



CÓD: OP-131DZ-23
7908403547302

MARINHA DO BRASIL

Escolas de Aprendizes-Marinheiros (EAMs)

EDITAL DE 14 DE DEZEMBRO DE 2023

Língua Portuguesa

1. COMPREENSÃO E INTERPRETAÇÃO DE TEXTO: Leitura e análise de textos verbais e não verbais: os propósitos do autor e suas implicações na organização do texto;	7
2. compreensão de informações implícitas e explícitas;.....	7
3. Linguagens denotativa e conotativa; Texto e contexto: ambiguidade e polissemia; Valor semântico dos advérbios, das preposições e conjunções; Relações lexicais: sinonímia, antonímia homonímia hiperonímia, hiponímia e paronímia;.....	8
4. Coerência e coesão;	8
5. Figuras de linguagem;	9
6. Gêneros textuais; Tipologia textual;	13
7. Tipos de discurso;	13
8. Reescritura de frases;	16
9. Adequação vocabular e variação linguística: norma culta e as variedades regionais e sociais, registro formal e informal;.....	22
10. Funções da linguagem.	23
11. RECONHECIMENTO E APLICAÇÃO DE RECURSOS GRAMATICAIS: Sistema ortográfico em vigor: emprego das letras e do hífen,	24
12. acentuação gráfica e uso do acento indicador de crase;	25
13. Aspectos fonéticos: fonema e letra, sílaba, encontros vocálicos e consonantais, dígrafos;	26
14. Aspectos morfológicos: estrutura e formação de palavras;.....	28
15. classes de palavras;	29
16. Organização sintática da frase e do período; frase, oração e período, os termos da oração; subordinação e coordenação; ..	36
17. Pontuação;	40
18. Concordância (nominal e verbal);	43
19. Regência (nominal e verbal);	45
20. Colocação pronominal;	46
21. Função e emprego dos pronomes relativos.....	47

Matemática

1. ARITMÉTICA - Números naturais: números primos, fatoração, número de divisores	55
2. máximo divisor comum e mínimo múltiplo comum	60
3. Razão e proporção, grandezas direta e inversamente proporcionais	62
4. regra de três simples e composta	66
5. Operações com números reais.	67
6. Porcentagem.....	68
7. Juros simples e compostos.	69
8. Progressões aritméticas e geométricas.	71
9. ÁLGEBRA - Conjuntos: tipos de conjuntos, conjuntos numéricos. Operações entre conjuntos.....	75
10. Produto cartesiano, Plano cartesiano, Relação binária. Função: definição de função, funções injetoras, sobrejetoras e bijetoras, função constante, função linear, função afim, função quadrática, função e equação exponencial, logaritmos, função e equação logarítmica, gráfico de função.....	77
11. Inequação de 1º e 2º graus.	90
12. Princípio fundamental da contagem, fatorial, permutação simples, permutação com repetição, permutação circular, combinação simples, arranjo.....	92
13. Probabilidade.....	95
14. Matrizes: operações, determinantes, propriedades dos determinantes. Sistemas lineares e não lineares.....	98

ÍNDICE

15. Monômios e Polinômios: operações, fatoração. Frações algébricas	108
16. Equações: algébricas, exponenciais e logarítmicas.....	112
17. TRIGONOMETRIA - Trigonometria no triângulo retângulo. Círculo trigonométrico. Relações trigonométricas diretas e inversas. Operações com arcos. Equações trigonométricas. Funções trigonométricas.....	115
18. GEOMETRIA PLANA - Ângulos: operações com ângulos, ângulos complementares, suplementares. Mediana de Euler. Semelhança de triângulos. Pontos notáveis dos triângulos, Cevianas. Lei dos Senos e Lei dos Cossenos. Quadriláteros inscritos e circunscritos. Círculos e circunferências: perímetro e áreas. Posições relativas entre retas e circunferência. Teorema de Thales.	122
19. Polígonos: polígonos convexos regulares e não regulares. Cálculo da diagonal, número de diagonais, soma dos ângulos internos, soma dos ângulos externos, ângulos internos e ângulos externos. Áreas dos polígonos	124
20. GEOMETRIA ESPACIAL - Prismas, pirâmides, cilindros, cone e esfera: área e volume. Inscrição e circunscrição	125
21. GEOMETRIA ANALÍTICA - Vetores e operações com vetores. Áreas e volumes. Equações de reta e plano. Seções cônicas.	128

Inglês

1. READING COMPREHENSION	135
2. GRAMMAR - Verb tenses (affirmative, negative, and interrogative forms): Present Simple, Present Continuous, Past Simple, Past Continuous and Future. Infinitive.....	135
3. Imperative.....	142
4. There to be.	143
5. Modal verb “can”.	144
6. Questions.	148
7. Nouns (Countable and Uncountable).	149
8. Articles (Definite and Indefinite).....	149
9. Adjectives.....	150
10. Pronouns (Subject, Object, Demonstrative and Possessive Pronouns) and Possessive adjectives.....	152
11. Prepositions (time and place).	153
12. Time expressions.	154
13. Conjunctions (and, but, so, or, because).....	157
14. Quantifiers (some, any, no, many, much).....	159
15. VOCABULARY - Numbers, Dates, Sports, Clothes, Food and related verbs.....	162

Física

1. FÍSICA MECÂNICA – Conceito de movimento e de repouso; Movimento Uniforme (MU); Movimento Uniformemente Variado (MUV); Interpretação gráficos do MU (posição X tempo) e MUV (posição X tempo e velocidade X tempo); Leis de Newton e suas Aplicações; Energia (cinética, potencial gravitacional e mecânica); Princípio de Conservação da Energia Mecânica; Máquinas simples (alavanca e sistemas de roldanas); Trabalho de uma força; Potência; Conceito de pressão, Teorema (ou Princípio) de Stevin e Teorema (ou Princípio) de Pascal	185
2. TERMOLOGIA – Conceitos de temperatura e de calor; Escalas termométricas (Celsius, Fahrenheit e Kelvin); Relação entre escalas termométricas; Equilíbrio térmico; Quantidade de calor sensível (Equação Fundamental da Calorimetria); Quantidade de calor latente; Mudanças de estado físico; Processos de propagação do calor e Transformações gasosas (incluindo o cálculo do trabalho)	205
3. ÓPTICA GEOMÉTRICA – Fontes de luz; Princípios da Óptica Geométrica; Reflexão e Refração da luz; Espelhos e Lentes.....	216
4. ONDULATÓRIA E ACÚSTICA – Conceito de onda; Características de uma onda (velocidade de propagação, amplitude, comprimento de onda, período e frequência); Equação Fundamental da Onda; Classificação quanto à natureza e à direção de propagação; Som (conceito, características, produção e velocidade de propagação).....	231

ÍNDICE

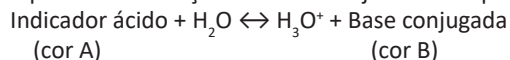
5. ELETRICIDADE – Processos de Eletrização; Elementos de um circuito (gerador, receptor, resistor); Circuitos elétricos (série, paralelo e misto); Aparelhos de medição (amperímetro e voltímetro); Leis de Ohm (primeira e segunda); Potência elétrica; Consumo de energia elétrica 237
6. MAGNETISMO – Ímãs e suas propriedades; Bússola; Campo magnético da Terra; Experimento de Oersted 275

Química

1. FUNDAMENTOS DA QUÍMICA – Propriedades da matéria; mudanças de estado físico; classificação de misturas; fracionamento de misturas 291
 2. ATOMÍSTICA – Modelos atômicos; estrutura do átomo; isótopos, isóbaros, isótonos e isoeletrônicos 299
 3. CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS - Organização e distribuição dos elementos químicos em grupos e períodos na tabela periódica. propriedades periódicas e não-periódica 306
 4. LIGAÇÕES QUÍMICAS – Ligações iônicas, moleculares e metálicas: características e propriedades dos compostos. forças intermoleculares 316
 5. FUNÇÕES INORGÂNICAS – Ácidos, bases, sais e óxidos: classificação, nomenclatura e propriedades..... 324
 6. REAÇÕES QUÍMICAS INORGÂNICAS - Reação química, reagentes, produtos, equações químicas, classificações das reações químicas (síntese, decomposição, simples troca e dupla troca), estequiometria..... 338
 7. QUÍMICA ORGÂNICA - Funções: hidrocarbonetos, álcoois, éteres, ésteres, cetonas, aldeídos, ácidos carboxílicos, aminas, amidas e nitrilas; nomenclatura, estruturas químicas e propriedades das substâncias 342
-

Como funciona um indicador ácido-base?

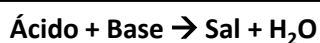
O sistema de funcionamento dos indicadores é o seguinte: geralmente eles são um ácido fraco ou uma base fraca que entra em equilíbrio com a sua base ou ácido conjugado, respectivamente, que apresenta coloração diferente. Veja um exemplo:



Quando esse indicador genérico entra em contato com um meio ácido, segundo o Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio é deslocado no sentido de formação do ácido fraco, ficando com a cor A. Por outro lado, se o indicador entrar em contato com um meio básico, os íons OH⁻ da solução básica irão reagir com os íons H₃O⁺ do indicador. Desse modo, o equilíbrio será deslocado no sentido de repor os íons H₃O⁺, ou seja, para a direita, que é também o sentido de formação da base conjugada, e o sistema adquire a cor B.

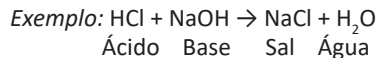
SAL

Sal é um composto resultante da reação de neutralização mútua entre um ácido e uma base. Assim, o cátion da base e o ânion do ácido formam o sal.

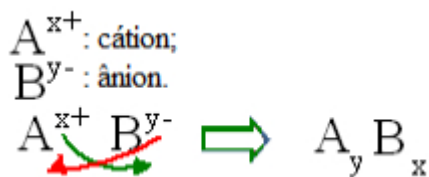


Conceito teórico segundo Arrhenius: É todo o composto iônico que possui, pelo menos, um cátion diferente do H⁺ e um ânion diferente do OH⁻.

Exemplo: NaCl ou Na⁺Cl⁻

**Formulação de um sal**

Os sais são substâncias neutras formadas a partir da ligação entre o ânion de um ácido e o cátion de uma base. Assim, para que ocorra a igualdade de cargas positivas e negativas, basta inverter as cargas dos íons pelos seus índices no sal. O índice é, na fórmula unitária, o número que vem subscrito (no canto inferior direito) do elemento ou do grupo de elementos, conforme mostrado na fórmula a seguir:



Observe que o valor da carga do cátion torna-se o índice do ânion, enquanto a carga do ânion torna-se o índice do cátion. Observe também que é somente o valor da carga que é invertido, os sinais negativos e positivos não vão para o índice.

Exemplos:

-Nitrato de potássio: K⁺ + NO₃⁻: KNO₃ (Observe que tanto o índice quanto a carga são iguais a "1", logo, não precisam ser escritos);

-Perclorato de potássio: K⁺ + ClO₄⁻: KClO₄;

-Sulfato de cálcio: Ca²⁺ + SO₄²⁻: CaSO₄ (veja que, quando as cargas são iguais, podemos simplificar os índices. É por isso que a fórmula não é escrita assim: Ca₂(SO₄)₂).

-Dicromato de alumínio: Al₃⁺ + Cr₂O₇²⁻: Al₂(Cr₂O₇)₃;

-Fosfato de bário: Ba²⁺ + PO₄³⁻: Ba₃(PO₄)₂;

-Nitrito de ferro III: Fe³⁺ + NO₂⁻: Fe(NO₂)₃.

Formulação do sal a partir de seu nome

Para se determinar a fórmula do sal a partir de seu nome, segue-se os seguintes passos:

Exemplos: Sulfato de ferro-III

1º Passo: determinar a fórmula do ácido e da base que originaram o sal.

Ânion sulfato ác. sulfúrico = H₂SO₄

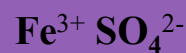
Cátion ferro-II hidróxido de ferro-III = Fe(OH)₃

2º Passo: a partir das fórmulas do ácido e da base, determina-se a carga do cátion base e do ânion do ácido.

H₂SO₄ = SO₄²⁻ Ânion sulfato

Fe(OH)₃ = Fe³⁺ Cátion ferro-III

3º Passo: juntar o cátion da base com o ânion do ácido.

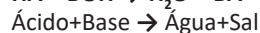
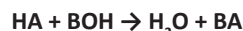


4º Passo: inverter as cargas dos íons para que a soma das cargas se anule.

Reações de neutralização

Quando misturamos um ácido e uma base, ocorrem as reações de neutralização ocorrem de modo que o pH do meio é neutralizado e se produz água e um sal. Nessa reação o ácido libera cátions H⁺ que se juntam aos ânions OH⁻ liberados pela base e, assim, formam-se as moléculas de água. O sal é então formado pela união do ânion do ácido com o cátion da base.

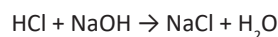
Assim, temos:

**-Neutralização total**

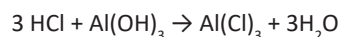
Ocorre quando a quantidade de cátions H⁺ provenientes do ácido é igual à quantidade de ânions OH⁻ provenientes da base. Nesse tipo de reação são sempre formados sais neutros. Dessa forma, a reação ocorre entre ácidos e bases em que ambos são fracos ou, então, ambos são fortes.

Exemplos:

-Reações entre ácidos e bases fortes:



Observe que cada molécula do ácido produziu 1 íon H⁺ e cada molécula da base produziu também apenas 1 íon OH⁻.



1) A natureza dos íons

Sal neutro (normais)

É o sal resultante de uma reação entre uma base e um ácido fortes ou entre uma base e um ácido fracos. Este é o sal cujo ânion não possui H ionizável e não é o ânion OH⁻. Resulta de uma reação de neutralização total.

Exemplos:

-NaCl: cátion → Na⁺ (vem do hidróxido de sódio, NaOH, uma base forte); ânion → Cl⁻ (vem do ácido clorídrico, HCl, um ácido forte).

-Na₂SO₄: cátion → Na⁺ (vem do hidróxido de sódio, NaOH, uma base forte); ânion → SO₄²⁻ (vem do ácido sulfúrico, H₂SO₄, um ácido forte).

-NH₄CN: cátion → NH₄²⁺ (vem do hidróxido de amônio, NH₄OH, uma base fraca); ânion → CO₃²⁻ (vem do ácido cianídrico, HCN, um ácido fraco).

Esses sais são considerados neutros porque, quando eles são adicionados à água, o pH do meio não sofre nenhuma alteração. Além disso, eles não liberam em solução aquosa cátion H⁺, que indica acidez, e nem ânion OH⁻, que indica basicidade.

Hidrogeno sal (Sal ácido)

É o sal cujo ânion tem um ou mais H ionizáveis e não apresenta o ânion OH⁻. Resulta de uma neutralização parcial do ácido.

Exemplos:

-NH₄Cl(s): cátion → NH₄²⁺ (vem do hidróxido de amônio, NH₄OH, uma base fraca); ânion → Cl⁻ (vem do ácido clorídrico, HCl, um ácido forte).

-Al₂(SO₄)₃: cátion → Al³⁺ (vem do hidróxido de alumínio, Al(OH)₃, uma base fraca); ânion → SO₄²⁻ (vem do ácido sulfúrico, H₂SO₄, um ácido forte).

-NH₄NO₃: cátion → NH₄²⁺ (vem do hidróxido de amônio, NH₄OH, uma base fraca); ânion → NO₃⁻ (vem do ácido nítrico, HNO₃, um ácido forte).

Hidróxi sal (Sal básico)

É o sal cujo ânion não apresenta H ionizável e no qual, além desse ânion há o OH⁻. Resulta da neutralização parcial da base.

Exemplo:

-NaOOCCH₃:

Cátion → Na⁺ (vem do hidróxido de sódio, NaOH, uma base forte);

Ânion → CH₃COO⁻ (vem do ácido etanoico, CH₃COOH, H₂CO₃, um ácido fraco).

No exemplo acima, o ânion acetato (CH₃COO⁻) hidrolisa-se em meio aquoso e forma o ácido acético e íons hidroxila (OH⁻), o que torna a solução básica.

2) Solubilidade dos sais

O estudo da solubilidade dos sais determina se um sal se dissolverá ou não em água. Assim, um sal pode ser classificado em solúvel ou praticamente insolúvel.

-Sal solúvel (sal que apresenta boa solubilidade em água):

-Sal praticamente insolúvel (sal que se dissolve em quantidade extremamente desprezível em água, mas ocorre algum tipo de dissolução, por menor que seja):

Para determinar a solubilidade dos sais em água, basta conhecer o ânion presente no sal. Veja as regras que se dirigem aos tipos de ânions:

-Nitrato (NO₃⁻) e Nitrito (NO₂⁻): todo sal que apresenta esses ânions são solúveis;

-Carbonato (CO₃²⁻), Fosfato (PO₄³⁻) e Sulfeto (S²⁻): solúvel apenas com elementos da família IA e com o NH₄⁺;

-Halogenetos (F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻): com os cátions Ag⁺, Cu⁺, Hg₂⁺² e Pb⁺² são insolúveis;

-Acetato (H₃C₂O₂⁻): com os cátions Ag⁺ e Hg₂⁺² são insolúveis;

-Sulfato (SO₄²⁻): com os cátions Ag⁺, metais alcalinoterrosos (IIA, com exceção do magnésio), Hg₂⁺² e Pb⁺² são insolúveis;

Qualquer outro ânion: solúvel apenas com elementos da família IA e com o NH₄⁺.

Aplicações dos sais no cotidiano

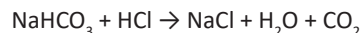
Cloreto de sódio — NaCl

Sal obtido pela evaporação da água do mar. É o principal componente do sal de cozinha, usado na nossa alimentação. No sal de cozinha, além do NaCl, existem outros sais, como os iodetos ou iodatos de sódio e potássio (NaI, NaIO₃; KI, KIO₃), cuja presença é obrigatória por lei. Sua falta pode acarretar a doença denominada bócio, vulgarmente conhecida como papo.

O sal de cozinha pode ser utilizado na conservação de carnes, de pescados e de peles. Na Medicina, é utilizado na fabricação do soro fisiológico, que consiste numa solução aquosa com 0,92% de NaCl.

Bicarbonato de sódio — NaHCO₃ (hidrogenocarbonato de sódio)

É um sal branco é usado principalmente em antiácidos estomacais, pois ele reage com o ácido clorídrico (HCl) presente no suco gástrico e neutraliza o meio:



Ele também é muito usado como fermento de bolos, pães e biscoitos, pois sua decomposição libera o CO₂ que faz a massa crescer. Além disso, é usado em extintores de incêndios, em cremes dentais para clareamento dos dentes, em balas e gomas de mascar que “explodem” na boca e em talcos e desodorantes.

Fluoreto de sódio — NaF

Anticárie que entra na composição do creme dental e também na fluoretação da água potável, pois inibe o processo de desmineralização dos dentes, conferindo proteção contra a ação das cáries.

Sulfato de cálcio — CaSO₄

Este sal pode ser encontrado na forma de sal anidro, ou seja, sem água (CaSO₄), ou de sal hidratado, isto é, com água (CaSO₄·2H₂O), sendo essa forma conhecida por gipsita.

Sulfato de magnésio — MgSO₄

É conhecido como **Sal amargo** ou **Sal de Epsom**. Utilizado em Medicina como purgativo ou laxante.

Sulfato de bário — BaSO₄

É conhecido como contraste, pois atua como meio opaco na radiografia gastrointestinal

FÓRMULA MOLECULAR	NOME DO ÓXIDO
CO	Monóxido de monocarbono ou monóxido de carbono
CO ₂	Dióxido de monocarbono ou dióxido de carbono
N ₂ O ₃	Trióxido de dinotrogênio
Fe ₃ O ₄	Tetróxido de triferro

2) Para óxidos do tipo: E_xO_y, onde o elemento E é um metal com a carga fixa.

Metais com carga fixa:

- Metais alcalinos (1A) e Ag = +1
- Metais alcalinos terrosos (2A) e Zn = +2
- Alumínio = +3

Exemplo:

Na₂O → óxido de sódio

Al₂O₃ → óxido de alumínio

Para montar a fórmula do óxido a partir do nome, é só lembrar a carga do metal, a carga do oxigênio -2 e fazer com que a soma das cargas se anule. Exemplos:

Óxido de lítio → Li⁺O²⁻ invertendo as cargas: Li₂O

Óxido de prata → Ag⁺O²⁻, invertendo as cargas: Ag₂O

3) Para óxidos do tipo: E_xO_y, onde o elemento E é um metal com a carga variável.

Óxido de + nome do metal + carga do metal

Ou

Óxido de + nome do metal + ICO (carga maior)

Óxido de + nome do metal + OSO (carga menor)

Metais com carga variável:

- Ouro (Au¹⁺ e Au³⁺)
- Cobre (Cu¹⁺ e Cu²⁺)
- Ferro (Fe²⁺ e Fe³⁺)
- Chumbo (Pb²⁺ e Pb⁴⁺)

Exemplos:

Au₂O₃ → óxido de ouro-III ou áurico

Cu₂O → óxido de cobre-I ou cuproso

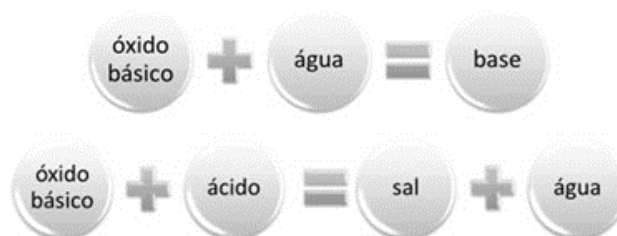
PbO₂ → óxido de chumbo-IV ou plúmbico

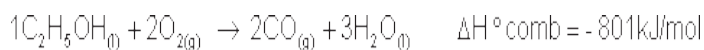
Classificação dos óxidos

Os óxidos são classificados em função do seu comportamento na presença de água, bases e ácidos.

-Óxidos Básicos

São óxidos com caráter básico. São iônicos e o ânion é O²⁻. As reações dos óxidos básicos com água e ácidos podem ser esquematizados da seguinte maneira:





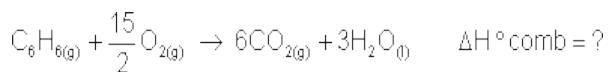
Exemplo:

Qual o valor da entalpia de combustão do benzeno (C₆H₆)? Dados:

$$C_6H_6(g) = +80 \text{kJ/mol}$$

$$CO_2(g) = -400 \text{kJ/mol}$$

$$H_2O_{(l)} = -240 \text{kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ \text{comb} = H_p - H_R$$

$$\Delta H^\circ \text{comb} = [6(-400) + 3(-240)] - \left[+80 + \left(\frac{15}{2} \cdot 0 \right) \right]$$

$$\Delta H^\circ \text{comb} = -3200 \text{kJ/mol}$$

Tabela de ΔH°comb de algumas substâncias

Substância	Fórmula	ΔH°comb (kcal/mol)
Hidrogênio	H ₂ (g)	-68,3
Carbono grafite	C(grafite)	-94,1
Monóxido de carbono	CO(g)	-67,6
Metano	CH ₄ (g)	-212,8
Etano	C ₂ H ₆ (g)	-372,8
Propano	C ₃ H ₈ (g)	-530,6
Butano	C ₄ H ₁₀ (g)	-688,0
Benzeno	C ₆ H ₆ (g)	-781,0
Etanol	H ₃ C-CH ₂ -OH(l)	-326,5
Ácido acético	H ₃ C-COOH(l)	-208,5
Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆ (S)	-673,0
Sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (S)	-1348,9

Entalpia de ligação

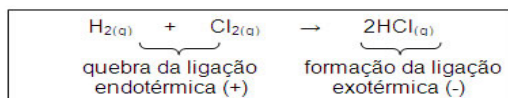
Durante as reações químicas, as ligações químicas dos reagentes e produtos são alteradas.

Podemos calcular a ΔH pela análise desses novos rearranjos.

A entalpia de ligação é a variação de entalpia verificada na quebra de 1mol de uma determinada ligação química, considerando que todas as substâncias estejam no estado gasoso, a 25° C e 1atm.

Reagentes = sempre são quebradas as ligações = ENDOTÉRMICA (+)

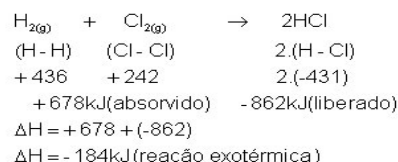
Produtos = sempre são formadas as ligações = EXOTÉRMICA (-)
Exemplo:



A ΔH do processo é a soma desses calores. Calcula-se utilizando dados tabelados.

Entalpia de ligação (em kJ/MOL)

Ligação	H°(kJ/MOL)	Ligação	H°(kJ/MOL)	Ligação	H°(kJ/MOL)
H-H	436	H-Br	366	N-C	305
H-O	463	H-I	299	C≡C	837
N-N	163	H-N	388	C=C	612
N=N	409	H-C	412	C-C	348
N≡N	944	O=O	496	C-Cl	338
H-F	565	O-C	360	Br-Br	193
H-Cl	431	O=C	743	Cl-Cl	242



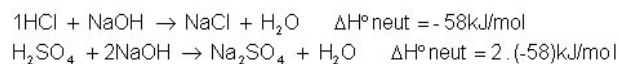
A partir desta tabela com dados das ligações de alguns elementos, é possível calcular também outras entalpias, como por exemplo a de combustão e a de formação.

Entalpia de neutralização

É a entalpia de uma reação de neutralização (entre um ácido e uma base formando sal e água). A reação é exotérmica.

É a variação de entalpia verificada na neutralização de 1mol de H+ do ácido por 1mol de OH- da base, sendo todas as substâncias em diluição total ou infinita, a 25° C e 1atm.

Exemplos:



Entalpia de dissolução

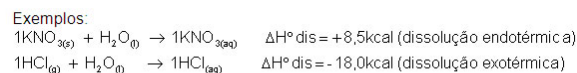
É a variação de entalpia envolvida na dissolução de 1mol de determinada substância numa quantidade de água suficiente para que a solução obtida seja diluída.

Quando um sólido é colocado em um copo com água, acontece uma dissolução. Nesta ordem, acontece:

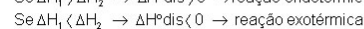
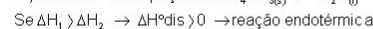
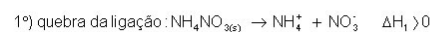
- quebra da ligação do sólido (ΔH₁): reação endotérmica = Energia reticular

- interação do sólido com a água (ΔH₂): reação exotérmica = Solvatação

$$\Delta H^\circ \text{dis} = \Delta H_1 + \Delta H_2$$



Dissolução do NH₄NO₃(s).



Tendo conhecimento sobre a entalpia de cada um dos participantes da reação, basta utilizar os valores na expressão matemática de subtração que representa a variação da entalpia, que é:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

Para essa reação, temos que:

- **H_p** = Soma da entalpia dos produtos.

No caso da reação representada no H_p, temos a soma das entalpias dos produtos C e D, sempre respeitando as quantidades estequiométricas, logo:

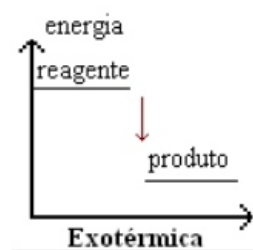
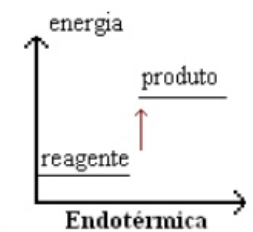
$$H_p = c.H_c + d.H_d$$

- **H_r** = Soma da entalpia dos reagentes.

No caso da reação representada no H_r, temos a soma das entalpias dos reagentes A e B, sempre respeitando as quantidades estequiométricas, logo:

$$H_r = a.H_A + b.H_B$$

Representação Gráfica



QUÍMICA ORGÂNICA - FUNÇÕES: HIDROCARBONETOS, ÁLCOOIS, ÉTERES, CETONAS, ALDEÍDOS, ÁCIDOS CARBOXÍLICOS, AMINAS, AMIDAS E NITRILAS; NOMENCLATURA, ESTRUTURAS QUÍMICAS E PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS

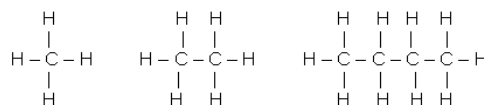
É a parte da Química que estuda os compostos que contém carbono. Porém nem toda substância que contém carbono é parte da Química Orgânica. Há algumas exceções, porque apesar de conter carbono, tem comportamento de uma substância inorgânica. São eles: C(diamante), CO, CO₂, HCN, H₂CO₃, Na₂CO₃.

Os compostos orgânicos são, na sua maioria, formados por **C, H, O e N**. Entretanto em 1828, Wohler obteve o primeiro composto orgânico em laboratório. Este composto recebeu o nome de ureia, e a partir deste, surgiram outras sínteses de compostos orgânicos realizados em laboratório.

Em 1858, Kekulé e Couper enunciaram a teoria estrutural da Química orgânica através de três postulados:

- 1) O Carbono é tetravalente
- 2) As quatro valências são equivalentes
- 3) O carbono forma cadeias carbônicas

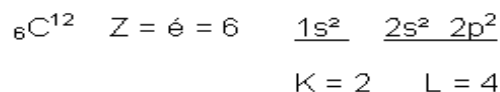
Os **átomos** de carbono agrupam-se entre si, formando estruturas de carbono, ou *cadeias carbônicas*.



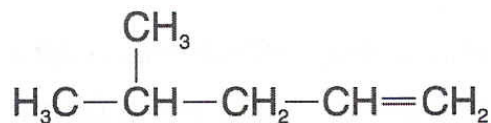
Átomo de Carbono

O **átomo** de carbono possui massa atômica (A) igual a 12,01u e número atômico (Z) igual a 6.

Veja a sua configuração eletrônica:



A propriedade mais importante do elemento carbono é a capacidade de unir seus **átomos**, formando cadeias carbônicas. Veja a seguir um exemplo de cadeia carbônica:



Tipos de Carbono

Os **átomos** de carbono que fazem parte de uma cadeia carbônica podem ser classificados devido ao número de **átomos** de carbono ligados diretamente ao **átomo** de carbono que se deseja classificar. Diante disso, podemos ter em uma cadeia os seguintes tipos de **átomos** de carbono:

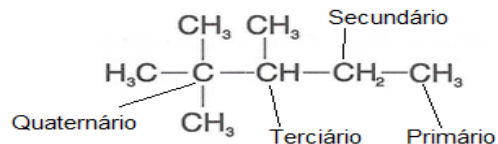
-*Carbono primário*: Liga-se diretamente, no máximo, a outro **átomo** de carbono.

-*Carbono secundário*: Liga-se diretamente, diretamente a dois **átomos** de carbono.

-*Carbono terciário*: Liga-se diretamente, diretamente a três **átomos** de carbono.

-*Carbono quaternário*: Liga-se diretamente, diretamente a quatro **átomos** de carbono.

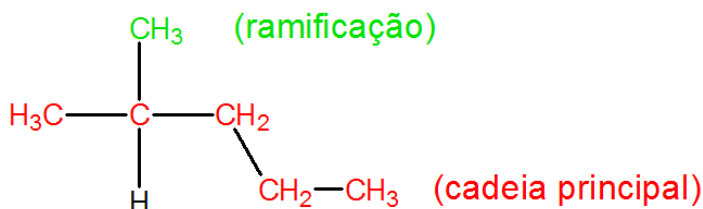
Exemplo:



Classificação das Cadeias carbônicas

As cadeias carbônicas podem ser classificadas de três tipos de acordo com a disposição dos **átomos** de carbono:

1) Cadeia aberta, Acíclica ou Alifática

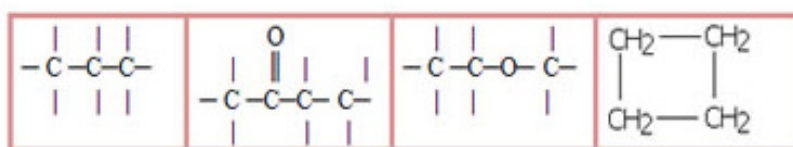
**Tipo de Ligação Entre os Átomos de Carbono**

Quanto ao tipo de ligação entre os **átomos** de carbono, as cadeias são classificadas em saturadas e insaturadas.

A) Cadeia Saturada

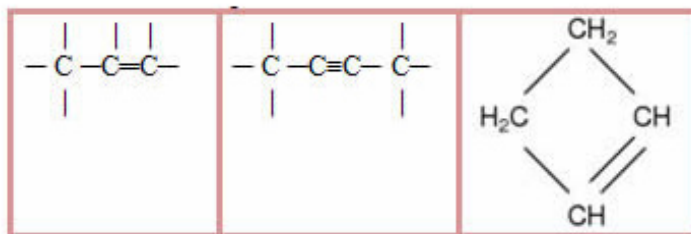
Essa classificação é utilizada para as cadeias que possuem somente ligações simples entre os carbonos.

Exemplos:

**B) Cadeia Insaturada**

Nesse tipo de cadeia existe pelo menos uma instauração (dupla ou tripla ligação) entre os **átomos** de carbono.

Exemplos:

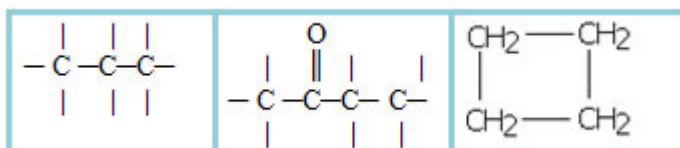
**Natureza dos Átomos das Cadeias Carbônicas**

Quanto à natureza dos **átomos** que as constituem, as cadeias carbônicas dividem-se em homogêneas e heterogêneas.

A) Cadeia Homogênea

Esse tipo de cadeia não possui nenhum heteroátomo entre os carbonos, ou seja, essas cadeias são constituídas somente por carbonos.

Exemplos:

**B) Cadeia Heterogênea**

Nesse tipo de cadeia existe pelo menos um heteroátomo entre os **átomos** de carbono, sendo que os heteroátomos mais comuns são O, N, S e P.

Exemplos: