Para melhor entendimento, usaremos como exemplo a equação **não balanceada** abaixo:



À primeira vista, a equação pode parecer balanceada, porém, **a carga total dos produtos é diferente da carga total dos reagentes**, ou seja, a quantidade de elétrons liberados pelo cobre ao se oxidar, na equação acima, **não se iguala** à quantidade de elétrons recebidos pela prata. Ora, o Cobre libera **dois elétrons**, enquanto a prata recebe **apenas um**.

A partir de tal análise, é possível balancear uma equação REDOX ao se balancear a carga movimentada durante a reação, lembrando da **Lei de Conservação das Cargas Elétricas**<sup>1</sup>.

Portanto, balanceando a reação supracitada, temos que:



<sup>1</sup>A carga não pode ser criada nem destruída. Podemos transferir carga de um corpo para outro, mas a carga total de um sistema isolado permanece inalterada.

Sendo Q a carga do sistema  $\square Q_0 = Q_f$ . Visto que o **cobre libera dois elétrons** na reação acima, enquanto a **prata recebe apenas um**. Há de se ter dois mols de Prata para cada Cobre existente.

Dessa forma, temos a reação balanceada:

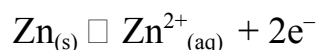


### Meias-reações

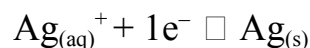
Uma maneira de se analisar as reações redox é **separando** processos de oxidação e redução. Assim, vamos examinar, separadamente, uma reação de oxidação, ou seja, de perda de elétrons, e outra de redução, ou seja, de ganho de elétrons. Tomando por exemplo a equação abaixo:



Meia-reação de Oxidação:

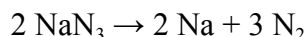


Meia-reação de Redução:

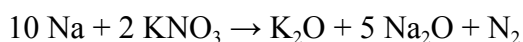


## EXERCÍCIOS

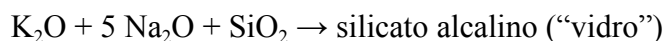
**Questão 104.** (OEQ 2023 - Modalidade A) O *airbag* (“bolsa de ar”) é um equipamento de segurança que já ajudou a salvar muitas vidas em acidentes de carro. Essas bolsas são feitas de nylon e em seu interior há uma mistura de reagentes. No momento da colisão, sensores detectam a forte desaceleração do veículo e acionam um filamento que fica em contato com uma pastilha de azoteto de sódio, dentro do *airbag*. Ele emite então uma faísca ou descarga elétrica, que aquece o azoteto, dando início à reação que libera gás nitrogênio:



A formação do gás nitrogênio se dá em alta velocidade, assim a bolsa se infla em fração de segundos. No entanto, o sódio metálico produzido é muito reativo e precisa ser inativado. Para isso há nitrato de potássio na bolsa, com o qual o sódio reage, liberando mais nitrogênio:



Em uma terceira etapa, os óxidos produzidos entram em contato com o dióxido de silício, também presente na bolsa, formando silicatos alcalinos, uma espécie de vidro em pó:



(Adaptado de: <https://www.preparaenem.com/quimica/quimica-dos-airbags.htm>. Acesso em: 15 de junho de 2023).

A respeito das reações que ocorrem quando um *airbag* é acionado, é incorreto afirmar que:

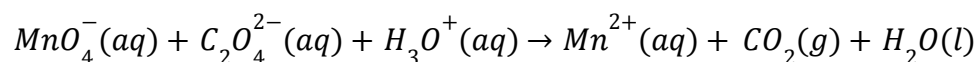
- a) na primeira reação, o sódio se reduz e o nitrogênio se oxida.
- b) na segunda reação, o sódio se oxida e o nitrogênio se reduz.
- c) na primeira reação, o número de oxidação do sódio passa de +1 para zero.
- d) na segunda reação, o número de oxidação do nitrogênio passa de +4 para zero.
- e) na segunda reação, o número de oxidação do sódio passa de zero para +1.

**Questão 105.** (OEQ 2023 - Modalidade A) As plantas utilizam substâncias que contêm nitrogênio para seu desenvolvimento. Apesar do gás nitrogênio ser a substância mais abundante na atmosfera terrestre, as plantas não são capazes de metabolizá-lo diretamente. Para isso, micro-organismos presentes no solo e nas raízes de leguminosas podem transformar esse gás em substâncias aproveitáveis pelas plantas. Enzimas presentes nas rizobactérias são capazes de transformar nitrogênio em amônia, a qual reage com água formando íons amônio. Bactérias do gênero *Nitrossoma* possuem enzimas capazes de produzir nitritos a partir da amônia. E bactérias do gênero *Nitrobacter*, presentes no solo, podem converter nitritos em nitratos. Todas essas formas químicas são mais facilmente absorvidas pelas plantas do que o nitrogênio do ar. (Adaptado de: SILVA FILHO, H. A. Nitrificação em sistemas de lodo ativado. Universidade Federal de Campina Grande, 2009.)

Sobre os processos citados no texto acima, qual é a afirmação correta?

- a) O nitrogênio gasoso se oxida ao ser convertido em íon amônio.
- b) O processo conduzido pelas enzimas das bactérias do gênero Nitrossoma é um processo de oxidação.
- c) Nas espécies químicas nitrito e nitrato o nitrogênio tem o mesmo número de oxidação.
- d) O processo conduzido pelas bactérias do gênero Nitrobacter é um processo de redução.
- e) No íon amônio o nitrogênio tem número de oxidação menor do que na molécula de amônia.

**Questão 106.** (OBQ 2022 - Modalidade A) Qual é o volume, em mililitros, de uma solução de permanganato de potássio, com concentração da quantidade de substância igual a  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ , necessário para reagir completamente com  $0,010 \text{ mol}$  do íon oxalato, segundo a seguinte equação iônica não balanceada:



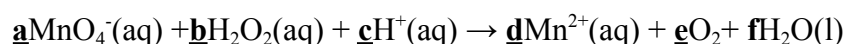
- a) 50
- b) 10
- c) 20
- d) 30
- e) 40

**Questão 107.** (OBQ 2021 - Modalidade A) O sal de cozinha, em nosso país, é quase todo obtido a partir das salinas. Ao se evaporar água do mar, existe, como efeito colateral, a formação de uma solução rica em brometo, que é nocivo à saúde. Assim, é importante que ele seja removido. Para isso, a solução rica em brometo é borbulhada com uma corrente de gás cloro e assim se obtém vapores de bromo, que pode ser destinado a outros usos. Em relação a esse processo de conversão de brometo em bromo, **assinale** a afirmação **correta**.

- a) O cloro é reduzido e o bromo é oxidado.
- b) Ocorre uma reação de desproporcionamento envolvendo o cloro.
- c) Ocorre uma reação de coproporcionamento envolvendo o bromo.

- d) O bromo é reduzido e o cloro é oxidado.
- e) Não ocorre uma reação redox, uma vez que elementos do grupo 17 estão envolvidos.

**Questão 108.** (OMQ 2021 - Modalidade B) O peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) é comercializado na forma de uma solução aquosa conhecida como água oxigenada, com teores que variam de 3% a 30% (m/v) de  $\text{H}_2\text{O}_2$ . A determinação do teor de  $\text{H}_2\text{O}_2$  em água oxigenada comercial pode ser feita por titulação com permanganato de potássio em meio ácido, de acordo com a seguinte equação química:



- a) Escreva os valores que substituem corretamente os coeficientes **a-f**.
- b) Identifique o agente redutor e o agente oxidante.
- c) Considerando que sejam gastos 3,00 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,020 mol  $\text{L}^{-1}$  na titulação de 5,00 mL de uma amostra de água oxigenada diluída 10 vezes, calcule o teor de água oxigenada na amostra em %, m/v (g / 100 mL).

## G. - Eletroquímica

### G.2 - Células Galvânicas

#### Conceito

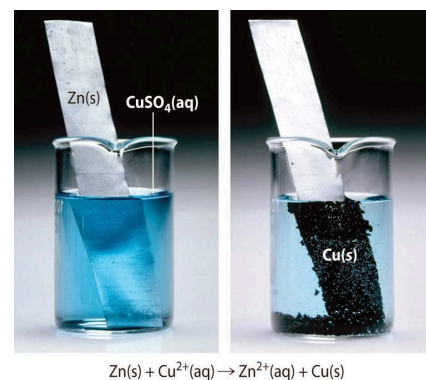
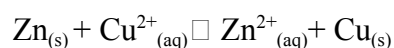
Uma célula galvânica é uma célula eletroquímica que, em uma **reação química espontânea** é usada para **gerar uma corrente elétrica**. À princípio, o conceito pode parecer abstrato, portanto, encare as células galvânicas como dispositivos que transformam **ENERGIA QUÍMICA** em **ENERGIA ELÉTRICA**. Um dos principais exemplos de células galvânicas no cotidiano são as pilhas.

#### ENERGIA QUÍMICA $\square$ ENERGIA ELÉTRICA

#### Estrutura das Células Galvânicas

Diante do conceito supracitado, formula-se um questionamento: **Como as células galvânicas agem para realizar a transformação dessa energia?**

A resposta para essa pergunta pode ser encontrada ao analisarmos uma reação REDOX entre o metal zinco e íons cobre(II).

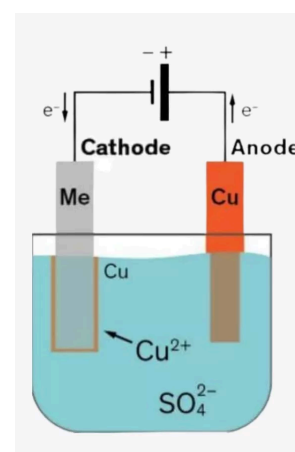


Caso colocássemos um pedaço do metal zinco em uma solução de sulfeto de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) em água, veremos uma camada do metal cobre se depositando sobre a superfície do zinco.

Analisando a reação no nível atômico, os elétrons cedidos pelo zinco, transferem-se para os íons  $\text{Cu}^{2+}$  presentes na solução. Esses elétrons causam a redução dos íons de cobre, transformando-os em cobre sólido, que se deposita na superfície da barra de zinco, porém, nessa situação, a **energia** é liberada como calor, sem **nenhum trabalho elétrico realizado**.

Agora, suponha que os reagentes sejam separados, mas que haja um caminho que permite a passagem de elétrons do metal zinco para os íons cobre (II), como na figura ao lado. Nessa situação, os elétrons movimentados podem **executar trabalho**, acionando, por exemplo, um motor elétrico, ao se transferir pelos elementos. Tal configuração é definida como uma **célula galvânica**.

Uma célula galvânica é composta de dois **eletrodos** (condutores metálicos), que entram em contato com o conteúdo da célula, e um **eletrólito**, que é o meio condutor iônico dentro da célula. Em um dos

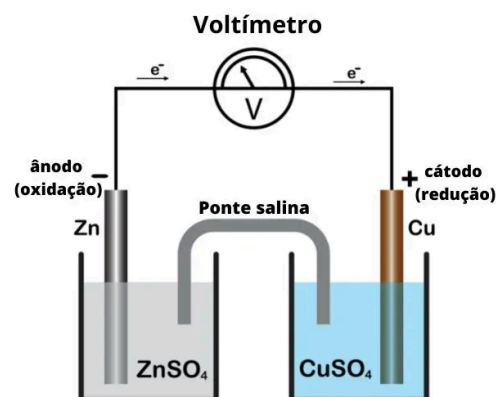


**eletrodos**, ocorre uma reação de **oxidação**, enquanto no outro, a reação é de **redução**.

O eletrodo no qual a oxidação ocorre é chamado de **ânodo**, já o outro, no qual a redução ocorre, é chamado de **cátodo**.

A **meia-reação** no ânodo causa a liberação de elétrons, que passam pelo circuito externo e entram se dirigem ao cátodo, sendo utilizados na meia-reação de redução.

Uma célula galvânica tem o catodo marcado com o sinal **positivo**, e o ânodo com o sinal **negativo**. Tal convenção é adotada pois o sinal **positivo** significa o lugar de **entrada** dos elétrons, e o sinal **negativo** como o lugar de **saída** dos mesmos.

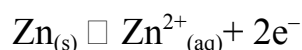


em uma célula eletroquímica, a reação ocorre em duas regiões separadas. A oxidação acontece no ânodo, enquanto a redução acontece no cátodo. Além disso, os elétrons passam por um circuito externo, como mostrado na figura

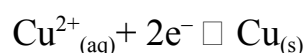
### Célula de Daniell

A **Célula de Daniell** é um dos exemplos mais clássicos de uma célula galvânica que usa a reação redox do cobre com zinco, como observado acima. Ela foi inventada pelo químico John Daniell em 1836. A estrutura da célula pode ser observada ao lado. Evidentemente, há uma diferença para a célula previamente estudada, sendo essa a separação dos eletrodos em dois recipientes e com soluções diferentes.

Na Célula de Daniell, os elétrons fluem do ânodo a partir da meia- reação de oxidação do Zinco mostrada abaixo:



Os elétrons, então, passam por um circuito externo, saindo do ânodo até chegar ao cátodo, causando a meia-reação de redução do cobre, representada abaixo:

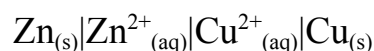


A partir do momento em que os íons  $\text{Cu}^{2+}$  começam a reduzir, **a solução no cátodo adquire carga negativa, devido ao excesso de íons negativos  $\text{SO}_4$  e a falta de íons positivos  $\text{Cu}^{2+}$** , além disso, **a solução no ânodo começa a ter carga positiva, devido ao excesso de íons positivos  $\text{Zn}^{2+}$** .

Caso esse processo continuasse, o fluxo de elétrons rapidamente cessaria, visto que os elétrons liberados pela barra de zinco seriam, de imediato, absorvidos pelos íons  $\text{Zn}^{2+}$  já contidos na solução. Assim, a **ponte salina** (que normalmente contém KCl), serve para equilibrar a solução, servindo como um caminho que permite a migração de íons entre as soluções, mantendo-as em equilíbrio.

## Notação das Células

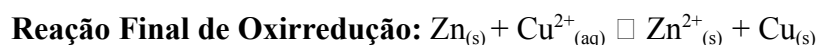
Para facilitar a representação das reações, os químicos usam uma notação especial para se referir às células, especificando a estrutura das células galvânicas. Os eletrodos, por exemplo, são representados por uma linha vertical, como observado abaixo:



Tal notação representa a equação final da Célula de Daniell, adquirida a partir da soma das duas meias-reações antes apresentadas:



+



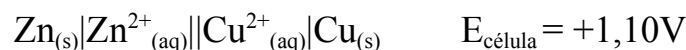
Já a ponte salina, anteriormente descrita, é representada por duas linhas verticais, ou seja, um diagrama de célula com ponte salina é escrito como:



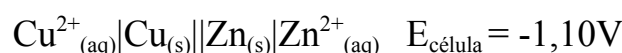
## Potencial de célula

Para que haja movimentação de elétrons, é necessário uma diferença de potencial. Sendo assim, uma bateria descarregada é aquela que atingiu o equilíbrio elétrico, ou seja, que não possui mais uma diferença de potencial. A unidade de potencial no Sistema Internacional de Unidades (SI) é o **volt**, representado pela letra **V**. O Volt pode ser definido como a quantidade de energia que 1 Coulomb de carga armazena, ou seja,  $1 \text{ Volt} = 1 \text{ J/C}$ .

O potencial de célula é medido por um voltímetro, já que identificamos o catodo como o terminal positivo, se o catodo é o eletrodo que está à direita no diagrama, então, por convenção, o potencial da célula é registrado como positivo, como observado abaixo:

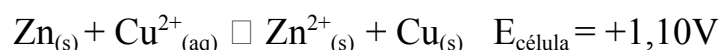


No entanto, caso o ânodo seja o eletrodo à direita, o potencial da célula é registrado como negativo:

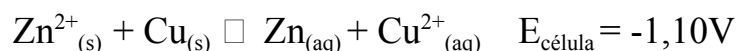


Em suma, o sinal do potencial de célula registrado é igual ao do eletrodo que está à direita no diagrama.

Além disso, quando temos uma reação de oxirredução como:



Ao invertermos a reação, também invertemos o sinal do potencial da célula.



### Cálculo do potencial padrão de célula de uma reação redox

O potencial padrão da célula é encontrado pela **soma** dos potenciais do cátodo (redução) e do ânodo (oxidação), como exemplificado abaixo:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{oxidação}}^{\circ} + E_{\text{redução}}^{\circ}$$

### Como calcular a Energia Livre de Gibbs de uma reação

Vimos, anteriormente, que a variação de energia livre de Gibbs é o trabalho máximo de não expansão que uma reação pode realizar em pressão e temperatura constantes:

$$\Delta G = W_e$$

O trabalho realizado quando uma quantidade  $n$  de elétrons atravessa uma diferença de potencial  $E$  é sua carga vezes a diferença de potencial. A carga de um elétron é  $-e$ . A carga por mol de elétrons é  $-eN_A$ , em que  $N_A$  é a constante de Avogadro, logo, a carga total é  $-neN_A$  e o trabalho realizado é

$$W_e = \text{carga total} \times \text{diferença de potencial} = -neN_A \times E$$

A constante de Faraday,  $F$ , é a magnitude da carga por mol de elétrons (o produto da carga elementar e pela constante de Avogadro  $N_A$ ):

$$F = eN_A$$

Assim, podemos escrever a equação acima como:

$$W_e = -nFE_{\text{célula}}$$

Quando essa reação é combinada com a equação termodinâmica que relaciona a energia livre de Gibbs com o trabalho de não expansão, obtemos:

$$\Delta G = -nFE_{\text{célula}}$$

Unidades no S.I:

$\Delta G \rightarrow$  Joule,  $F \rightarrow$  Coulomb,  $E \rightarrow$  Volt

Usaremos, frequentemente, a Equação acima para a energia livre de Gibbs *padrão* da reação,  $\Delta G^0$ , que se torna:

$$\Delta G^0 = - nFE_{célula}^0$$

Nessa expressão,  $E_{célula}^0$  é o **potencial padrão da célula**, medido quando todas as espécies estão em seu estado padrão. Por exemplo, para medir o potencial padrão da célula de Daniell, devemos usar uma solução 1 mol/L de  $\text{CuSO}_4$  e um eletrodo de cobre puro, junto com uma solução 1 mol/L de  $\text{ZnSO}_4$  e um eletrodo de zinco puro no outro eletrodo.

O valor de  $E^0$  é o mesmo, independente de como a reação está escrita, mas o valor de  $\Delta G^0$  depende dos coeficientes estequiométricos da equação química. Visto que, ao multiplicarmos os coeficientes por 2, também multiplicamos o número de elétrons(n) por dois, dobrando o valor de  $\Delta G^0$ .

Reação	$\Delta G^0$	$E^0$
$\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}_{(s)} + \text{Cu}_{(s)}$	-212kJ	+1,10V
$2\text{Zn}_{(s)} + 2\text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons 2\text{Zn}^{2+}_{(s)} + 2\text{Cu}_{(s)}$	-424kJ	+1,10V

## Série Eletroquímica

Existe também uma lista de agentes oxidantes e redutores, ordenados de acordo com a força. Nesse sentido, quanto maior for o potencial de redução de um elemento, maior será sua facilidade para se reduzir e menor o seu poder redutor.

Série electroquímica

Elemento	Reação de eléctrodo (Ox + n.º e <sup>-</sup> ↔ Red)
Li	$\text{Li}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Li}$
K	$\text{K}^+ + e^- \leftrightarrow \text{K}$
Na	$\text{Na}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Na}$
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \leftrightarrow \text{Mg}$
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Al}$
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Mn}$
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Zn}$
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Cr}$
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Fe}$
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Cd}$
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Co}$
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Ni}$
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Sn}$
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Pb}$
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Cu}$
I	$\text{I}_2 + 2e^- \leftrightarrow 2 \text{I}^-$
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Hg}$
Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Ag}$
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e^- \leftrightarrow 2 \text{Cl}^-$
F	$\text{F}_2 + 2e^- \leftrightarrow 2 \text{F}^-$

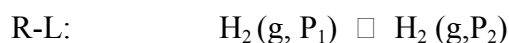
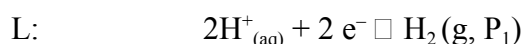
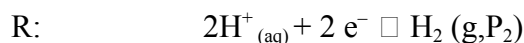
↑ Aumento do poder redutor

↓ Aumento do poder oxidante

Para compreendermos melhor a série eletroquímica, vamos a um exemplo presente na tabela. O elemento Lítio (Li), está no topo da tabela, como a espécie de maior poder redutor, ou seja, aquela que tem mais facilidade de oxidar e reduzir a outra espécie. Em contraste, o elemento Flúor (F) está abaixo na tabela, assim, é o elemento com maior poder oxidante, e, portanto, tem maior chance de reduzir, oxidando o outro elemento.

### Potenciais padrão e constantes de equilíbrio

Uma das principais aplicações do potencial padrão de reação é o **cálculo das constantes de equilíbrio** a partir de dados eletroquímicos. Até mesmo em reações que não seguem o padrão de oxirredução, desde que possam ser expressas em termos da diferença entre duas meias-reações de redução:



Anteriormente, vimos que a Energia Livre de Gibbs padrão da reação,  $\Delta G^0$ , relaciona-se à constante de equilíbrio da reação por  $\Delta G^0 = -RT \ln K$ . Já neste capítulo, vimos que a energia livre de Gibbs padrão de reação relaciona-se ao potencial padrão de uma célula galvânica por  $\Delta G^0 = -nFE^0_{\text{célula}}$ . Combinando as duas equações, temos que :

$$- nFE^0 = - RT \ln K$$

$$E^0 = \frac{RT}{nF} \ln K$$

### Equação de Nernst

A partir do momento que uma reação começa a se mover em direção ao equilíbrio, a Energia Livre de Gibbs se aproxima de zero. Sendo assim, quando os reagentes são consumidos a partir da reação, o potencial da célula também assume valor nulo. Tendo isso em vista, é possível entender o que é uma bateria descarregada, que é uma bateria em que a reação da célula atingiu o equilíbrio, gerando uma diferença de potencial igual a zero, não podendo executar trabalho ou movimento de cargas entre os eletrodos.

Para descobriremos a influência da concentração no potencial da célula, temos de lembrar que o potencial é proporcional à energia livre de Gibbs da reação. Já sabemos que  $\Delta G$ , varia de acordo com a equação abaixo, em que **Q é o quociente de reação da célula**.

$$\Delta G_r = \Delta G_r^o + RT \ln Q$$

Como  $\Delta G_r = -nFE_{célula}$  e  $\Delta G_r^o = -nFE_{célula}^o$ , tem-se que:

$$-nFE_{célula} = -nFE_{célula}^o + RT \ln Q$$

Assim, dividindo todos os termos por  $-nF$  para obter uma expressão que relacione  $E_{célula}$  e o quociente de reação da célula:

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

A expressão acima é denominada **Equação de Nernst**, homenageando o químico alemão Walther Nernst, que a encontrou. Além disso, é importante que a 298,15 K,  $RT/F = 0,025693V$ , assim, na temperatura mencionada, a equação é:

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{0,025693}{n} \ln Q$$

É conveniente, às vezes, usar essa equação com logaritmos comuns. Para isso, usamos a relação  $\ln A = \ln 10 \times \log A = 2,303 \log A$ . Dessa forma, a 298,15 K:

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{0,025693}{n} 2,303 \log Q$$

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

A Equação de Nernst é muito utilizada para estimar os potenciais das células quando estão em condições muito diferentes do padrão.

### Medição da concentração com a equação de Nernst

Em uma célula de concentração, os dois eletrodos são idênticos, a não ser pela concentração. Em células como estas, não há tendência à mudança quando as duas concentrações são iguais (como acontece quando elas estão no estado padrão), logo  $E_{célula}^o = 0$ . Portanto, em 25°C, o potencial que corresponde à reação de célula é relacionado a Q por  $E_{célula} = - (0,025693V/n) \ln Q$ . Por exemplo, uma célula de concentração com dois eletrodos  $Ag^+/Ag$  é



A reação da célula tem  $n = 1$  e  $Q = [\text{Ag}^+]_E / [\text{Ag}^+]_D$ . Se a concentração de  $\text{Ag}^+$  no eletrodo à direita for 1 mol/L, a equação de Nernst será:

$$E_{\text{célula}} = -(0,025693\text{V}) \ln [\text{Ag}^+]_E$$

Portanto, ao medir  $E_{\text{célula}}$ , podemos inferir a concentração de  $\text{Ag}^+$  no compartimento do eletrodo da esquerda. Se a concentração de íons  $\text{Ag}^+$  for menor do que no eletrodo à direita, então  $E_{\text{célula}} > 0$ , para a célula como foi escrita, o eletrodo à direita será o catodo.

## EXERCÍCIOS

**Questão 109.** (OMQ 2020 - Modalidade B) As pilhas, também chamadas de células galvânicas, são dispositivos que convertem energia química em energia elétrica, sendo utilizadas em relógios, calculadoras, brinquedos, controles remotos, entre outros. Entre as afirmações a seguir, indique a **CORRETA** sobre o funcionamento das pilhas.

- a) A oxidação ocorre no polo negativo e a redução ocorre no polo positivo.
- b) O anodo é o polo negativo, por receber elétrons vindos do catodo.
- c) O fluxo de elétrons ocorre do catodo para o anodo.
- d) A diferença de potencial da célula é sempre menor que zero.

**Questão 110.** (OBQ 2019 - Modalidade B) A figura abaixo mostra a célula galvânica para mensurar o potencial padrão de redução do zinco ( $E^0$ ), a 25 °C. Em outra condição para a célula galvânica, o seu potencial ( $E$ ) foi medido a 25 °C, tendo-se obtido o valor de 0,54 V. Considere que  $[Zn^{2+}] = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$  e que  $p(H_2) = 1,0 \text{ atm}$ . Calcule a concentração molar aproximada de  $H^+$ .



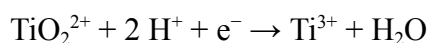
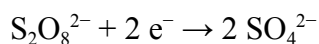
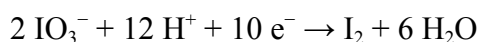
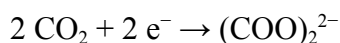
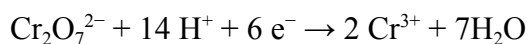
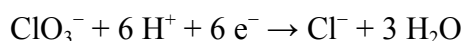
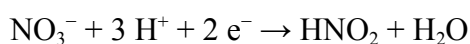
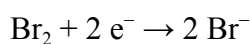
Dados: constante dos gases,  $R = 8,3 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  e constante de Faraday,  $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$ .

- a)  $2 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- b)  $4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- c)  $2 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$
- d)  $4 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$
- e)  $2 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$

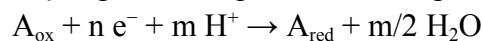
**Questão 111.** (OMQ 2020 - Modalidade B) Um dos desafios mais importantes para as tecnologias futuras é maximizar o ganho de energia a partir de fontes renováveis: solar,

eólica, hidrelétrica, geotérmica e biomassa. Embora elas representem fontes de energia limpa e altamente abundantes, com um enorme potencial físico, elas são intermitentes, o que se aplica principalmente à energia solar. Isso significa que elas não estão disponíveis quando ou onde necessárias, ou não o tempo inteiro: o sol se põe, o vento deixa de soprar etc. Uma das soluções possíveis para esse problema é armazenar energia em um meio duradouro e móvel. Ligações químicas representam tal meio. Em geral, esse é o conceito das células solares de combustível. Tal sistema já existe pronto na natureza: a fotossíntese. As plantas utilizam a luz do sol para produzir combustível (carboidratos) a partir de água e gás carbônico, mas precisam de solo fértil e clima favorável. Por outro lado sistemas fotossintéticos artificiais não são limitados por essas restrições e são capazes de produzir combustível com uma densidade de energia maior, como o hidrogênio. A decomposição da água por meio de uma célula fotoeletroquímica é um processo poderoso, mas ainda complexo. Com base no texto e nos seus conhecimentos, responda às seguintes questões:

1. Indique quais das semi-reações abaixo possuem potencial de redução dependente do pH.



2. Usando a equação de Nernst, indique a equação que expressa a dependência entre o potencial de redução da reação genérica representada a seguir e o pH.

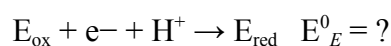


Essa dependência é logarítmica, exponencial, quadrática ou linear? **Justifique** com a equação.

3. Considere duas reações genéricas, representadas a seguir, que podem ocorrer em um eletrólito:



- a) Qual das duas reações possíveis deverá ocorrer a  $p = 1 \text{ atm}$  e  $T = 298,15 \text{ K}$ ? A substância B irá oxidar a substância C ou a substância C irá oxidar a substância B? Escreva a equação química balanceada da reação que ocorre entre B e C.
- b) Determine o potencial padrão para essa reação.
- c) Calcule a constante de equilíbrio para essa reação.
4. Agora considere um sistema eletroquímico de duas reações, representadas a seguir, que podem ocorrer em uma célula experimental resfriada, na qual uma delas é dependente do pH e a outra não:



- a) Sabendo que a constante de equilíbrio da redução de E é  $2,56 \times 10^5$  e a temperatura é  $262 \text{ K}$ , determine o potencial de redução de E e o potencial da reação entre D e E.
- b) Determine qual é o pH correspondente ao potencial calculado no item anterior.

## G. Eletroquímica

### G.3 Células Eletrolíticas

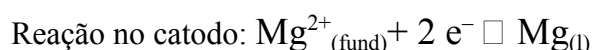
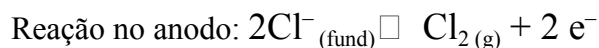
As reações redox que tem  $\Delta G$  positiva não são espontâneas, mas podem ocorrer a partir de uma corrente elétrica. Nesta seção, estudaremos a **eletrólise**, processo que **transforma energia elétrica em energia química**.

#### Eletrólise

A célula eletrolítica é a célula eletroquímica onde acontece a eletrólise, diferentemente dos componentes das células galvânicas, os dois eletrodos ficam no mesmo recipiente, só existe um eletrólito e as concentrações e pressões estão muito longe das condições normais/padrões.

A corrente passa pelo eletrólito, carregada por íons. Por exemplo, quando o cobre passa pelo processo de eletrólise, o anodo é cobre impuro, o catodo é cobre puro e o eletrólito é  $\text{CuSO}_4$ . Quando os íons  $\text{Cu}^{2+}$  migram para o catodo, eles são reduzidos, se depositando na forma de cobre sólido no anodo.

Similarmente a uma célula galvânica, a oxidação ocorre no anodo e a redução no catodo. Porém, a corrente nas reações de eletrólise não é espontânea, por isso, é necessário fornecer uma corrente de uma fonte elétrica externa para que a eletrólise aconteça. Essa corrente elétrica força a reação de oxidação em um eletrodo e a redução no outro, vejamos um exemplo, em que (fund) representa o íon fundido:



Para efeito de entendimento, uma bateria recarregável funciona como célula galvânica ao ser utilizada e como célula eletrolítica ao ser recarregada.

Para forçar uma reação que normalmente não aconteceria, a fonte externa deve gerar uma diferença de potencial (ddp) maior que a diferença de potencial que seria produzida pela reação inversa, visto que certas espécies têm uma tendência maior a serem reduzidas e outras, a serem oxidadas. Tomando por exemplo o hidrogênio, que tem tendência a reduzir:



Percebe-se que o hidrogênio tem tendência ao reduzir devido ao seu potencial de redução ser positivo, porém, pode-se inverter a equação para obtermos a reação não espontânea abaixo:



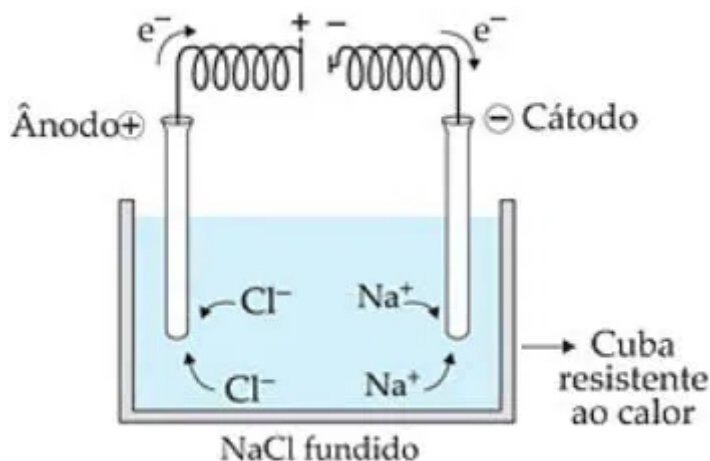
É necessário utilizar pelo menos 1,23 V da fonte externa para superar o poder natural da reação. Sendo assim, a ddp aplicada tem de ser significativamente maior que a do potencial de célula para que a reação espontânea seja invertida. A diferença de potencial adicional é chamada de **sobrepotencial**. Quanto menor o sobrepotencial, maior é a eficiência do processo eletrolítico.

### Eletrólise Ígnea

A eletrólise ígnea é aquela que se processa a partir de um eletrólito fundido, ou seja, pelo processo de fusão.

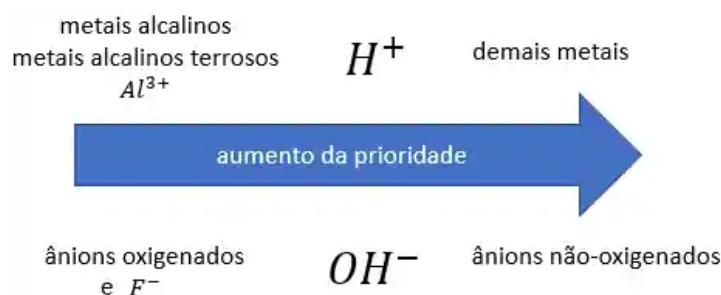
Como exemplo, vamos usar o NaCl (Cloro de Sódio). Quando aquecemos a substância a 808 °C, ele passa para o estado líquido e os íons presentes ( $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ) ganham maior liberdade de movimento.

Quando a corrente elétrica passa na célula eletrolítica, os cátions de  $\text{Na}^+$  são atraídos pelo polo negativo, chamado de catodo. Já os ânions de  $\text{Cl}^-$ , são atraídos pelo polo positivo, ou o anodo. No caso do  $\text{Na}^+$ , ocorre uma reação de redução, enquanto no  $\text{Cl}^-$ , ocorre uma reação de oxidação.



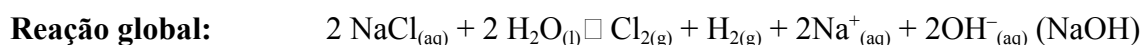
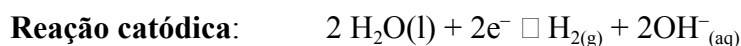
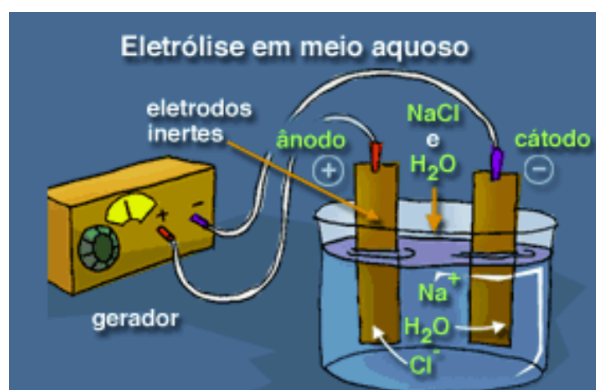
### Eletrólise Aquosa

O que muda na eletrólise em meio aquoso é que a água participa do processo, portanto, ela é um pouco mais complexa. A diferença é que precisamos saber a ordem de descarga dos íons frente a água, já que essa interfere na descarga, mostrada abaixo:



O importante para montar as equações da eletrólise é identificar os íons presentes no sistema bem como não esquecer das moléculas de água que estão presentes.

No exemplo as espécies presentes na cuba são: NaCl que em meio aquoso dissocia em Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> e as moléculas de água. Sendo assim, irão ser descarregados primeiro o Cl<sup>-</sup> no ânodo e H<sub>2</sub>O no cátodo, dessa forma, as reações que irão ocorrer estão descritas abaixo.



### Produtos da Eletrólise

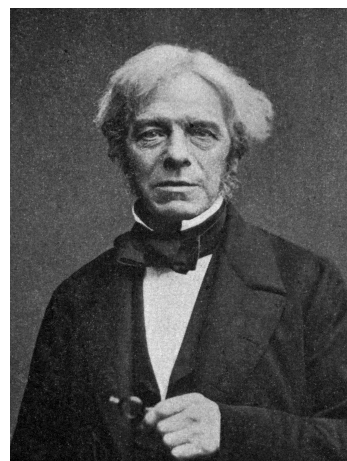
Veremos, agora, como calcular a máxima quantidade de produto que pode ser formada dado uma quantidade de carga elétrica. Enunciada pela primeira vez por Michael Faraday, a Lei de Faraday da eletrólise diz que:

**Lei de Faraday:** A quantidade de produto formado ou do reagente consumido por uma corrente elétrica é estequiometricamente equivalente à quantidade de elétrons fornecidos.

Ou seja, deve-se levar em conta a quantidade de elétrons transferida durante a reação para se encontrar a quantidade de produto que poderá ser formado.

Para determinar a quantidade de elétrons fornecida por uma determinada carga, usamos a constante de Faraday (F) igual aproximadamente 96485 C/mol, que determina a quantidade de carga por Mol de elétrons. Como a carga fornecida é  $Q = nF$ , em que Q é a carga e n é o número de mols de elétrons, tem-se que:

$$n = \frac{Q}{F}$$



Michael Faraday, físico e químico inglês

Além disso, sabe-se que a carga é igual à corrente elétrica vezes o tempo ( $Q = i \cdot \Delta t$ ), ou seja:

$$n = \frac{i \Delta t}{F}$$

Assim, a medida da corrente e do tempo de aplicação nos permite determinar a quantidade de mols de elétrons fornecidos.

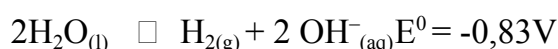
### Aplicações da Eletrólise

As células eletrolíticas têm função na purificação e preservação de materiais metálicos. Mesmo que reações redox sejam utilizadas para separar metais de seus minérios, elas também corroem os materiais que sofrem oxidação, para isso, a eletrólise pode ajudar a preservar tais metais.

**A Eletrodeposição** é uma deposição eletrolítica de um filme fino de metal sobre um objeto. O metal é depositado no catodo pela redução dos íons na solução do eletrólito, produzindo uma fina camada que confere proteção eletroquímica ao catodo. A Eletrodeposição pode proteger veículos, eletrodomésticos, utensílios de cozinha, dentre outros.

### Corrosão

A **corrosão** de um metal é um processo no qual acontece a oxidação indesejada de um metal, diminuindo a durabilidade de produtos metálicos. Tal processo é eletroquímico e pode ser explicado a partir da série eletroquímica, entendendo como essa reação ocorre e como podemos impedir a corrosão. O principal responsável pela corrosão é a água, assim, uma meia-reação importante é:



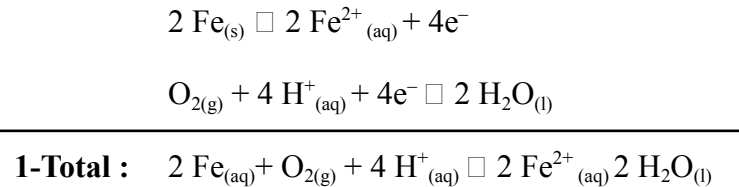
Esse potencial padrão é para a concentração 1 mol/L de  $\text{OH}^-$ , que corresponde a  $\text{pH} = 14$ , utilizando a **Equação de Nernst**, temos que para o  $\text{pH} = 7$ , essa reação terá  $E = -0,42\text{V}$ . Ou seja, qualquer metal com potencial mais negativo do que  $-0,42\text{V}$  pode reduzir a água, em  $\text{pH}$  neutro, sendo assim, serão oxidados pela água. Tomando por exemplo o Ferro II, que tem  $E^0 = 0,44 \text{V}$  em  $\text{pH} = 7$ , a tendência do Ferro II de ser oxidado pela água é menor que a maioria dos metais, por isso, o ferro é amplamente utilizado em sistemas de encanamento de abastecimento de água sem enferrujar.

Porém, quando o ferro está no meio ambiente, exposto ao ar úmido, a meia-reação abaixo têm de ser levada em conta:

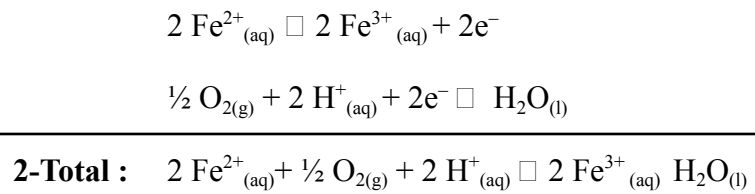


O potencial dessa reação é muito acima do valor do ferro, nessas condições, o Ferro pode ser oxidado pela ação conjunta do oxigênio e da água a íons  $\text{Fe}^{2+}$ . Subsequentemente, podem oxidar o Ferro II a Ferro III, porque  $E^0 = +0,77\text{V}$  para  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ .

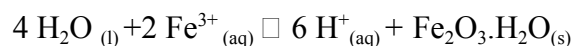
Assim, o processo é:



Os elétrons retirados do metal podem ser substituídos por elétrons de outra parte do metal. Os átomos de ferro perdem seus elétrons formando íons  $\text{Fe}^{2+}$  e se dissolvem na água. Esse processo leva à formação de buracos na superfície do metal, depois, os íons  $\text{Fe}^{2+}$  sofrem oxidação pelo oxigênio dissolvido na água, tornando-se  $\text{Fe}^{3+}$ .



Esses íons precipitam como óxido de Ferro III hidratado, ou seja, como  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , uma substância marrom e insolúvel, conhecida como ferrugem. Segundo a reação:



Essa última etapa fornece os íons  $\text{H}^+$  necessários à reação **1**, assim, os íons hidrogênio funcionam como catalisadores. O processo total é a soma das reações acima:



Como a corrosão é um processo eletroquímico, podemos utilizar os conhecimentos supracitados para combatê-la, por exemplo, utilizando da blindagem anteriormente mencionada, cobrindo o metal com uma fina camada de materiais como zinco protege o ferro, visto que tal elemento se encontra abaixo do ferro na série eletroquímica (pág 65). Assim, o zinco age como um **metal de sacrifício/protetor**, impedindo a oxidação do metal protegido aconteça.

## EXERCÍCIOS

**Questão 112.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Processos de corrosão causam bilhões em prejuízo no mundo e o estudo deles é vital para evitar tamanho prejuízo. Dois dos processos corrosivos mais comuns são a oxidação pelo ar úmido e a corrosão pela chuva ácida. Veja abaixo um quadro com alguns compostos muito utilizados na construção civil e obras de arte expostos a essas condições corrosivas.

**Quadro 1** – Compostos (ou principais componentes de misturas) usados na construção civil e obras de arte expostos ao ambiente e seus potenciais de redução, quando se aplicam.

Material	Potencial de Redução (V)
Ferro: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	- 0,440
Cobre: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+ 0,342
Zinco: $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	- 0,762
Cimento e argamassa: até 30% de Cal – óxido de cálcio	Não se aplica
Pedra-sabão: composição básica é o Talco - $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$	Não se aplica

Sabendo que o potencial de redução da água na presença de oxigênio é de - 0,401 V e que este processo aumenta o pH do meio, dentre os compostos listados, indique o número de materiais resistentes à corrosão em ar úmido e à chuva ácida, respectivamente:

- a) 4 e 2.
- b) 3 e 1.
- c) 5 e 2.
- d) 1 e 4.

**Questão 113.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Eletrometalurgia se refere ao processo de produzir metais a partir de seus íons por meio de eletrólise. Dependendo do metal a ser produzido, esse processo pode ser feito utilizando um sal do metal fundido ou uma solução aquosa do sal desse metal. Com base no quadro de potenciais a seguir, é correto afirmar que, dentre os metais representados no quadro:

Equação química	E / V
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,342
$2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,000

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	- 0,447
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	- 0,828
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	- 1,662
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	- 2,372
$\text{Li}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	- 3,040

- apenas o lítio metálico é obtido por eletrólise de seu sal fundido.
- todos os metais são obtidos por eletrólise utilizando uma solução aquosa de seus sais.
- apenas o cobre é obtido por meio da eletrólise da solução aquosa de seu sal.
- alumínio, magnésio e lítio metálicos não podem ser produzidos pela eletrólise de solução aquosa de seus sais.

**Questão 114.** (OMQ 2021 - Modalidade B) O estudo das velocidades das reações é importante para compreender as formas de acelerar as reações lentas e frear as danosas. Um exemplo de reação muito estudada é a oxidação do ferro, que causa bilhões de dólares em prejuízo todos os anos em reparos e substituições. **Assinale** a alternativa que associa **CORRETAMENTE** o aumento ou diminuição da velocidade da oxidação do ferro com a observação experimental.

- A simples passivação do ferro com tinta plástica repele água e diminui a velocidade da corrosão de canos enterrados.
- Em estátuas e outras obras de arte com áreas que tem muitos detalhes e que estão expostas às intempéries observa-se que a oxidação é igual por toda a peça.
- Panelas de ferro não podem ser levadas diretamente ao fogo sem tratamento especial, pois com  $\Delta G_r < 0$  (potencial padrão de redução  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s}) = - 0,447 \text{ V}$ ) o ferro nelas é facilmente oxidado ao ser aquecido em atmosfera oxidante, assim como ocorre ao se aquecer limalha e palha de aço.
- A adição de elementos ao ferro que apresentam maior potencial de oxidação, como o cromo, forma ligas metálicas resistentes à corrosão, pois alteram os potenciais de oxidação e tornam a reação não-espontânea.

**Questão 115.** (OMQ 2021 - Modalidade B) A nobreza dos metais está diretamente relacionada à resistência frente à oxidação. Para classificar alguns metais, células eletrolíticas foram montadas ou observações experimentais foram relatadas. Com base nas observações

experimentais apontadas abaixo, julgue as conclusões apresentadas.

I – A célula  $\text{Pt(s)}\|\text{H}_2(\text{g})|\text{H}^+(\text{aq})\|\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq})\|\text{Bi}^{3+}(\text{aq})\|\text{Bi(s)}$  forneceu 0,317 V, enquanto  $\text{Ga(s)}\|\text{Ga}^{3+}(\text{aq})\|\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq})\|\text{H}^+(\text{aq})|\text{H}_2(\text{g})\|\text{Pt(s)}$  forneceu 0,560 V. Logo o gálio é mais nobre que o bismuto.

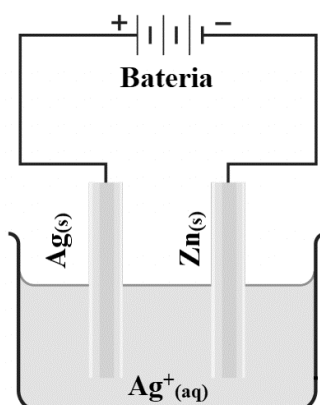
II – Para produzir bário metálico, a partir de seu cloreto fundido, é necessário fornecer no mínimo 4,31 V para haver reação. Para o cloreto de cálcio são necessários 4,24 V, sendo então o cálcio um metal mais nobre que o bário.

III – Observou-se que o níquel pode ser usado como eletrodo de sacrifício para o cobre, mas não para o zinco, enquanto o zinco pode ser usado como eletrodo de sacrifício para os outros dois metais. Portanto, o zinco é o metal menos nobre, seguido do níquel e, por fim, o cobre é o mais nobre dentre esses metais.

**Assinale** a alternativa com as afirmações nas quais as conclusões acerca da comparação entre a nobreza dos metais foram feitas de forma **CORRETA**:

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

**Questão 116.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Na galvanoplastia, uma camada de um segundo metal é depositada no eletrodo de metal que atua como cátodo durante a eletrólise. A galvanização é usada para melhorar a aparência de objetos de metal e protegê-los da corrosão. Exemplos de galvanização incluem a camada de cromo encontrada em muitas luminárias de banheiro ou (antigamente) nos para-choques e calotas dos carros, bem como a fina camada de metal precioso que reveste louças ou joias folheadas a prata. Abaixo pode ser visualizada uma célula eletrolítica com a finalidade de recobrimento de prata metálica no eletrodo à direita.

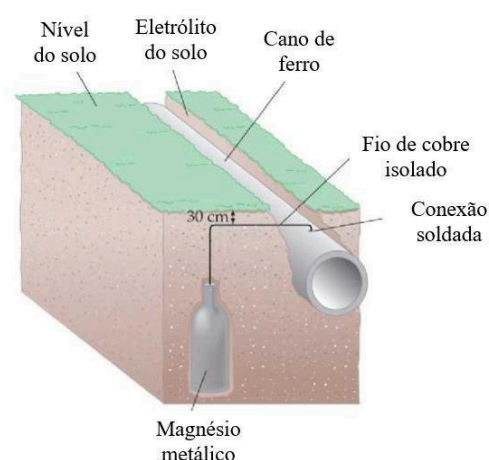


**Dados:**

$$F = 96.486 \text{ C mol}^{-1}$$

- a) Escreva as semiequações das reações que ocorrem no ânodo e cátodo.
- b) Determine a massa de prata metálica depositada sobre o zinco devido à passagem de uma corrente de 1,5 A durante 10 minutos. Apresente seus cálculos explicitando assim o seu raciocínio.
- c) Faça uma discussão sobre a tensão da bateria necessária para que o processo de galvanização ocorra.

**Questão 117.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Observe a figura abaixo e com base no quadro de potenciais de redução, responda ao que se pede.



Equação química	E / V
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	0,401
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,342
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,000
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,447
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,372

Fonte: Adaptado de Brown et al. 2016.

- a) Qual é a função do magnésio metálico nesse sistema representado na figura? Justifique sua resposta.
- b) Escreva as equações químicas das semirreações envolvidas no processo redox que deve ocorrer no sistema ilustrado, indicando o ânodo e o cátodo.
- c) Escreva a equação global e calcule a variação na energia livre de Gibbs, em  $\text{kJ mol}^{-1}$ , envolvida na reação.

# H. Química Nuclear

## H.1. Radiação

Com as descobertas de Henri Becquerel e os estudos de Marie Curie verificou-se um fenômeno denominado radioatividade, posteriormente esclarecido por Ernest Rutherford. Os experimentos deste último descobriu a existência de três tipos de radiação  $\alpha$ ,  $\beta$  e  $\gamma$  cuja as características são dadas pela seguinte tabela:

Tipo	Grau de penetração/Proteção necessária	Velocidade	Partícula
$\alpha$	não penetrante, mas causa danos/ papel, pele	varia de 3000 km/s a 30 000 km/s	núcleo de hélio-4, ${}^4_2\text{He}^{2+}$ , ${}^4_2\alpha$ , $\alpha$
$\beta$	moderadamente penetrante/3mm de alumínio	de 100000 km/s a 290000 km/s	elétron, ${}^0_{-1}e$ , $\beta^-$ , $\beta$ , $e^-$
$\gamma$	muito penetrante/ concreto, chumbo	velocidade da luz	fóton, $\gamma$

Mais especificamente a radiação  $\alpha$  pode ser imaginada como dois prótons e dois nêutrons fortemente ligados, já a  $\beta$  decorre da transformação de um nêutron em um próton mais um elétron, que é expelido.

Os raios  $\gamma$  são uma forma de radiação eletromagnética (com frequências maiores que  $10^{20}$  Hz) emitida quando um arranjo de alta energia se transforma em um arranjo de baixa energia, isto é o descarte da energia em excesso ou a emissão de feixe de fótons de alta energia, com cada fóton emitido por um núcleo que descarrega sua energia.

A frequência dos raios  $\gamma$  está relacionado em  $\nu = \Delta E/h$ . Como a diferença de energia nos dois estados do nuclídeo, átomo com determinado número atômico e massa, é muito grande, a frequência é alta.

Além das partículas acima, os cientistas constataram outros tipos de radiação, que podem ser tanto partículas que se movem rapidamente, como prótons ou nêutrons, quanto antipartículas que são idênticas a uma partícula subatômica mas com carga oposta. Sob essa ótica, temos como modelo o pósitron ( $\beta^+$  ou  ${}^0_{+1}e$ ), que possui mesma massa que o elétron porém carga positiva. Quando uma antimatéria encontra a sua gêmea inversa ambas se neutralizam e se transformam totalmente em energia.

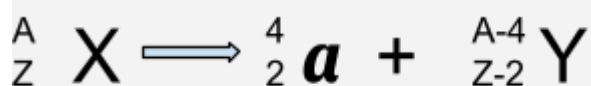
A explicação para a existência da radioatividade veio da descoberta do decaimento nuclear, que se refere à emissão de partículas por um núcleo visando se tornar mais estável, pode ser sintetizado como a decomposição parcial de um núcleo. Essa mudança na composição de um núcleo é chamada de reação nuclear, caso um núcleo a realize

espontaneamente ele é chamado de radioativo.

As reações nucleares se diferem das reações químicas da seguinte forma:

Reações nucleares	Reações químicas
Os núcleos de isótopos sofrem reações nucleares muito diferentes	Isótopos de um mesmo elemento sofrem essencialmente as mesmas reações químicas
Se $\alpha$ e $\beta$ são emitidas é formado um núcleo diferente, em essência ocorre uma transmutação nuclear.	Os núclídeos nunca são modificados
As variações de energia são enormes	Variações de energia ínfimas se comparadas com as reações nucleares.

Em uma reação nuclear um átomo emite radiação e o produto formado é denominado núcleo filho e esse processo é expressado nas equações nucleares, que propicia a identificação das partículas emitidas, ou a identidade do núcleo filho, ao observar o número atômico e o número de massa.

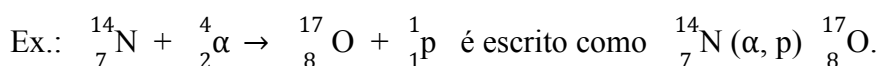


Pela equação modelo é perceptível que a massa e o número de prótons se mantêm em ambos os braços da equação e isso se aplica às outras emissões de partículas.

## Nucleossíntese

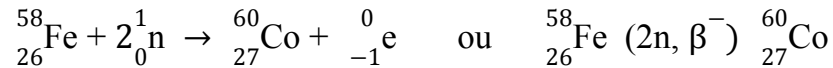
A nucleossíntese é o processo pelo qual os elementos químicos são criados. Os primeiros elementos foram o hidrogênio e o hélio sintetizados no interior das estrelas. Para que ocorra é necessário que a partícula esteja em altíssima velocidade para que supere a força de repulsão eletrostática e ao penetrar no núcleo ser capturado pela força intensa. Seguindo essa lógica é mais fácil para um nêutron se aproximar de um núcleo, já que não possui carga.

A nucleossíntese permite a transmutação de um elemento em outro por meio do bombardeamento de um núclídeo por partículas radioativas. Esses processos são geralmente representados dessa forma: Produto-alvo (partícula incidente, partícula ejetada) produto.



Há também a transmutação induzida por nêutron devido a facilidade para se aproximar do núcleo, como na formação de cobalto-60.

Essa reação pode ser escrita como:



### **Radiação e suas implicações na vida**

As partículas  $\alpha$  interagem fortemente com a matéria capturando os elétrons ao redor, por isso são pouco penetrantes o que não gera muito risco no manuseio. No entanto, se ingerida pode ser devastadora, o impacto libera energia suficiente para "arrancar" átomos das moléculas, causando danos que podem resultar em doenças sérias e até mesmo levar à morte. A radiação  $\beta$  só penetra 1 cm no corpo humano, no entanto pode causar queimaduras e danificar proteínas e DNA. A radiação  $\gamma$  causa danos devido a ionização de moléculas que estão em sua trajetória, ocasionando a perda de função biológica em algumas das que foram atingidas.

Para estimar a quantidade de energia posta em uma amostra exposta à radiação fora criada a dose absorvida de radiação, medida em gray (Gy) no SI que é equivalente a  $1 \text{ J.Kg}^{-1}$ , também já foi utilizado o rad (dose de radiação absorvida) em que  $1\text{rad} = 0,01\text{Gy}$ . Mesmo que a energia não seja grande ela é altamente localizada e emitida com altas velocidades o que pode resultar na quebra de ligações químicas.

Para calcular os danos é usado a dose equivalente:

$$\text{Dose equivalente (Sv)} = Q \times \text{dose absorvida (Gy)}$$

Ela é medida em sievert ou rem (roentgen equivalente homem), que é definido da mesma forma porém com a dose absorvida medida em rad. Q é a eficiência biológica relativa que se refere a extensão dos danos causados por um determinado tipo de reação, para  $\gamma$  e  $\beta$  possui o valor de 1 no entanto o valor da radiação  $\alpha$  está próximo de 20, ou seja 1Gy de partículas  $\alpha$  e 20x mais nociva que 1Gy de partículas  $\beta$ . As doses equivalentes que recebemos anualmente de fontes naturais é chamada de radiação de fundo e possui um valor aproximado de 2 mSv/a.

Os radioisótopos são utilizados para diversos fins como: cura de doenças, preservação de alimentos, combustíveis de naves espaciais e acompanhamento de mecanismo de reações. Esse último é chamado de traçador radioativo em que um elemento é substituído por um isótopo radioativo para acompanhar a mudança e determinar posições.

## EXERCÍCIOS

**Questão 118.** (OMQ 2024 - Modalidade B) “Em março de 1903, o casal Curie demonstrou que o rádio emitia continuamente uma quantidade de calor surpreendente. Isso vinha de dentro dos próprios átomos do rádio, em vez de uma troca com seu entorno. Os átomos radioativos eram fornalhas.” Fonte: Moynihan, T. Como a descoberta da radiação mudou o futuro da humanidade. BBC, 2021. Disponível em: <<https://www.bbc.com/portuguese/vert-fut-59125726>> (acesso em 8 de junho de 2024).

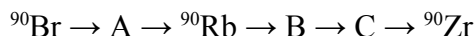
O excerto acima relaciona-se com a radioatividade natural do rádio. Entretanto, outros processos radioativos são possíveis, dentre eles podemos destacar:

- I. emissão de elétron pelo  $^{32}\text{P}$ ;
- II. emissão de pósitron pelo  $^{11}\text{C}$ ;
- III. decaimento  $\alpha$  pelo  $^{212}\text{Rn}$ ;
- IV. captura eletrônica pelo  $^{125}\text{Xe}$ .

Qual dos produtos abaixo não é possível para os processos radioativos descritos?

- a)  $^{32}\text{S}$
- b)  $^{208}\text{Po}$
- c)  $^{11}\text{B}$
- d)  $^{13}\text{N}$

**Questão 119.** (OBQ 2023 - Modalidade A) Em um reator nuclear de fissão do tipo Água Pressurizada (PWR na sigla em inglês), como os reatores da Central Nuclear de Angra dos Reis, no Rio de Janeiro, o isótopo fissil é o urânio-235. Um de seus possíveis produtos de fissão é o  $^{90}\text{Br}$ . Esse isótopo é instável e adquire estabilidade por meio da seguinte sequência de decaimentos radioativos:



Quanto a esta sequência de decaimentos são feitas as seguintes afirmativas:

- I – Os isótopos identificados por A, B e C são, respectivamente,  $^{90}\text{Se}$ ,  $^{90}\text{Ge}$  e  $^{90}\text{As}$ .
  - II – Os isótopos identificados por A, B e C são, respectivamente,  $^{90}\text{Kr}$ ,  $^{90}\text{Sr}$  e  $^{90}\text{Y}$ .
  - III – O  $^{90}\text{Br}$  passa por 3 decaimentos neutrônicos e 2 decaimentos alfa para atingir a estabilidade.
  - IV – O  $^{90}\text{Br}$  passa por 3 decaimentos beta positivos e 2 decaimentos beta negativos para atingir a estabilidade.
  - V – O  $^{90}\text{Br}$  passa por 5 decaimentos beta negativos para atingir a estabilidade. Estão corretas as afirmativas:
- a) I e III.
  - b) I e IV.
  - c) II e III.

- d) II e IV.
- e) II e V.

**Questão 120.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Os primeiros estudos sobre a radioatividade indicaram que eram emitidos três tipos diferentes de radiação, simbolizados pelas três primeiras letras do alfabeto grego:  $\alpha$ ,  $\beta$  e  $\gamma$ . Entretanto, com o avanço científico, ficou claro que essa classificação era muito simplificada. Considere as reações nucleares descritas a seguir:

Reação I: emissão de um elétron pelo  $^{14}\text{C}$ .

Reação II: emissão de um pósitron pelo  $^8\text{B}$ .

Reação III: emissão de raios gama pelo  $^{56}\text{Ni}$ .

Reação IV: emissão alfa pelo  $^{210}\text{Rn}$ .

Em qual das reações descritas não ocorre a formação de um novo elemento químico?

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

**Questão 121.** (OBQ 2021 - Modalidade A) A existência de elementos mais pesados do que o ferro envolve o rápido processo de captura de nêutrons (processo r), teoria aceita para validar a formação de metais mais pesados que o ferro nos planetas. A captura de nêutrons de alta velocidade resulta em um núcleo instável que decai rapidamente. Em cada etapa de decaimento, um nêutron se converte em um próton. Qual elemento formado pela reação de nucleossíntese a partir da absorção de 6 nêutrons por um núcleo de ferro-56 e o subsequente decaimento a 6 prótons?

- a)  $_{26}^{56}\text{Fe}$       b)  $_{26}^{62}\text{Fe}$       c)  $_{26}^{62}\text{Ge}$       d)  $_{32}^{62}\text{Ge}$       e)  $_{32}^{56}\text{Ge}$

**Questão 122.** (OMQ 2021 - Modalidade B) Regiões onde há águas termais costumam ter grande concentração de elementos pesados, como, por exemplo, tório e urânio, que são radioativos. Esses elementos têm em sua cadeia de decaimento radioativo o radônio, que causa grandes problemas, especialmente à saúde. Sobre esses elementos radioativos, julgue as afirmações abaixo.

I – Na linha de decaimentos do urânio é formado  $^{222}\text{Rn}$ , que escapa das rochas por ser gás e não se ligar facilmente aos outros elementos, podendo ser inalado pelas pessoas.

II – O isótopo  $^{231}\text{Th}$  emite uma partícula  $\beta$  e duas  $\alpha$  e se transforma em  $^{223}\text{Fr}$ , que pode ser facilmente lixiviado devido à elevada solubilidade, especialmente a altas temperaturas, e este então emite outra partícula  $\beta$  e outra  $\alpha$  formando  $^{219}\text{Rn}$ , levando o radônio às fontes de águas termais.

III – O radônio é perigoso, pois também emite partículas  $\alpha$ , que são partículas ionizantes, a taxas elevadas, que capturam elétrons dos átomos ao redor para formar átomos de  ${}^4\text{He}$ .

IV – Após ser inalado e emitir uma partícula  $\alpha$ , o radônio continua muito perigoso e o processo só cessa quando a cadeia atinge o átomo de chumbo. Ou seja, o produto do decaimento do radônio sofre novas emissões radioativas, além do elemento final da cadeia ser um elemento bioacumulativo e muito danoso ao sistema nervoso

Assinale a alternativa com as afirmações CORRETAS:

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

**Questão 123.** (OBQ 2020 - Modalidade A) Em um reator nuclear do tipo PWR (de água pressurizada), como por exemplo os da Usina Nuclear de Angra dos Reis, o isótopo que produz fissão é o  ${}^{235}\text{U}$ . Entretanto, esse isótopo constitui apenas cerca de 3% da massa de urânio presente no núcleo do reator. Os outros cerca de 97% são de  ${}^{238}\text{U}$ . Nas condições de funcionamento do reator, o  ${}^{238}\text{U}$  não produz fissão nuclear, mas pode apresentar outro processo, a captura de um nêutron. O novo isótopo de urânio assim produzido é instável, tem meia-vida de 24 minutos e emite uma partícula  $\beta^-$ . Seu produto de decaimento, por sua vez, também é um emissor  $\beta^-$ , com meia-vida de 2,4 dias. O produto final desta sequência de decaimentos é um isótopo físsil, que pode ser usado em outro tipo de reator nuclear para gerar energia a partir da fissão, caso o combustível nuclear usado no reator PWR seja reprocessado adequadamente. A respeito do processo descrito, é correto afirmar que:

- a) o produto da primeira emissão  $\beta^-$  é  ${}^{235}\text{Th}$ .
- b) o produto final da sequência de emissões  $\beta^-$  é  ${}^{239}\text{Th}$ .
- c) o produto final da sequência de emissões  $\beta^-$  é  ${}^{239}\text{Pu}$ .
- d) o produto da primeira emissão  $\beta^-$  é um actínídeo e o produto da segunda emissão  $\beta^-$  é um alcalino-terroso.
- e) a constante de velocidade da primeira emissão  $\beta^-$  é menor que a constante de velocidade da segunda emissão  $\beta^-$

## H. Química Nuclear

### H.2. Decaimento nuclear

Para medir a radiação muitos aparelhos utilizam da atividade de uma amostra, que é o número de desintegrações nucleares em um determinado período de tempo. Os contadores geiger, por exemplo, indicam através de um estalo uma desintegração efetuada. A atividade é medida no SI em becquerel (Bq) que é uma desintegração por segundo, outra unidade comum é o curie (Ci), a relação é:  $1\text{Bq} = 3,7 \times 10^{10}\text{Ci}$ .

A atividade pode ser traduzida como a velocidade de decaimento que é dado pela lei do decaimento radioativo:

$$\textit{Atividade} = \textit{velocidade de decaimento} = k \times N$$

Em que  $N$  é o número de núcleos presentes na amostra e  $k$  é a constante de decaimento. Para descobrir  $N$  depois de um certo tempo  $t$ , basta utilizar a seguinte fórmula:

$$N = N_0 e^{-kt}$$

Geralmente o decaimento radioativo é tratado na forma de meia-vida,  $t_{1/2}$ , que é o tempo necessário para que metade do número de núcleos se desintegre. Para descobrir  $t_{1/2}$  basta considerar  $N = \frac{1}{2}N_0$ :

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

O tempo de meia-vida é utilizado no processo de datação isotópica em que é medida a atividade dos isótopos radioativos presentes em uma amostra, como na datação por carbono-14. Nesta, é examinada a proporção de carbono-14, que decai com uma meia-vida de 5730 anos. Esse isótopo é formado na atmosfera quando nitrogênio se choca com nêutrons arrancados de outros núcleos pela colisão com raios cósmicos.

O  $^{14}\text{C}$  é incorporado aos seres vivos pela fotossíntese na forma de dióxido de carbono e pela digestão, ele também é excretado por maneiras convencionais de excreção e respiração, o que mantém uma proporção constante de 1 para  $10^{12}$  com o carbono-12 durante a vida..

Quando o ser vivo morre, não há a renovação e a excreção, então o carbono-14 permanece no tecido e decai pela emissão de partículas  $\beta$ . Quando se analisa, em um tecido morto, a proporção entre os tipos de carbono ou a atividade radioativa, é possível saber o tempo decorrido desde a morte.

## Estabilidade Nuclear

Os núcleos com número par de prótons e nêutrons são mais estáveis do que outros que possuem uma configuração diferente como demonstrado no gráfico 1.1 em que a abundância dos elementos de número par é maior do que a de seu vizinho com número atômico ímpar. Há ainda os números mágicos que representam a quantidade de qualquer tipo núcleo que, caso o nuclídeo a tenha, existe uma grande probabilidade de ser estável, são esses: 2, 8, 20, 50, 82, 114, 126 e 184. Portanto a partícula  $\alpha$  é um núcleo “duplamente mágico”, pois possui dois prótons e dois nêutrons.

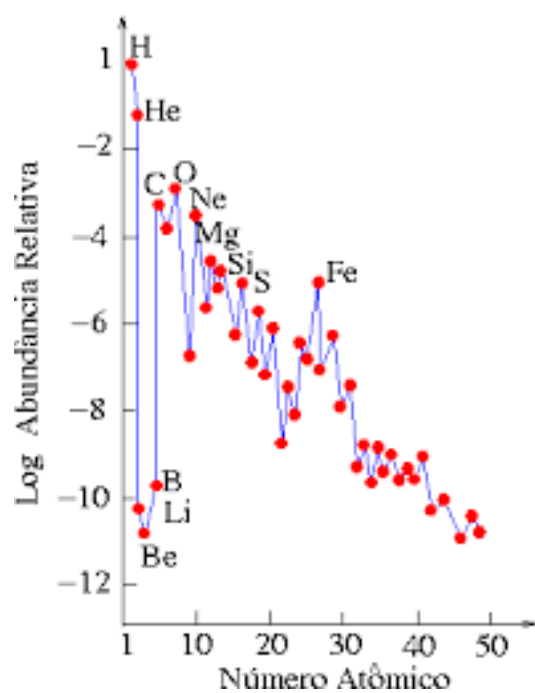


figura 1.1

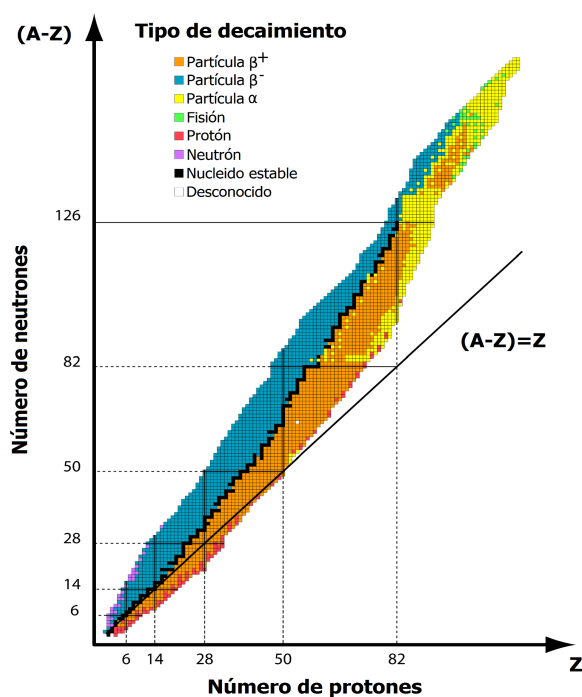


figura 1.2

Analisando o gráfico 1.2 é perceptível que há uma linha de átomos estáveis chamada de banda de estabilidade que é cercada por um mar de instabilidade. Também é possível observar que os nuclídeos estáveis de número atômico até 20 apresentam iguais quantidades de prótons e nêutrons ( $A$  está próximo de  $2Z$ ). No entanto, no caso de números atômicos maiores há maior quantidade de nêutrons do que prótons, pois é necessário uma maior quantidade de nêutrons para contribuir com a força intensa e superar a repulsão conjunta entre os prótons. Por isso a faixa de estabilidade é uma curva ascendente.

A análise do gráfico também permite prever o tipo de decaimento que sofrerá um nuclídeo. Aqueles que estão na parte superior da banda de estabilidade são núcleos ricos em nêutrons e tendem a decair para que a razão entre nêutrons e prótons se aproxime da encontrada na banda de estabilidade, como pela emissão de partículas  $\beta^-$ . Já aqueles que estão abaixo da banda de estabilidade são ricos em prótons e por isso tendem a decair de forma a diminuir o número atômico, logicamente seria pela emissão de partículas  $\alpha$ , mas poucos nuclídeos com número atômico inferior a 60 a emitem. Já os nuclídeos com número atômico

superior a 82 decaem principalmente por emissão de radiação  $\alpha$  e na maioria das vezes também perdem nêutrons o que dá origem a uma série radioativa (figura 1.3).

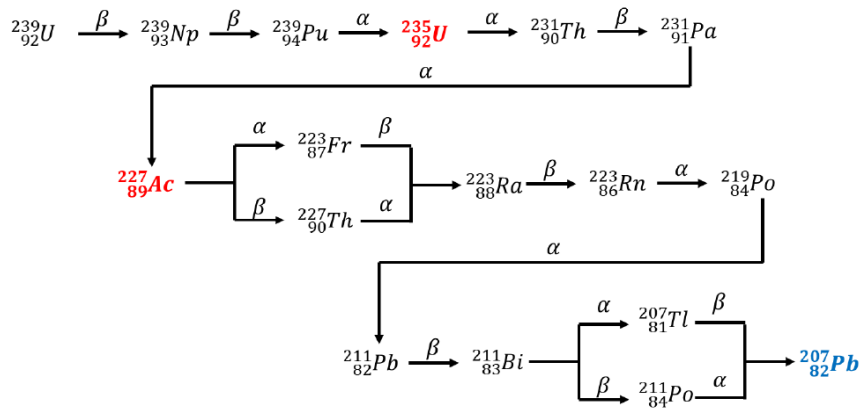


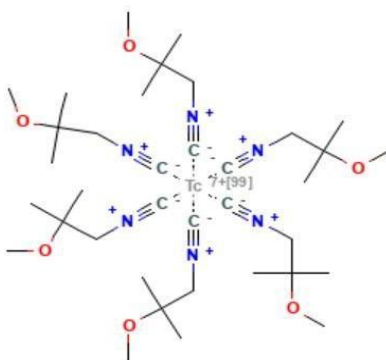
figura 1.3

## EXERCÍCIOS

**Questão 124.** (OBQ 2023 - Modalidade A) A meia-vida de um isótopo radioativo,  $t_{1/2}$ , é o tempo necessário para que a metade dos átomos contidos em uma amostra desse isótopo decaia radioativamente. Uma amostra contendo um isótopo radioativo produz, num certo momento, 2.000 contagens por minuto em um contador Geiger (aparelho que mede a radiação). Após 120 horas, a amostra produz 250 contagens por minuto, quando sua atividade é determinada nas mesmas condições da amostra inicial. Qual é a meia-vida do isótopo?

- a) 30 h
- b) 35 h
- c) 45 h
- d) 40 h
- e) 50 h

**Questão 125.** (OBQ 2023 - Modalidade A) O tecnécio é um produto radioativo da fissão do urânio. Ele é classificado como um elemento cisurânico, pois é o único elemento artificial da tabela periódica cujo número atômico ( $Z = 43$ ) é menor que o do urânio. O tecnécio-99m ( $m =$  metaestável,  $99 =$  número de massa) é um produto da desintegração do molibdênio-99 e apresenta um tempo de meia-vida de 6 horas. O tecnécio-99m tem importância na medicina nuclear, pois é administrado na forma do radiofármaco MIBI-99mTc (fórmula na figura a seguir), para exames de imagem, por exemplo na cintilografia do miocárdio.



Suponha que 10 mL de uma solução de MIBI-99mTc de concentração  $0,001 \text{ mol L}^{-1}$  seja administrada em um paciente para um exame de imagem. Qual a massa de tecnécio-99m que ainda estará presente no organismo do paciente 24 h após a administração do radiofármaco? Considere que não houve excreção do radiofármaco nesse período.

- a)  $6,19 \times 10^{-5} \text{ g}$
- b)  $4,86 \times 10^{-4} \text{ g}$
- c)  $6,19 \times 10^{-2} \text{ g}$
- d)  $6,25 \times 10^{-7} \text{ g}$
- e)  $4,86 \times 10^{-7} \text{ g}$

**Questão 126.** (OBQ 2020 - Modalidade A) A definição do Antropoceno como uma nova era no contexto da Geologia envolve critérios geocronológicos e cronoestratigráficos. O desenvolvimento da energia nuclear não é, por si só, um indicador suficiente do ponto de vista geocronológico, mas o registro sedimentar do fallout atmosférico coincide com outros eventos, fornecendo assim um excelente indicador cronoestratigráfico. Em ambientes terrestres, o plutônio se associa com frações geoquímicas específicas como óxidos de ferro e manganês e ácidos húmicos e, portanto, tende a ser relativamente imóvel em sedimentos (inclusive gelo). A meia-vida do isótopo  $^{239}\text{Pu}$  é 24.110 anos. Considerando o atual desenvolvimento dos métodos espectrográficos, seria possível utilizar o plutônio como indicador cronoestratigráfico até que sua atividade caia a 1/16 da atividade inicial. (fonte do texto: Quím. Nova vol.43 no.4 - 2020)

Com base nessas informações, por quantos milênios, aproximadamente, o isótopo  $^{239}\text{Pu}$  seria útil como indicador cronoestratigráfico?

- a) 194
- b) 96,4
- c) 72,3
- d) 9,64
- e) 7,23

**Questão 127.** (OMQ 2020 - Modalidade B) Muitos fenômenos na natureza apresentam comportamentos matemáticos descritos por funções exponenciais. Na pandemia de COVID-19 (coronavírus) essas funções foram usadas para descrever o crescimento do número de pessoas infectadas na população. Na química nuclear, a descrição de processos de decaimentos radiativos envolve decaimentos exponenciais, em que é CORRETO afirmar que:

- a) o tempo de meia-vida é o tempo necessário para que todos os átomos radioativos presentes em uma amostra desintegrem-se.
- b) o tempo de meia-vida é o tempo necessário para que metade dos átomos radioativos presentes em uma amostra desintegre-se.
- c) o tempo de meia-vida depende do número de átomos radioativos presentes na amostra.
- d) o tempo de meia-vida é o mesmo para todo e qualquer núcleo radioativo.

# I. Química Orgânica

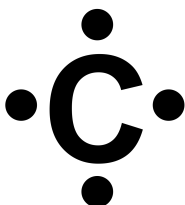
## I.1. Introdução

A Química Orgânica é um ramo da química que se dedica ao estudo dos compostos orgânicos, ou seja, aqueles que possuem em sua composição o elemento carbono. No entanto é importante lembrar que **todo composto orgânico tem o carbono em sua constituição, mas nem todo composto que apresenta esse elemento químico é considerado orgânico.**

### Características do elemento carbono

#### 1. Tetravalência

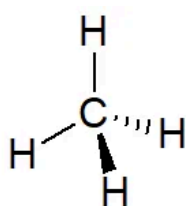
O carbono é tetravalente, porque possui quatro elétrons na camada de valência, o que lhe permite formar quatro ligações covalentes com outros átomos, compartilhando pares de elétrons.



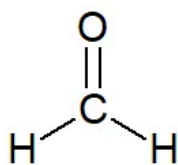
#### Notação de Lewis do Carbono

[https://pt.wikipedia.org/wiki/Nota%C3%A7%C3%A3o\\_de\\_Lewis](https://pt.wikipedia.org/wiki/Nota%C3%A7%C3%A3o_de_Lewis)

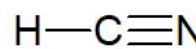
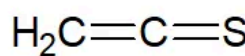
Portanto, os átomos de carbono podem “se unir” por meio de ligações simples, dupla ou tripla. São possíveis três geometrias:



tetraédrico



trigonal plano



lineares

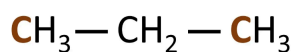
<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/classificacao-carbono.htm>

Dessa maneira, o carbono pode ser classificado de acordo com a quantidade de átomos a que ele se liga, sendo:

- **carbono primário:** ligado, no máximo, a um outro átomo de carbono.
- **carbono secundário:** ligado a 2 outros átomos de carbono.
- **carbono terciário:** ligado a 3 outros átomos de carbono.

- **carbono quaternário:** ligado a 4 outros átomos de carbono.

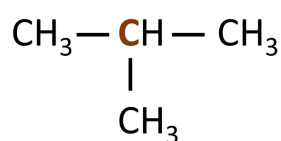
**CARBONO PRIMÁRIO**



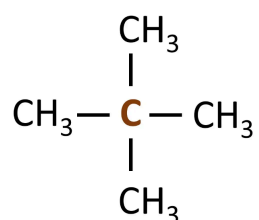
**CARBONO SECUNDÁRIO**



**CARBONO TERCIÁRIO**



**CARBONO QUATERNÁRIO**



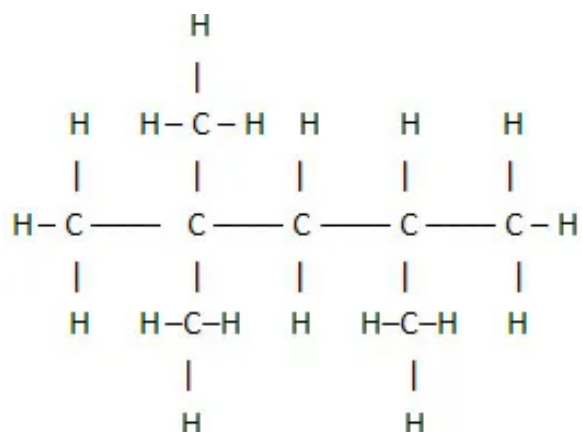
<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/cadeias-carbonicas-suas-classificacoes.htm>

## 2. Encadeamento

O átomo de carbono pode se ligar a outros átomos de carbono e a diferentes elementos, originando as chamadas **CADEIAS CARBÔNICAS**, as quais podem ser representadas de diferentes maneiras:

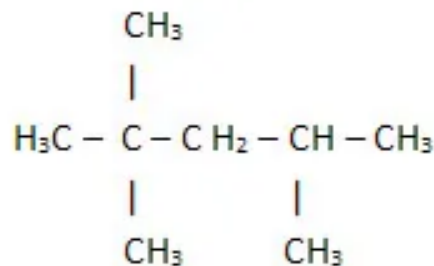
- **Fórmula molecular:**  $\text{C}_8\text{H}_{18}$

- **Fórmula estrutural plana:**



<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/formulas-moleculares-compostos-organicos.htm>

- **Fórmula estrutural plana simplificada/condensada:**



<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/formulas-moleculares-compostos-organicos.htm>

- **Representação em traços ou linhas:**



*Exemplo para o  $\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{O}_2$*

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/formulas-moleculares-compostos-organicos.htm>

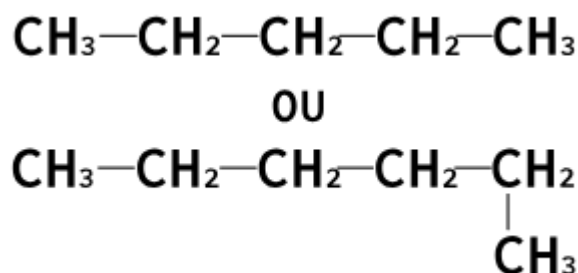
### Classificação das cadeias carbônicas

➤ CADEIAS ABERTAS, ACÍCLICAS OU ALIFÁTICAS

Recebem esse nome as cadeias cujas extremidades são livres, ou seja, que não formam um ciclo ou anel.

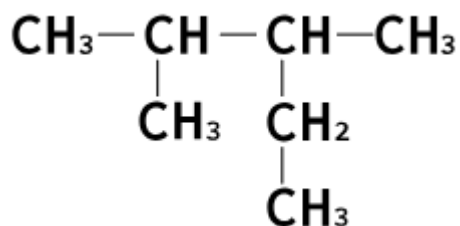
1. Quanto à disposição dos átomos de carbono

- cadeia normal: possui duas extremidades livres. Assim, apresenta somente átomos de carbono primário e secundário.



<https://realizeeducacao.com.br/wiki/introducao-a-quimica-organica/>

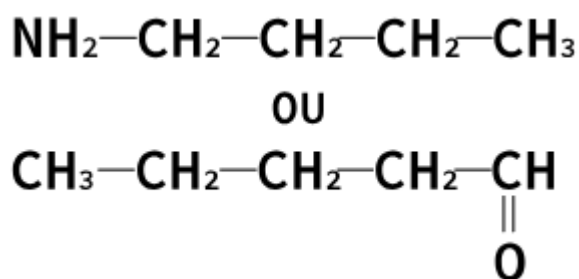
- cadeia ramificada: apresenta mais de duas extremidades livres, possuindo, portanto, no mínimo um átomo de carbono terciário ou quaternário.



<https://realizeeducacao.com.br/wiki/introducao-a-quimica-organica/>

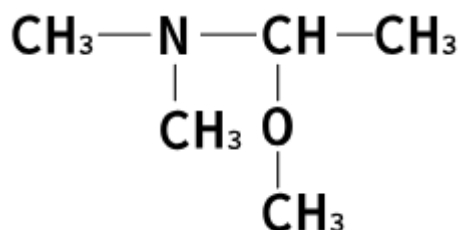
## 2. Quanto à natureza dos átomos

- cadeia homogênea: a cadeia principal é formada somente por átomos de carbono e de hidrogênio. Se houver heteroátomos, ou seja, átomos diferentes de carbono e de hidrogênio, estes estão localizados nas extremidades da cadeia.



<https://realizeeducacao.com.br/wiki/introducao-a-quimica-organica/>

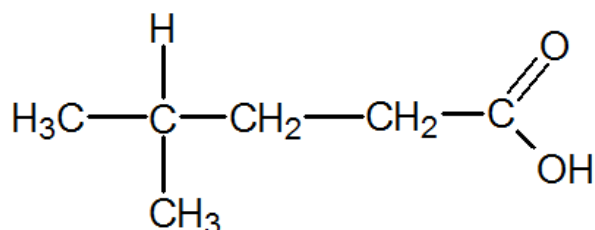
- cadeia heterogênea: possui heteroátomos entre os átomos de carbono da cadeia principal.



<https://realizeeducacao.com.br/wiki/introducao-a-quimica-organica/>

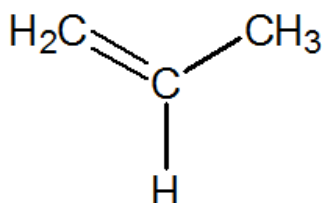
## 3. Quanto ao tipo de ligação entre os átomos de carbono

- cadeia saturada: entre os átomos de carbono, há somente ligações simples (–).



<https://quimik.webnode.com.br/terceiro-ano/classifica%C3%A7%C3%A3o%20das%20cadeias%20carbonicas/cadeias-saturadas-e-insaturadas/>

- cadeia insaturada: entre dois átomos de carbono, apresenta pelo menos uma dupla (=) ou tripla ( $\equiv$ ) ligação.



<https://quimik.webnode.com.br/terceiro-ano/classifica%C3%A7%C3%A3o%20das%20cadeias%20carbonicas/cadeias-saturadas-e-insaturadas/>

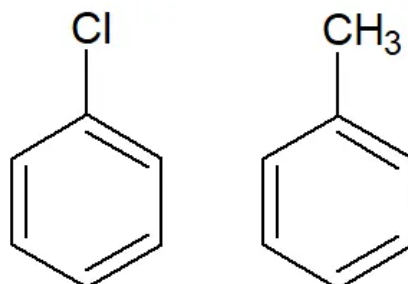
### ➤ CADEIAS FECHADAS OU CÍCLICAS

Assim como o nome já sugere, são aquelas cadeias que formam um ciclo ou um anel.

#### 1. *Aromáticas*

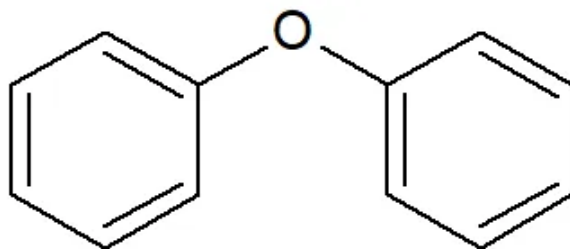
São compostos orgânicos constituídos unicamente por átomos de carbono e hidrogênio. Sua estrutura fundamental inclui um anel ou núcleo aromático, caracterizado por uma cadeia fechada, seis átomos de carbono, três ligações duplas alternadas, cada uma composta por uma ligação  $\pi$  e uma ligação  $\sigma$ . Eles podem ser classificados em:

- mononucleadas



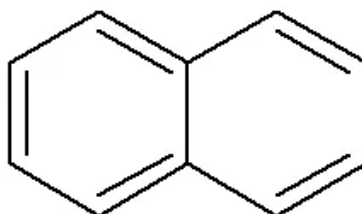
<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/classificacao-das-cadeias-carbonicas-fechadas.htm>

- polinucleadas
  - núcleos isolados



<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/classificacao-das-cadeias-carbonicas-fechadas.htm>

- núcleos condensados

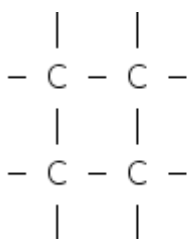


<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/classificacao-das-cadeias-carbonicas-fechadas.htm>

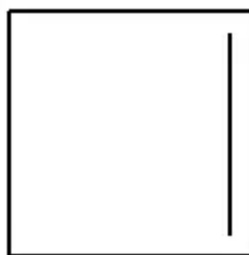
## 2. Alicíclicas

São, simplifcadamente, cadeias que não apresentam anel aromático. Elas podem ser classificadas em:

- *quanto ao tipo de ligação entre os átomos de carbono*
  - saturadas

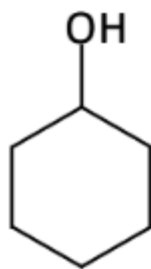


- insaturadas

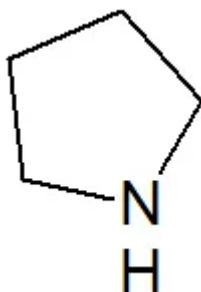


<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/classificacao-das-cadeias-carbonicas-fechadas.htm>

- *quanto à natureza dos átomos*
  - homocíclica

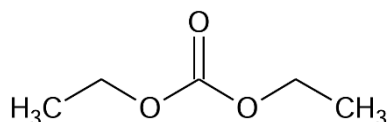


- heterocíclica



## EXERCÍCIOS

**Questão 128.** (OBQ 2023 - Modalidade B) Carbonato de dietila é uma substância inflamável, insolúvel em água, usada como solvente industrial de baixa toxicidade. Pode causar irritações nos olhos e aparelho respiratório. Sua fórmula estrutural é:



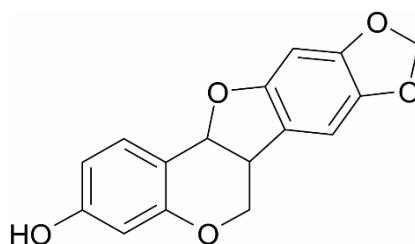
São feitas as seguintes proposições:

- I. Apesar de ter átomos eletronegativos em sua estrutura, não pode formar ligações de hidrogênio com moléculas da mesma substância, diminuindo sua polaridade.
- II. Sua cadeia carbônica é aberta, normal, heterogênea e insaturada.
- III. Na molécula há um átomo de carbono insaturado e 4 carbonos saturados.
- IV. Na molécula há 4 átomos de carbono com hibridação  $sp^3$  e um carbono com hibridação  $sp^2$ .
- V. Na molécula há uma ligação  $\pi$  (pi). Todas as demais são ligações  $\sigma$  (sigma).

Assinale a alternativa que indica as proposições verdadeiras:

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

**Questão 129.** (OBQ 2022 - Modalidade B) Maackiana é uma substância existente na sucupira, usada no tratamento da impingem. Considerando sua fórmula estrutural:



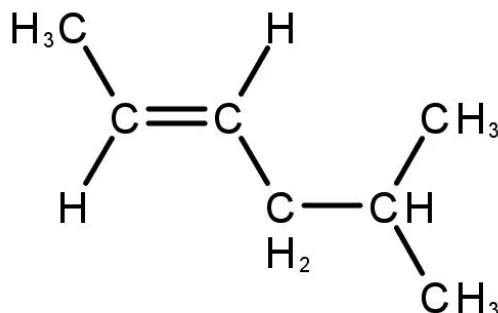
Indique a alternativa **incorreta**.

- a) Na molécula há quatro e seis átomos de carbono com hibridação  $sp^3$  e  $sp$ , respectivamente.
- b) A fórmula molecular da maackiana é  $C_{16}H_{12}O_5$ .
- c) As funções orgânicas presentes na molécula são: éter e fenol.
- d) Na molécula há doze átomos de carbono insaturados.
- e) Na molécula há três átomos de carbono terciários.

# I. Química Orgânica

## I.2. Hidrocarbonetos

São compostos orgânicos constituídos apenas por átomos de **carbono** e **hidrogênio**. Como por exemplo:



### Regras de nomenclatura

A **IUPAC** (União Internacional de Química Pura e Aplicada) é uma organização internacional fundada em 1919 com o propósito de padronizar a comunicação na área da Química, integrando os setores acadêmico, industrial e público por meio de uma linguagem unificada. O **sistema de nomenclatura da IUPAC** segue um **conjunto de regras** que assegura que cada composto orgânico tenha um **nome único**, evitando que dois compostos distintos sejam designados pelo mesmo nome sistemático.

Nesse sentido, os compostos orgânicos são nomeados de acordo com 3 partes:

**PREFIXO + INFIXO + SUFIXO**

#### 1. Prefixo

Indica o **número de átomos de carbono da cadeia principal**.

1 carbono	<b>MET-</b>	11 carbonos	<b>UNDEC-</b>
2 carbonos	<b>ET-</b>	12 carbonos	<b>DODEC-</b>
3 carbonos	<b>PROP-</b>	13 carbonos	<b>TRIDEC-</b>
4 carbonos	<b>BUT-</b>	14 carbonos	<b>TETRADEC-</b>
5 carbonos	<b>PENT-</b>	15 carbonos	<b>PENTADEC-</b>
6 carbonos	<b>HEX-</b>	16 carbonos	<b>HEXADEC-</b>
7 carbonos	<b>HEPT-</b>	17 carbonos	<b>HEPTADEC-</b>

8 carbonos	<b>OCT-</b>	18 carbonos	<b>OCTADEC-</b>
9 carbonos	<b>NON-</b>	19 carbonos	<b>NONADEC-</b>
10 carbonos	<b>DEC-</b>	20 carbonos	<b>EICOS- OU ICOS-</b>
...	...	<i>E assim por diante...</i>	...

## 2. Infixo

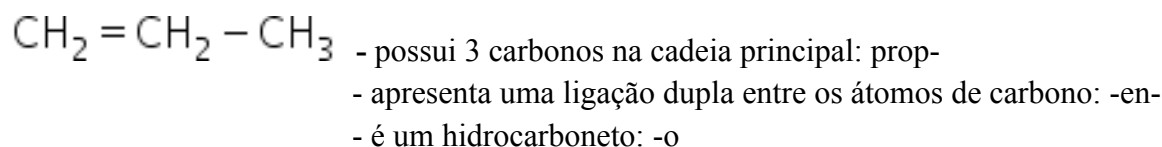
Indica o **tipo de ligação entre os átomos de carbono** da cadeia principal.

1 ligação simples	<b>-AN-</b>
1 ligação dupla	<b>-EN-</b>
1 ligação tripla	<b>-IN-</b>
2 ligações duplas	<b>-DIEN-</b>
2 ligações triplas	<b>-TRIEN-</b>

## 3. Sufixo

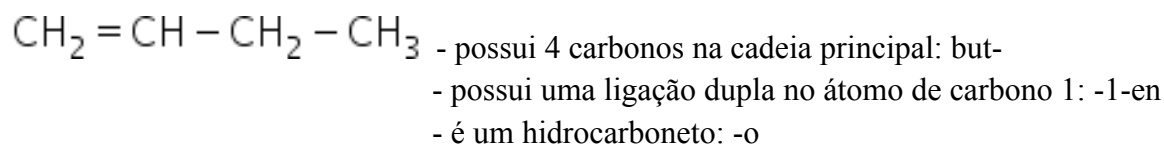
Refere-se à **função principal do composto orgânico**. Para os hidrocarbonetos, é “-o”.

### Exemplo:



Nome: **PROPENO**

Em cadeias maiores, deve-se realizar a numeração dos átomos de carbono da cadeia principal, iniciando-a na extremidade de forma que as insaturações fiquem no menor número possível.



Nome: **BUT-1-ENO**

## Nomenclatura de hidrocarbonetos não ramificados

### 1. Alcanos

Possuem cadeia aberta e apresentam somente ligações simples entre seus átomos de carbono da cadeia principal. Também podem ser chamados de *parafinas* ou *hidrocarbonetos parafínicos*.

**PREFIXO + AN + O**

### 2. Alcenos

Apresentam cadeia carbônica aberta e uma ligação dupla entre os átomos de carbono.

**PREFIXO + EN + O**

Por que é tão importante distinguir a localização da insaturação nas cadeias carbônicas? Para responder a essa pergunta, observe os exemplos a seguir:



Apesar de ambos possuírem 5 átomos de carbono na cadeia principal e uma ligação dupla entre eles, esses exemplos são compostos diferentes. Dessa forma, para diferenciá-los, é essencial indicar a numeração do carbono em que se encontra a insaturação, de modo que ela fique com a menor numeração possível. Assim:



1 2 3 4 5

Pent-1-eno



1 2 3 4 5

Pent-2-eno

### 3. Alcinos

São hidrocarbonetos não ramificados com cadeia aberta e uma ligação tripla entre os átomos de carbono.

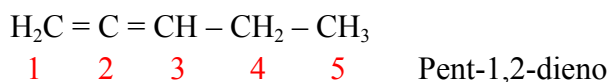
**PREFIXO + IN + O**

### 4. Alcadienos

São hidrocarbonetos alifáticos e insaturados por 2 ligações duplas.

**PREFIXO + DIEN + O**

**Exemplo:**



Entre o número e o nome, utiliza-se o hífen. Entre dois números, utiliza-se a vírgula.

### 5. *Ciclanos*

São hidrocarbonetos cíclicos, ou seja, possuem cadeia carbônica fechada, e saturados.

***CICLO + PREFIXO + AN + O***

### 6. *Ciclenos*

São hidrocarbonetos cíclicos e saturados por uma ligação dupla.

***CICLO + PREFIXO + EN + O***

### 7. *Aromáticos*

Os principais hidrocarbonetos são derivados do benzeno. São designados por nomes particulares.

## **Radicais Orgânicos**

Para o estudo da Química Orgânica, será de suma importância o conhecimento dos radicais orgânicos, uma vez que serão necessários para a realização da nomenclatura de cadeias carbônicas ramificadas.

Os radicais são espécies químicas que possuem **um ou mais elétrons desemparelhados** no nível de valência. E, por isso, são muito instáveis e reativos.

#### a) Radicais monovalentes

São aqueles que possuem apenas **um elétron desemparelhado**. Para identificá-los, utiliza-se as terminações “-il” ou “-ila”. A terminação “-ila” será utilizada quando o radical aparecer por último no nome de um composto orgânico.

#### 1. *Alquil(a) ou alcool(a)*

O elétron desemparelhado está localizado no carbono saturado.

→ Nomenclatura:

Para a nomenclatura, utiliza-se o prefixo indicativo da quantidade de carbonos, seguido das terminações “-il” ou “-ila”.

**Exemplos:**

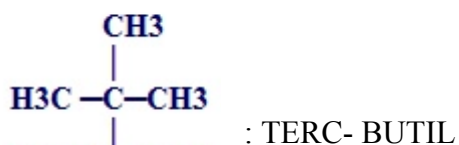
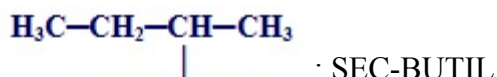
$\text{CH}_3 -$  : METIL OU METILA

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$  : ETIL OU ETILA

Em radical alquila com três carbonos, caso a valência livre esteja localizada no carbono central, utiliza-se o prefixo “iso-”.

**Exemplo:**

Já em radical alquila com quatro carbonos, utiliza-se o prefixo “sec-”, caso a valência livre esteja localizada no carbono secundário, e “terc-”, caso ela esteja no terciário.

**Exemplos:**

## 2. Alcenil(a)

A valência livre (elétron desemparelhado) está localizada em um carbono insaturado por ligação dupla.

→ Nomenclatura:

Na nomenclatura desses radicais, utiliza-se o **prefixo** correspondente ao número de carbonos, seguido do sufixo “-en-” (indicando a presença de uma dupla ligação) e da terminação “-il” ou “-ila”, conforme apropriado.

**Exemplo:**

$-\text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ : PROP-1-EN-1-IL

3. *Aril(a)*

A valência livre está situada em um carbono de um anel aromático.

b) Radicais bivalentes

Apresentam **dois elétrons desemparelhados**.

1. *Alcoilenos*

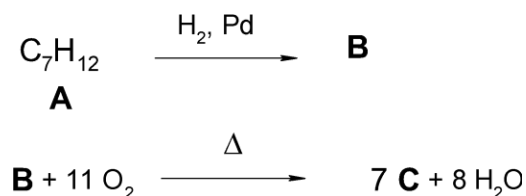
Os elétrons desemparelhados estão localizados em átomos de carbono distintos.

2. *Alcoilidenos*

Os elétrons desemparelhados estão situados no mesmo átomo de carbono.

## EXERCÍCIOS

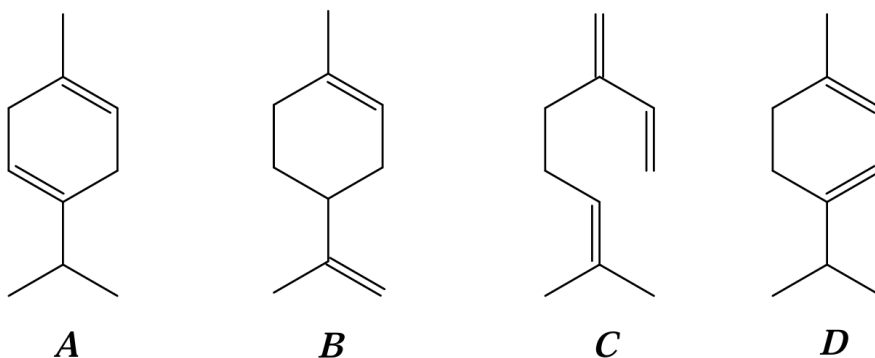
**Questão 130.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Observe a sequência de reações representadas abaixo. As equações estão devidamente balanceadas. A substância de partida foi assinalada com a letra **A** e algumas substâncias não estão explicitadas e foram designadas com as letras **B** e **C**. A reação de hidrogenação de 1 mol de **A** produziu 1 mol de **B**, cuja combustão produziu 7 mol de **C** e 8 mol de água.



Assinale a afirmação **CORRETA** sobre essas reações e as substâncias assinaladas.

- a) A substância **C** é classificada como álcool.
- b) A substância **A** é classificada como aromático.
- c) A reação da substância **B** com oxigênio é endotérmica.
- d) A substância **B** possui apenas ligações simples.

**Questão 131.** (OMQ 2021 - Modalidade B) Os compostos **A**, **B**, **C** e **D**, cujas estruturas químicas estão apresentadas abaixo, são obtidos de plantas. Em relação a esses compostos, analise as afirmações seguintes.



- I. Os compostos **A**, **B**, **C** e **D** são isômeros.
- II. A fórmula empírica do composto **C** é  $\text{C}_5\text{H}_8$ .
- III. O composto **A** possui um anel aromático.
- IV. Os compostos **A** e **B** são diastereoisômeros.
- V. O composto **D** apresenta alta solubilidade em água.

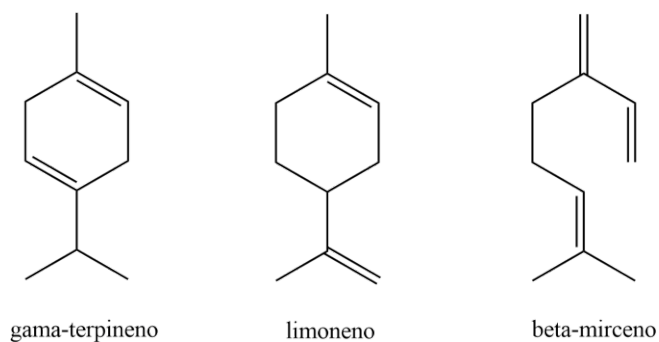
VI. Ambos os compostos **B** e **C** são alquenos.

**Assinale** a alternativa com as afirmações **CORRETAS**:

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

**Dica:** Isômeros são substâncias químicas diferentes que apresentam propriedades físicas e químicas diferentes, mas que possuem a mesma fórmula molecular. Os diastereoisômeros são isômeros cujos ligantes mudam de posição no espaço, mas permanecem ligados aos mesmos átomos, que não são imagens especulares entre si.

**Questão 132.** (OMQ 2020 - Modalidade B) Berzelius propôs em 1823 que substâncias de mesma composição, mas que apresentassem diferentes propriedades, fossem chamadas de isoméricas (palavra de origem grega que significa composto de partes iguais), nascendo assim o conceito de isomerismo. Isômeros constitucionais são espécies químicas que apresentam a mesma fórmula molecular, porém, apresentam diferentes propriedades (temperatura de fusão e ebulição, viscosidade etc.). Considere a estrutura dos compostos abaixo, que estão presentes no óleo essencial de limão.



Em relação a esses compostos, indique a afirmação **CORRETA**:

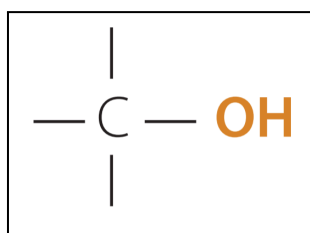
- a) O gama-terpineno é um composto aromático e isômero do limoneno.
- b) O limoneno é um composto insaturado, aromático e não é isômero dos outros dois compostos.
- c) O beta-mirceno é um hidrocarboneto alifático, saturado e isômero do limoneno.
- d) O gama-terpineno, o limoneno e o beta-mirceno são isômeros constitucionais.

# I. Química Orgânica

## I.3. Funções Orgânicas

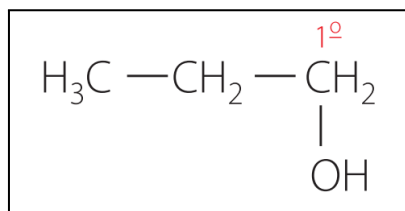
### 1. Álcool

Os álcoois são compostos orgânicos que contêm um ou mais grupos **hidroxila (-OH)** ligados diretamente a um **átomo de carbono saturado**. Apresentam uma importância significativa para a economia, sendo utilizados como solventes, matéria-prima para obtenção de compostos orgânicos, combustível para automóveis, bebidas alcóolicas e entre outras funções.

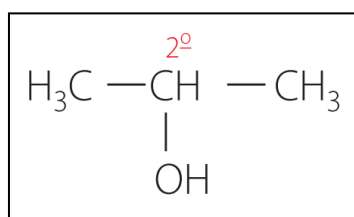


### Classificação

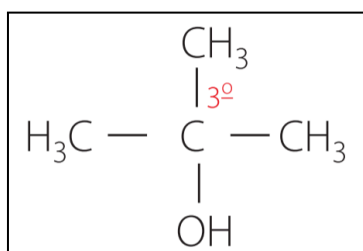
- Quanto à posição do grupo  $-OH$  (para monoálcoois)
  - álcool primário: possui um  $-OH$  ligado a um **carbono primário**



- álcool secundário: possui um  $-OH$  ligado a um **carbono secundário**

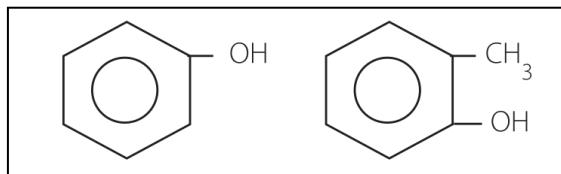


- álcool terciário: possui um  $-OH$  ligado a um **carbono terciário**



## 2. Fenol

Os fenóis são compostos orgânicos que possuem **uma ou mais hidroxilas (-OH) ligadas diretamente a um anel aromático**. Eles são utilizados como desinfetantes, para a produção de plásticos e em produtos farmacêuticos, como a aspirina.



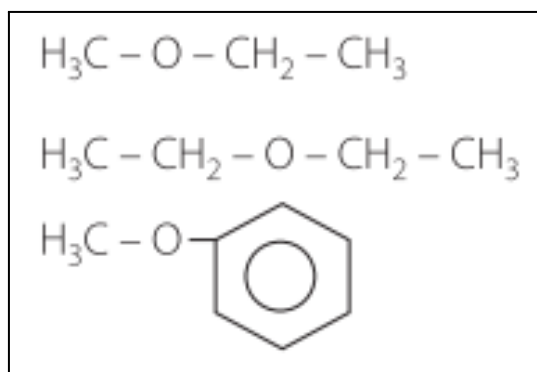
## 3. Enol

Enóis são compostos instáveis que possuem uma hidroxila ligada a um carbono insaturado por uma ligação dupla.



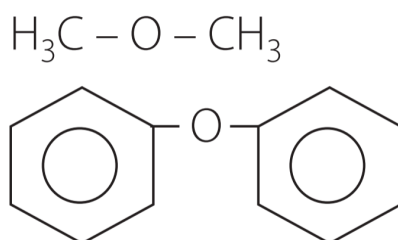
## 4. Éter

Os éteres são compostos orgânicos que apresentam um átomo de oxigênio ligado a dois átomos de carbono. Eles são usados como solvente na indústria, anestésicos e solventes.

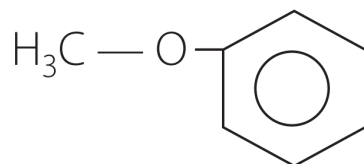
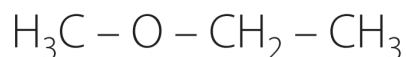


## Classificação

- éter simétrico: quando os dois radicais ligados ao oxigênio são iguais.



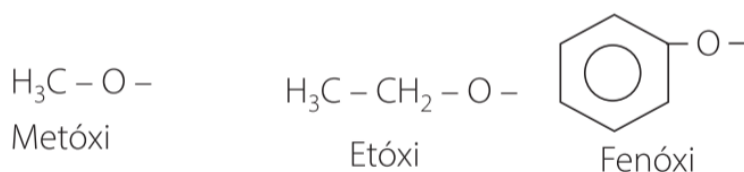
- éter assimétrico: os dois radicais ligados ao oxigênio são distintos.



### Radicais alcóxi

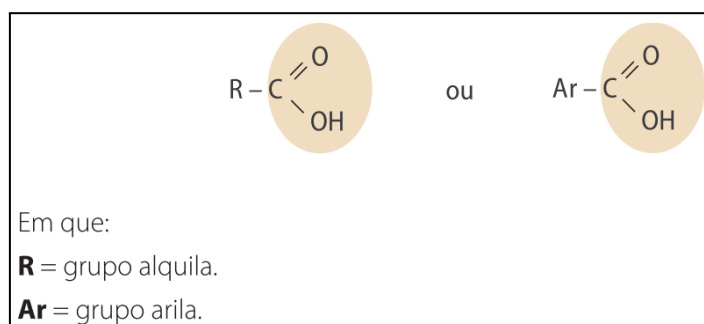
São radicais que possuem a valência livre (elo de ligação) em um átomo de oxigênio que, por sua vez, está ligado a um átomo de carbono (radical orgânico).

#### Exemplos:



### 5. Ácido carboxílico

Os ácidos carboxílicos são compostos orgânicos que apresentam o **grupo carboxila (-COOH)**. Eles são amplamente utilizados no processo de tingimento de tecidos, na alimentação, na fabricação de desinfetantes e plásticos, na produção de ésteres (que veremos posteriormente), na produção de vinagre e como reagente na fabricação de outros produtos químicos, entre outras funções.



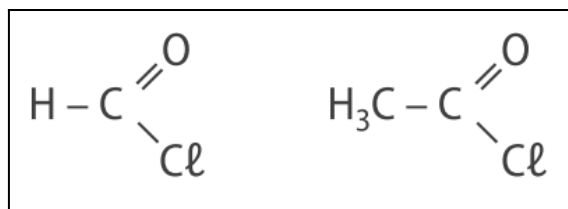
### Sais de ácidos carboxílicos

Esses compostos, geralmente, consistem em um **metal ligado ao ânion carboxilato**. Os **sais de ácidos graxos** (ácidos carboxílicos de cadeia longa) são conhecidos como **sabões**,

pois possuem a capacidade de remover sujeira. Isso ocorre porque são **anfipáticos**, ou seja, apresentam uma **região polar e outra apolar** na mesma estrutura, permitindo a interação com água e gordura simultaneamente.

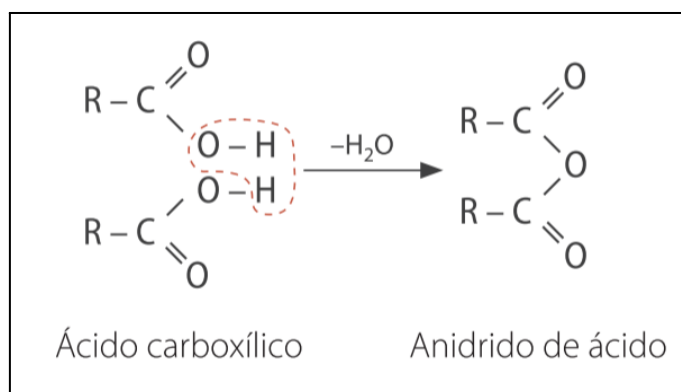
### Cloreto de ácidos

São compostos obtidos pela substituição do grupo (-OH) da carboxila de ácidos por um átomo de cloro.



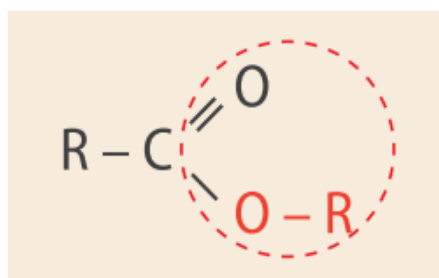
### Anidridos de ácido carboxílicos

São compostos orgânicos formados pela desidratação intermolecular de ácidos monocarboxílicos ou pela desidratação intramolecular de ácidos dicarboxílicos.



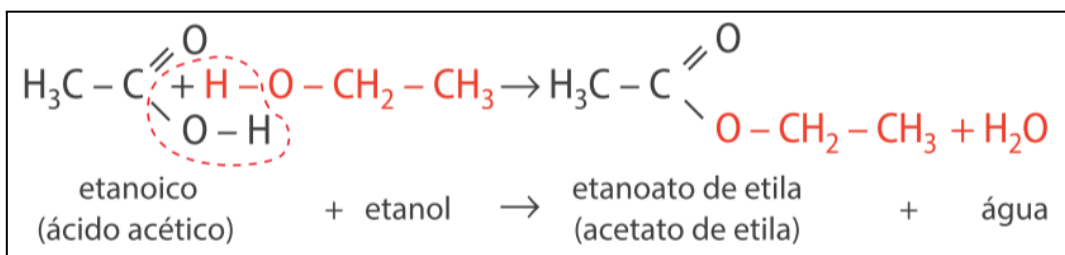
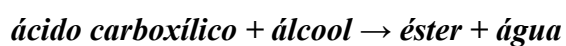
### 6. Éster

Os ésteres são compostos orgânicos obtidos pela substituição do grupo hidroxila da carboxila de ácidos pelo grupo (-O-R). Eles são utilizados, principalmente, como solventes, como flavorizantes artificiais, ou seja, imitam o aroma e sabor de algumas frutas, nos doces em geral e também estão presentes em medicamentos.



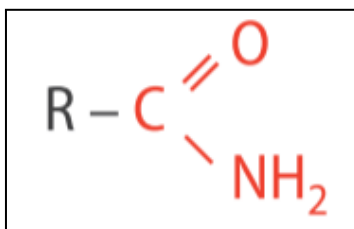
## Reação de esterificação

É a reação realizada para a obtenção de um éster. Ela ocorre entre um ácido carboxílico e um álcool, produzindo, assim, éster e água.



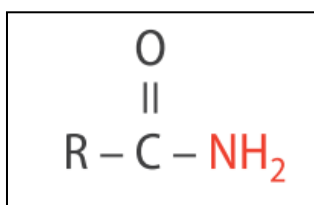
### 7. Amida

As amidas são **compostos nitrogenados**, derivados da amônia, pela substituição de um, dois ou três átomos de hidrogênio por um número igual de grupo acila. Nelas, temos a **grupo carbonila (C=O)** ligada ao átomo de nitrogênio. Além disso, elas são usadas na produção de plásticos e como intermediárias na síntese de medicamentos.

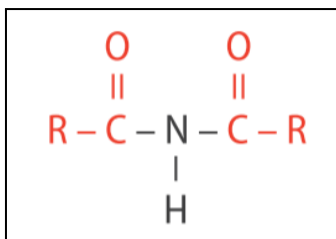


#### Classificação quanto ao número de acilas ligadas ao nitrogênio

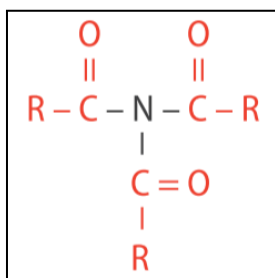
- amida primária: possui apenas um radical acila.



- amida secundária: possui dois radicais acilas.

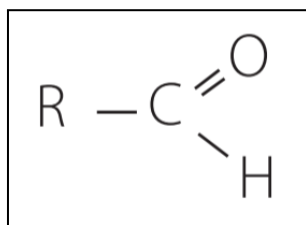


- amida terciária: possui três radicais acilas.



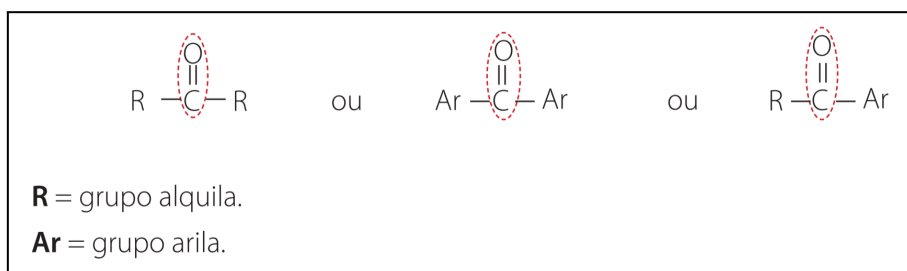
### 8. Aldeído

Os aldeídos são compostos orgânicos que apresentam o grupo carbonila ligado a um hidrogênio. Dessa forma, eles são caracterizados pela **presença do grupo formila ou aldoxila (- CHO)** na molécula. Eles são empregados na fabricação de medicamentos, plásticos, desinfetantes, explosivos, resinas, produção de ácido acético e como intermediário em produtos químicos.



### 9. Cetona

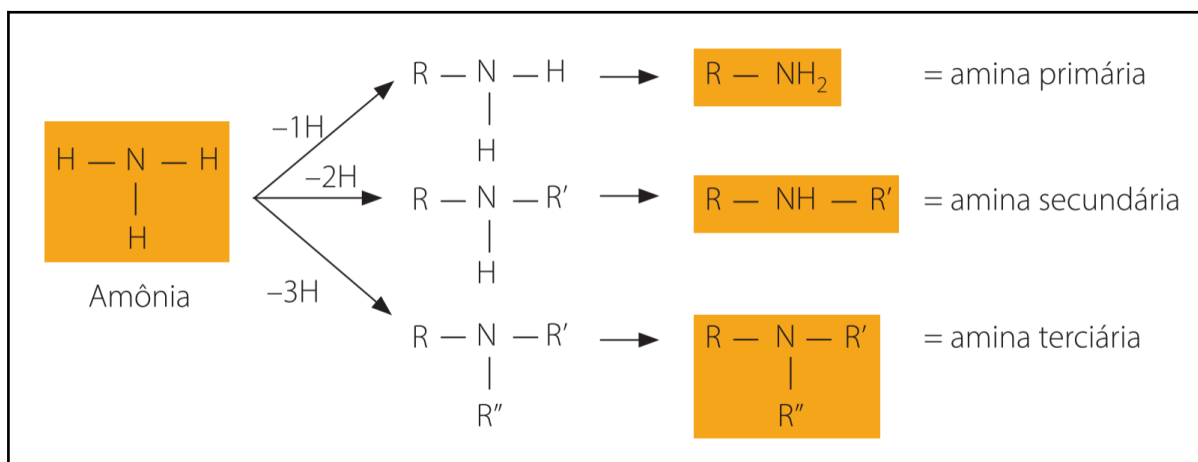
As cetonas são compostos orgânicos que apresentam o **grupo carbonila (C=O)** situado entre dois átomos de carbono.



Elas são utilizadas como solventes (esmaltes, tintas, vernizes), na extração de óleos de sementes de vegetais, em medicamentos, na fabricação de plásticos e fibras sintéticas, entre outras funções.

### 10. Amina

As aminas são **compostos nitrogenados**, derivados da amônia pela substituição de um, dois ou três átomos de hidrogênio por um número igual de radicais alquila ou arila. Elas são utilizadas na produção de corantes sintéticos, medicamentos, pesticidas, em processo industriais e como catalisadores. Além disso, algumas aminas são encontradas em vegetais, a exemplo disso, há a morfina e a nicotina.

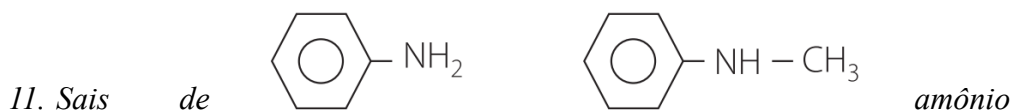


### Classificação quanto à natureza dos radicais ligados ao átomo de nitrogênio

- alifáticas

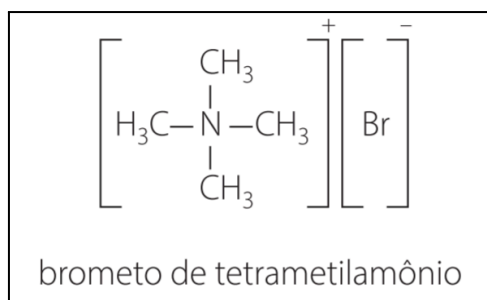


- aromáticas



São sais que contêm nitrogênio tetravalente.

### Exemplo:

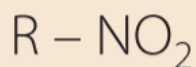


### 12. Nitrila

As nitrilas são compostos orgânicos que apresentam o grupamento  $-\text{C} \equiv \text{N}$  ligado a um radical alquila ou arila. **Também são conhecidos como cianetos orgânicos.**

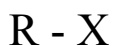
### 13. Nitrocomposto

Os nitrocompostos são compostos orgânicos que apresentam o grupamento **nitro** ( $-\text{NO}_2$ ) substituindo átomos de hidrogênio em hidrocarbonetos. Eles são usados na fabricação de explosivos para a abertura de túneis, na produção de corantes e como intermediários na síntese química.



### 14. Haleto orgânico

Os haletos orgânicos são compostos orgânicos derivados de hidrocarbonetos por meio da substituição de um ou mais átomos de hidrogênio por um número igual de átomos de um halogênio. Eles são utilizados na fabricação de plásticos, medicamentos, inseticidas, solventes, entre outras funções.



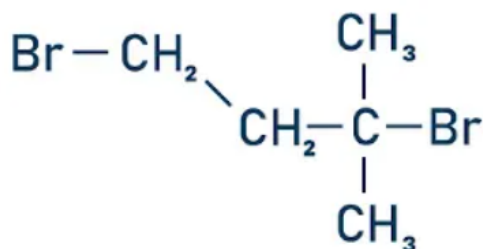
### Classificação

- *Quanto ao número de átomos de halogênio existentes na molécula*
  - mono-haletos: possuem um átomo de halogênio.
  - di-haletos: possuem dois átomos de halogênio.
    - vacinal: dois átomos de halogênio em carbonos vizinhos
    - isolado: halogênios em carbonos separados por pelo menos um carbono.
  - tri-haletos: possuem três átomos de halogênio.

- *Quanto ao grupo ligado ao halogênio existente na molécula*

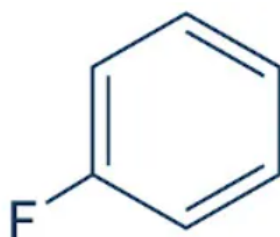
- Haletos de alquila: o halogênio está ligado a um grupo alquila, ou seja, a um átomo de carbono saturado de um hidrocarboneto alifático.

**Exemplo:**



- Haletos de arila: o halogênio está ligado a um grupo arila, ou seja, diretamente a um anel benzênico.

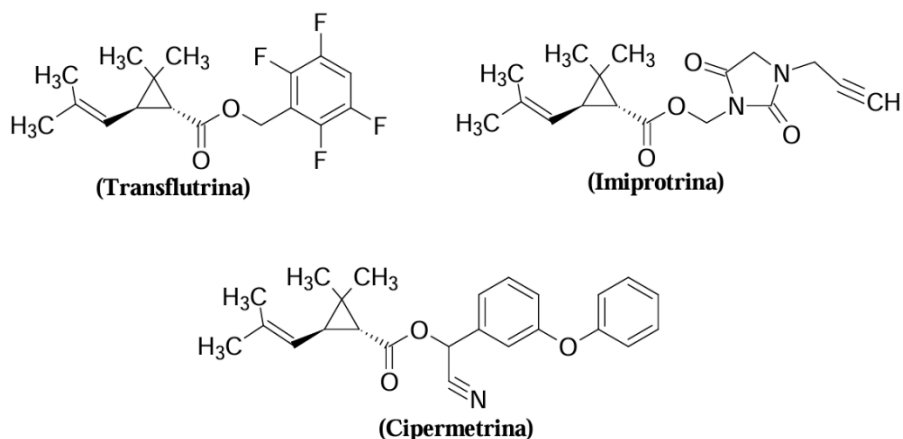
**Exemplo:**



- Haletos de alcenila: o halogênio está ligado a um grupo alcenila, ou seja, diretamente a um carbono insaturado por dupla ligação.

## EXERCÍCIOS

**Questão 133.** (OBQ 2024 - Modalidade B) Depois da pandemia do Covid, em muitos Estados do Brasil há a pandemia da dengue, zika e chikungunya, doenças infecciosas causadas por vírus, transmitidas por mosquitos como o *Aedes aegypti*. São necessárias medidas de proteção para impedir a proliferação dos mosquitos, fazer uso de repelentes e inseticidas para eliminar os insetos. Os principais inseticidas têm em sua composição as seguintes substâncias:



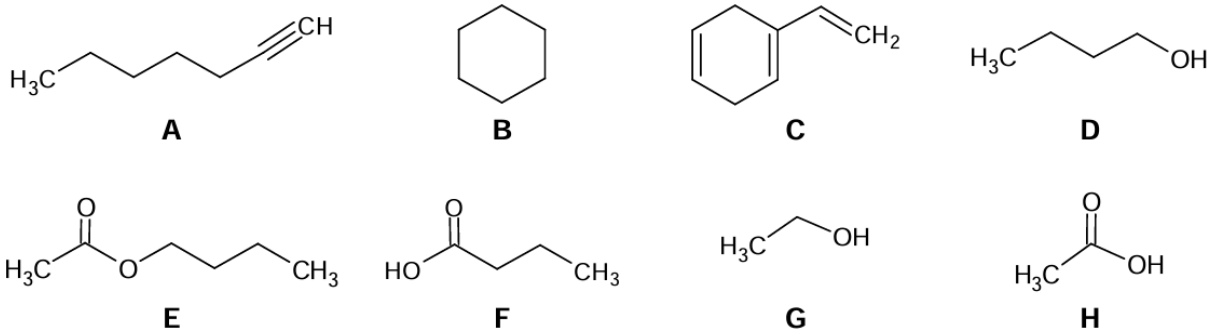
Observe que estas substâncias têm uma parte da fórmula em comum, característica dos piretróides. A respeito dessas fórmulas são feitas as seguintes proposições:

- I. As três estruturas apresentam a função éster.
- II. Além da função éster, a transflutrina apresenta a função haleto orgânico.
- III. A cipermetrina apresenta na sua estrutura as funções éster, éter e amina.
- IV. A imiprotrina apresenta na sua estrutura as funções éster, amina e cetina.
- V. A cipermetrina apresenta na sua estrutura três centros de quiralidades.

Assinale a alternativa que indica as proposições verdadeiras:

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

**Questão 134.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Considere a estrutura das moléculas das substâncias A, B, C, D, E, F, G e H e analise as afirmações a seguir.

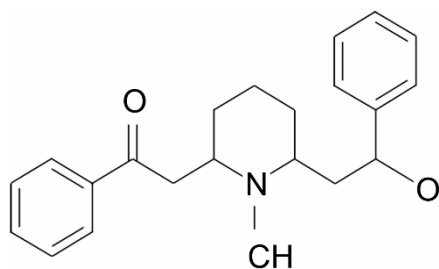


- I – As substâncias B e C são classificadas como substâncias aromáticas.  
 II – A substância A é um alquino e a substância E trata-se de um anidrido.  
 III – A substância E pode ser hidrolisada para gerar as substâncias D e H.  
 IV – A substância D tem maior solubilidade em água do que a substância C.  
 V – A substância E pode ser obtida pela condensação das substâncias G e F.  
 VI – Ao se adicionar a substância H em água, observa-se um aumento do Ph.

Estão CORRETAS apenas as afirmações:

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

**Questão 135.** (OBQ 2024 - Modalidade B) Lobelina é um alcaloide usado como medicamento antimalárico. Considerando sua fórmula estrutural



são feitas as seguintes afirmações:

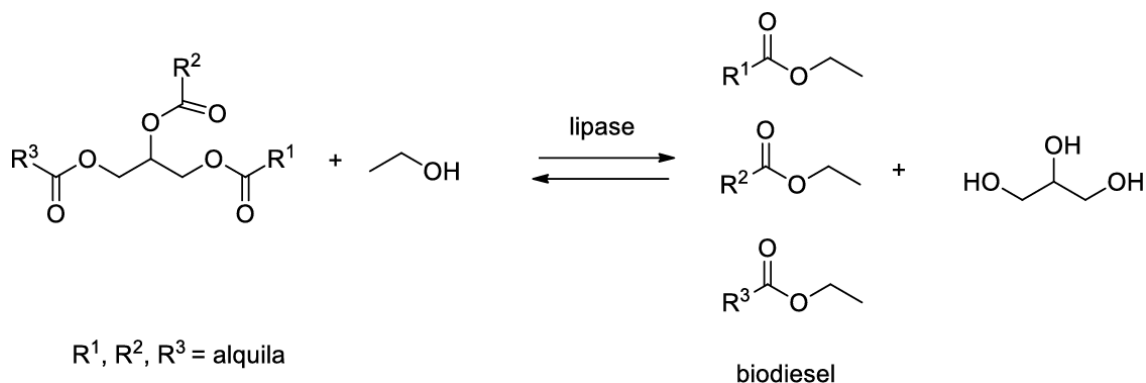
- I. A lobelina apresenta as funções álcool, amina e cetona em sua molécula.  
 II. A fórmula molecular da lobelina é  $C_{22}H_{27}NO_2$ .  
 III. A lobelina apresenta três átomos de carbono assimétricos.  
 IV. Com a fórmula estrutural apresentada, a lobelina pode ter oito pares de enantiômeros

As afirmações verdadeiras são:

- a) I, II, III e IV.  
 b) I, III e IV.

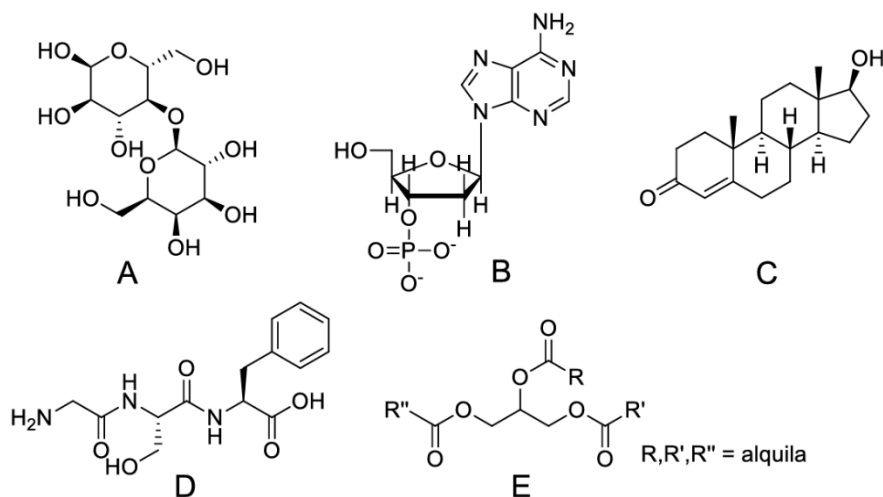
- c) II, III e IV.  
 d) I, II e IV.  
 e) I, II e III.

**Questão 136.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Considere a reação representada abaixo, envolvida na obtenção de biodiesel utilizando a enzima lipase e assinale a afirmativa correta.



- a) A lipase foi utilizada para deslocar o equilíbrio no sentido de formação dos produtos  
 b) O biodiesel é considerado um triglicerídeo produzido a partir da hidrólise de um éster.  
 c) O biodiesel é obtido através de uma reação de oxidação de um triglicerídeo vegetal.  
 d) O subproduto da reação de obtenção do biodiesel é um álcool com capacidade umectante.

**Questão 137.** (OMQ 2022 - Modalidade B) Considere as estruturas dos compostos A, B, C, D, e E. Analise as afirmativas abaixo:

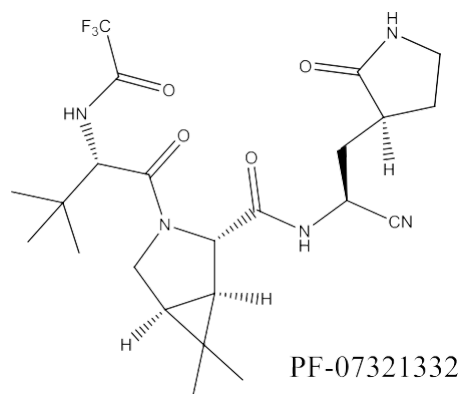


- I) O composto A é um dipeptídeo.  
 II) O composto C é um triglicerídeo.  
 III) O composto B é um nucleotídeo.  
 IV) O composto E é um lípido.  
 V) O composto D é um dissacarídeo.  
 VI) Os compostos A e D são lipossolúveis.

Assinale a alternativa que contém as afirmativas corretas:

- a) I e II.
- b) III e IV.
- c) II e V.
- d) III e VI.

**Questão 138.** (OMQ 2021 - Modalidade B) O composto PF-07321332 foi recentemente aprovado pela agência regulatória estadunidense Food and Drug Administration (FDA) para utilização no tratamento da COVID-19 em conjunto com o composto remdesivir, já utilizado no tratamento de outras doenças virais. A estrutura química do PF-07321332 guarda semelhança com a estrutura química de peptídeos.

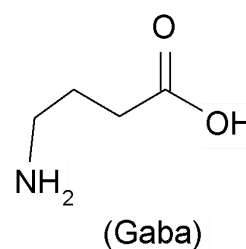
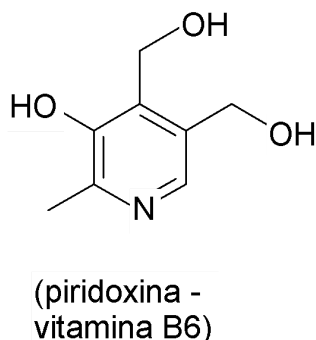
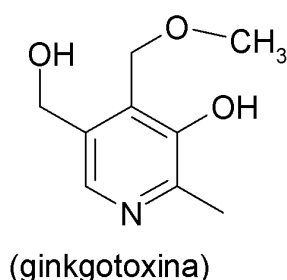


Qual das opções a seguir NÃO consiste em uma dessas semelhanças?

- a) Presença de ligações peptídicas.
- b) Presença de um ou mais centros de quiralidade.
- c) Grupos capazes de realizar ligações de hidrogênio.
- d) Presença de grupo funcional amino terminal.

**Questão 139.** (OBQ 2018 - Modalidade B) O Ginkgobiloba é a única espécie ainda existente da família Ginkgoaceae e por isso tem sido chamada de “fóssil vivo” – há estruturas fossilizadas de ancestrais do gênero Ginkgo, semelhantes à espécie atual, com até 170 milhões de anos. Por apresentar propriedades terapêuticas, é uma das plantas mais empregadas em remédios caseiros ou em fitoterápicos em todo o mundo. Seu uso medicinal é milenar: registros chineses revelam que desde 2800 a.C. a planta era usada na medicina tradicional do país, em especial para o tratamento de doenças respiratórias. O extrato quimicamente complexo, resultante do uso da mistura de água e acetona, é composto por mais de quarenta substâncias, que apresenta concentrações mínimas de substâncias terapêuticamente ativas e elimina componentes indesejáveis que oferecem risco toxicológico. As sementes contém o alcaloide ginkgotoxina, substância tóxica estruturalmente semelhante à vitamina B6. A ginkgotoxina, quando ingerida, pode provocar convulsões, perda da

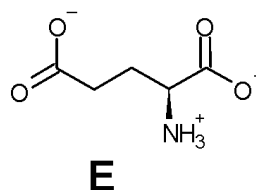
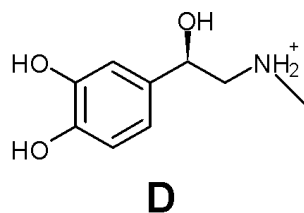
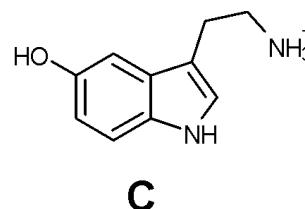
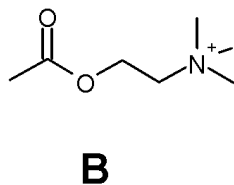
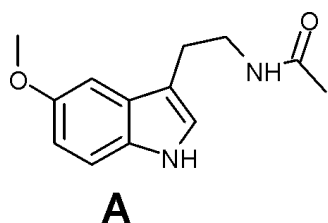
consciência e parada cardiorrespiratória. A vitamina B6 participa de reações enzimáticas importantes do metabolismo de aminoácidos e da biossíntese de neurotransmissores como a dopamina, a serotonina e o ácido gama-aminobutírico (Gaba).



Com base nas informações apresentadas, assinale a alternativa correta.

- As funções orgânicas oxigenadas presentes na ginkgotoxina são éter, álcool e cetona.
- A ginkgotoxina e a vitamina B6 têm a mesma fórmula molecular.
- O solvente utilizado para se extrair o complexo das substâncias é uma substância pura.
- O Gaba é uma substância de função mista que pertence à classe dos aminoácidos.
- Ginkgotoxina e piridoxina são insolúveis em água, enquanto o Gaba é muito solúvel em água.

**Questão 140.** (OMQ 2024 - Modalidade B) Na figura a seguir encontram-se estruturas químicas de neurotransmissores, que são substâncias produzidas pelos neurônios e que atuam transmitindo “informação” entre essas células nervosas.



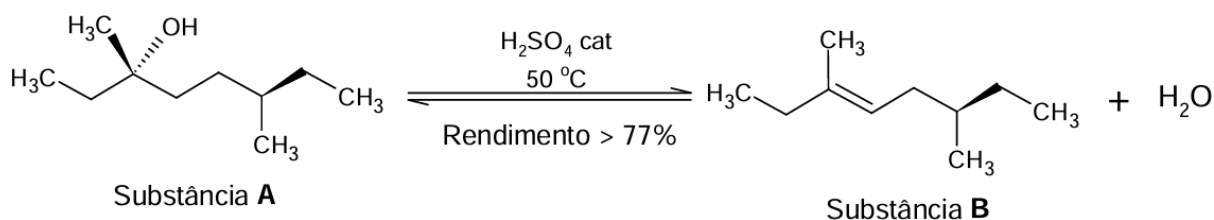
- Escreva a fórmula molecular do neurotransmissor A.
- Analise as estruturas químicas dos neurotransmissores e complete o quadro a seguir, atribuindo as estruturas a cada neurotransmissor e citando 2 funções químicas presentes na acetilcolina.

Estrutura	Neurotransmissor	Funções químicas
B	acetilcolina	
	adrenalina	Álcool, amina
	melatonina	Amida, éter
	serotonina	Amina, fenol
	glutamato	Ácido carboxílico, amina

c) Na fenda sináptica (região entre dois neurônios que se comunicam), moléculas de acetilcolina liberadas por um neurônio sofrem reação de hidrólise catalisada pela enzima acetilcolinesterase, produzindo colina e ácido acético. Apresente o esquema reacional dessa reação, mostrando a estrutura química dos produtos (colina e ácido acético).

**Questão 141.** (OMQ 2023 - Modalidade B) Isômeros são compostos diferentes que possuem a mesma fórmula molecular. Eles podem ser classificados como isômeros constitucionais quando possuem mesma fórmula molecular, porém suas moléculas diferem entre si quanto à conectividade entre os átomos, podendo inclusive possuir grupos funcionais diferentes. Isômeros são chamados de estereoisômeros quando a conectividade entre os átomos é a mesma, mas as moléculas dos compostos apresentam diferentes arranjos espaciais. Estereoisômeros podem ainda ser classificados em enantiômeros, quando as moléculas possuem relação de imagem-espelho entre si, mas não são superponíveis, de modo semelhante ao que ocorre com nossas mãos esquerda e direita, que são imagem-espelho não superponíveis.

Considere a reação de conversão da substância A em substância B catalisada por ácido, representada a seguir, uma reação em equilíbrio.



- Escreva a fórmula molecular das substâncias A e B.
- Escreva o nome da função orgânica presente na estrutura da molécula da substância A.
- Sugira uma ação para deslocar o equilíbrio no sentido de formação dos produtos, aumentando assim o rendimento da substância B.

# I. Química Orgânica

## I.4. Nomenclatura IUPAC

A IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) estabelece regras para a nomenclatura oficial de compostos orgânicos, considerando o número de átomos de carbono, os tipos de ligações e o grupo funcional presente nos compostos. A seguir estão as etapas a serem cumpridas:

1. Determinar a **cadeia principal**

A cadeia principal é a **cadeia mais longa** que contém o maior número de grupos funcionais, ligações duplas ou triplas, e ramificações.

2. Identificar os radicais

3. Numerar a cadeia de forma que os grupos funcionais, as insaturações e os radicais fiquem ligados aos carbonos de menor número, seguindo a ordem de prioridade:

**GRUPO FUNCIONAL > INSATURAÇÃO > RAMIFICAÇÕES**

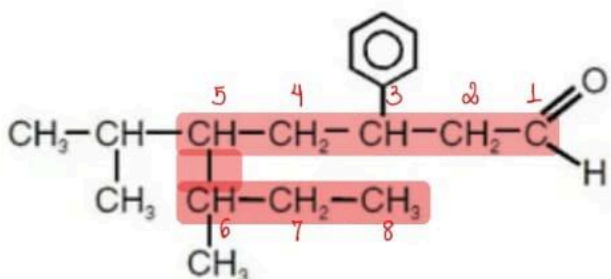
4. Nomear o tipo de cadeia, organizando os nomes em ordem alfabética.

- **Prefixo:** indica o número de carbonos na cadeia principal;
- **Infixo:** indica o tipo de ligação entre os carbonos;
- **Sufixo:** indica o grupo funcional principal.

Função	Identificação	Infixo	Sufixo
Álcool	-	an	ol
Enol	-	en	ol
Fenol	hidroxi + nome do anel aromático	-	-
Éter	prefixo (antes de -o-) + "oxi" + "hidrocarboneto" após -o-	-	o
Ácido Carboxílico	ácido + prefixo + infixo + "oico"	-	oico
Éster	prefixo + infixo + "oato de" + radical (terminado em "a")	-	oato
Amida	-	-	amida
Aldeído	-	-	al
Cetona	-	-	ona

Amina	-	-	amina
Sais de Amônio	Ânion + "de" + radicais	-	amônio
Nitrila	radical como hidrocarboneto + "nitrila"	-	nitrila
Nitrocomposto	"nitro" + radical como hidrocarboneto	-	o
Haleto Orgânico	halogênio + radical como hidrocarboneto	-	o

### Exemplo:



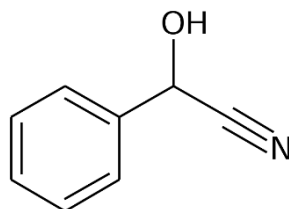
- Cadeia principal
  - cadeia linear com 8 carbonos com um grupo aldeído (-CHO) na extremidade.
  - O nome é "octanal"
- Identificar as ramificações com base na posição a partir do grupo -CHO:
  - Carbono 3: grupo fenil (anel benzênico)
  - Carbono 5: grupo isopropil (-CH(CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>)
  - Carbono 6: grupo metil (-CH<sub>3</sub>)
- Começamos a numerar a partir do **carbono do aldeído**, que sempre é o carbono 1.
- Ordem alfabética das ramificações
  - fenil
  - isopropil
  - metil

A ordem fica exatamente assim: 3-fenil, 5-isopropil, 6-metil

Nome correto: **3-fenil-5-isopropil-6-metil-octanal**

## EXERCÍCIOS

**Questão 142.** (OBQ 2023 - Modalidade B) Cianidrina é uma substância tóxica liberada pelos miriápodes (centopeia) a partir da amígdalina. A cianidrina se decompõe liberando o ácido cianídrico (HCN), que é muito tóxico. Sua fórmula estrutural é:



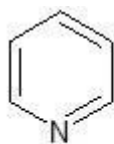
Analise as proposições a seguir a respeito da cianidrina.

- I. As funções orgânicas presentes na molécula são álcool e nitrila.
- II. Com um carbono assimétrico, a molécula pode ter as configurações R e S.
- III. A fórmula molecular da cianidrina é  $C_7H_7NO$ .
- IV. Na molécula há 1 carbono com hibridação  $sp^3$ , 6 carbonos com hibridação  $sp^2$  e um com hibridação  $sp$ .
- V. Seu nome sistemático é 2-fenil-2-hidroxi-etanonitrila.

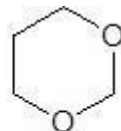
Assinale a alternativa que indica as proposições verdadeiras:

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

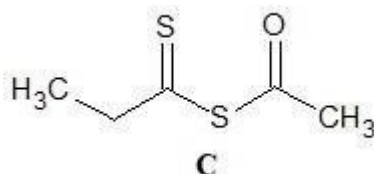
**Questão 143.** (OBQ 2023 - Modalidade B) Na nomenclatura sistemática para substâncias complexas são usados prefixos como oxa, tia, aza, oxo, tio, entre outros. Para as substâncias a seguir,



**A**



**B**



**C**

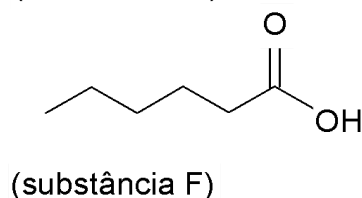
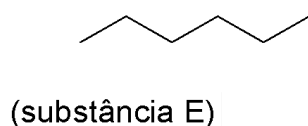
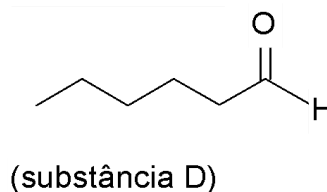
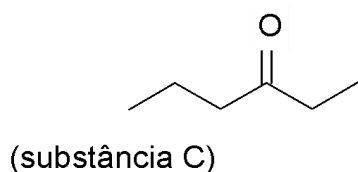
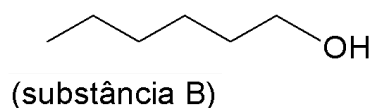
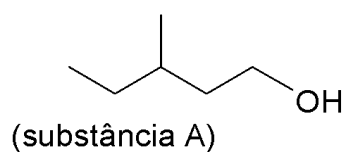
são dadas as nomenclaturas sistemáticas:

- I. A: azabenzeno
- II. B: 1,3-dioxociclo-hexano
- III. C: 2-oxo-3-tia-4-tio-hexano
- IV. B: 1,3-dioxaciclo-hexano

Quais associações entre estrutura e nomenclatura estão corretas?

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

**Questão 144.** (OBQ 2018 - Modalidade B) Nos laboratórios químicos são usadas muitas substâncias como solventes, reagentes ou intermediários químicos, de acordo com as atividades práticas a serem desenvolvidas. Algumas dessas substâncias têm suas fórmulas estruturais apresentadas a seguir:



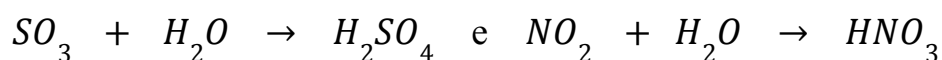
Com relação a essas substâncias, assinale a alternativa INCORRETA:

- a) As substâncias A e B são isômeros constitucionais esqueletais; as substâncias C e D são isômeros constitucionais funcionais.
- b) A reação entre as substâncias B e F produz um éster com o nome sistemático hexanoato de hexila.
- c) A ordem crescente de polaridade dessas substâncias é  $F < B < A < D < C < E$ .
- d) A substância A apresenta temperaturas de fusão e de ebulição menor que a substância B.
- e) A substância D pode estabelecer equilíbrio tautomérico com o hex-1-en-1-ol.

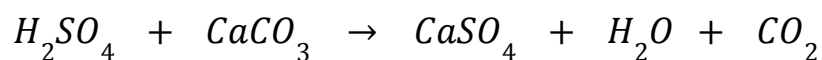
## J. Química Ambiental

### Chuva ácida

A chuva ácida é um fenômeno ambiental resultante da reação de água da chuva com poluentes atmosféricos, como trióxido de enxofre e dióxido de nitrogênio, provenientes principalmente da queima de combustíveis fósseis em veículos automotores, indústrias e usinas termoeletricas. Esses gases, quando lançados na atmosfera, reagem com o vapor d'água, formando ácidos como  $H_2SO_4$  e  $HNO_3$ .

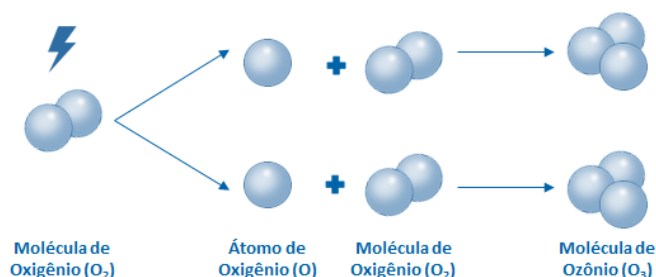


Esse fenômeno atmosférico é responsável por diversos danos ao meio ambiente, como a acidificação dos solos e da água de rios e lagos, e a destruição da cobertura vegetal. Outrossim, os ácidos presentes na chuva ácida provocam o desgaste de estruturas, estátuas e monumentos feitos de mármore ( $CaCO_3$ ) e pedra-sabão ( $Na_2CO_3$ ).



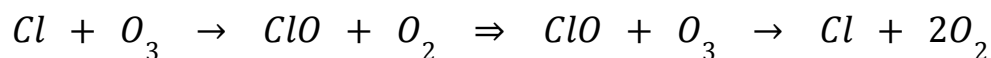
### Camada de Ozônio

A camada de ozônio corresponde a uma parcela da estratosfera que apresenta concentração relativamente alta de moléculas de ozônio ( $O_3$ ), gás responsável por absorver a maior parte da radiação ultravioleta (UV) incidida sobre a Terra. A radiação ultravioleta é prejudicial para os seres vivos, pois pode causar danos à pele humana, aumentar o risco de câncer de pele, prejudicar os ecossistemas e afetar a saúde das plantas.



Entretanto, ao longo das últimas décadas, a camada de ozônio tem sido reduzida significativamente, formando o chamado "buraco de ozônio" sobre a Antártida e outras regiões do planeta. Esta redução é causada principalmente pela emissão de clorofluorcarbonetos (CFCs), utilizados em refrigeradores, aerossóis, equipamentos de ar condicionado, entre outros. O cloro presente nos CFCs é altamente reativo e pode iniciar uma

série de reações destrutivas com as moléculas de ozônio (O<sub>3</sub>) na camada de ozônio de acordo com as seguintes equações:



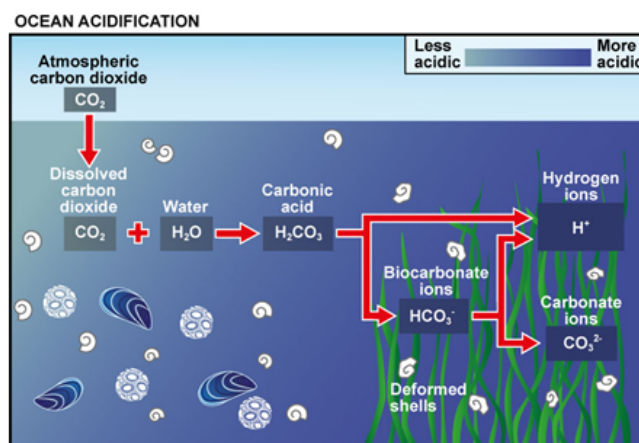
## Efeito Estufa e Aquecimento Global

O Efeito Estufa é um fenômeno natural responsável por manter as temperaturas médias globais, sendo algo essencial para a manutenção da vida na Terra. Os gases presentes na atmosfera terrestre e o vapor d'água possuem capacidade de reter calor, o que possibilita que as temperaturas se mantenham estáveis durante a noite, quando não há incidência direta de raios solares.

Entretanto, com os últimos anos, a concentração de alguns gases que possuem alta capacidade de reter calor, como dióxido de carbono e metano, tem aumentado. Isso tem gerado o que é conhecido como aquecimento global - o aumento das temperaturas médias globais - que é responsável por diversas consequências ao ambiente terrestre, como o derretimento das geleiras, que aumenta o nível dos mares, a acidificação dos oceanos, as mudanças climáticas extremas, a desertificação de biomas e a destruição de ecossistemas.

## Acidificação dos Oceanos

A acidificação dos oceanos é um fenômeno que vem se intensificando nos últimos tempos devido a alta quantidade de gases estufa, como dióxido de carbono e óxido de dinitrogênio, que têm sido lançados na atmosfera por atividades antropológicas. Esses gases, principalmente o dióxido de carbono, são absorvidos pelos oceanos e reagem com a água do mar, formando ácidos, que por sua vez liberam H<sup>+</sup> nos oceanos, que dificulta a formação de carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>), essencial para conchas, recifes de coral e esqueletos de organismos marinhos



O aumento da acidez dos oceanos representa um risco à vida marinha, visto que compromete as estruturas físicas de diversos organismos essenciais para o equilíbrio dos

ecossistemas, principalmente os corais, que têm sofrido um processo de branqueamento cada vez mais acelerado.

## **Combustíveis Fósseis**

Ao longo de milhares de anos, restos de plantas e outros organismos foram soterrados sob camadas de sedimentos e rochas, passando por transformações químicas e físicas que deram origem aos combustíveis fósseis, como carvão mineral, petróleo e gás natural. Esses recursos não renováveis fornecem cerca de 80% da energia utilizada no mundo, sendo cruciais para a geração de eletricidade, aquecimento, transportes e na fabricação de produtos como aço e plástico.

Quimicamente, os combustíveis fósseis são compostos predominantemente por hidrocarbonetos — moléculas formadas apenas por carbono (C) e hidrogênio (H).

- O gás natural é constituído principalmente por metano ( $\text{CH}_4$ ), o hidrocarboneto mais simples.
- O petróleo é uma mistura complexa de hidrocarbonetos líquidos como octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ), hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) e outros compostos alifáticos e aromáticos.
- O carvão mineral, por sua vez, é composto por carbono em estado sólido, com impurezas como enxofre (S), nitrogênio (N) e metais pesados.

Quando queimados, esses combustíveis liberam grandes quantidades de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), óxidos de nitrogênio ( $\text{NO}_x$ ), dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) e monóxido de carbono (CO). O  $\text{CO}_2$  é o principal gás do efeito estufa, retendo calor na atmosfera e contribuindo significativamente para o aquecimento global e as mudanças climáticas.

Entre os combustíveis fósseis, o carvão é o maior responsável pela emissão de  $\text{CO}_2$ , representando cerca de 44% da produção mundial. O petróleo é responsável por aproximadamente 33% (ou um terço) das emissões globais de carbono.

## **Biocombustíveis**

Os biocombustíveis são combustíveis obtidos a partir de biomassa, ou seja, matéria orgânica de origem recente (não fóssil). Eles incluem:

- Etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ): um álcool obtido principalmente da fermentação da glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) presente na cana-de-açúcar, milho e outros vegetais ricos em amido.
- Biodiesel: formado a partir de ésteres etílicos ou metílicos de ácidos graxos presentes em óleos vegetais (como o da soja) e gorduras animais. Uma reação comum para sua produção é a transesterificação, onde o óleo reage com metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) ou etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) na presença de um catalisador (como o hidróxido de sódio, NaOH).

Esses combustíveis emitem menos poluentes em comparação com os fósseis, principalmente por liberarem menos  $\text{CO}_2$  e quase nenhum  $\text{SO}_2$ , além de possuírem potencial de neutralidade de carbono — o  $\text{CO}_2$  liberado em sua queima é aproximadamente igual ao que a planta absorveu durante seu crescimento.

# GABARITO

- |            |            |             |
|------------|------------|-------------|
| 1. D       | 50. A      | 99. A       |
| 2. B       | 51. A      | 100. C      |
| 3. A       | 52. C      | 101. A      |
| 4. C       | 53. B      | 102. A      |
| 5. C       | 54. A      | 103. ABERTA |
| 6. A       | 55. A      | 104. D      |
| 7. B       | 56. A      | 105. B      |
| 8. ABERTA  | 57. A      | 106. E      |
| 9. E       | 58. B      | 107. A      |
| 10. C      | 59. D      | 108. ABERTA |
| 11. A      | 60. B      | 109. A      |
| 12. E      | 61. B      | 110. A      |
| 13. C      | 62. B      | 111. ABERTA |
| 14. D      | 63. A      | 112. B      |
| 15. E      | 64. B      | 113. D      |
| 16. A      | 65. B      | 114. A      |
| 17. D      | 66. B      | 115. D      |
| 18. ABERTA | 67. C      | 116. ABERTA |
| 19. B      | 68. D      | 117. ABERTA |
| 20. A      | 69. C      | 118. D      |
| 21. B      | 70. A      | 119. E      |
| 22. C      | 71. A      | 120. C      |
| 23. D      | 72. D      | 121. D      |
| 24. D      | 73. ABERTA | 122. D      |
| 25. D      | 74. C      | 123. C      |
| 26. C      | 75. A      | 124. D      |
| 27. A      | 76. E      | 125. A      |
| 28. A      | 77. A      | 126. B      |
| 29. C      | 78. A      | 127. B      |
| 30. A      | 79. C      | 128. B      |
| 31. B      | 80. ABERTA | 129. A      |
| 32. C      | 81. ABERTA | 130. D      |
| 33. B      | 82. ABERTA | 131. C      |
| 34. A      | 83. A      | 132. D      |
| 35. A      | 84. A      | 133. D      |
| 36. C      | 85. E      | 134. D      |
| 37. A      | 86. A      | 135. E      |
| 38. A      | 87. C      | 136. D      |
| 39. A      | 88. B      | 137. B      |
| 40. B      | 89. A      | 138. D      |
| 41. A      | 90. A      | 139. D      |
| 42. A      | 91. A      | 140. ABERTA |
| 43. A      | 92. B      | 141. ABERTA |
| 44. B      | 93. E      | 142. A      |
| 45. A      | 94. D      | 143. C      |
| 46. A      | 95. A      | 144. C      |
| 47. C      | 96. A      |             |
| 48. C      | 97. A      |             |
| 49. A      | 98. A      |             |