

1. Hibridização

A hibridização é um processo químico muito importante caracterizado pela fusão de dois ou mais orbitais de um determinado átomo, resultando na formação de novos orbitais híbridos, todos de mesma forma e energia. Diferentes tipos de hibridização podem ocorrer, dependendo dos tipos de orbitais envolvidos na referida fusão. É importante ressaltar que os orbitais participantes desse processo devem ter conteúdos energéticos muito próximos e que podem participar orbitais vazios, semipreenchidos e completamente preenchidos.

O número de orbitais híbridos formados é sempre igual ao número de orbitais participantes da hibridização. Além disso, os orbitais híbridos normalmente fazem ligações do tipo sigma (σ) e mais fortes que as possíveis ligações feitas pelos orbitais originais.

A seguir será apresentado um método para prever o estado de hibridização do átomo central de estruturas (moléculas e íons) moleculares:

Moléculas simples	Ânions poliátômicos	Cátions poliátômicos
$X = \frac{1}{2}(V + G)$	$X = \frac{1}{2}(V + G + \alpha)$	$X = \frac{1}{2}(V + G - c)$

Nas fórmulas acima:

- X = número de orbitais híbridos;
- V = número de átomos monovalentes ou grupos monovalentes ligados ao átomo central;
- G = número de elétrons na camada de valência do átomo central no estado fundamental;
- α = carga do ânion;
- c = carga do cátion.

O estado de hibridização e a forma geométrica estão relacionados com o número de orbitais híbridos na tabela abaixo:

X	2	3	4	5	6	7
Estado de hibridização	sp	sp ²	sp ³	sp ³ d	sp ³ d ²	sp ³ d ³
Forma geométrica	Linear	Trigonal plana	Tetraédrica	Bipirâmide trigonal	Octaédrica	Bipirâmide pentagonal
Exemplo	BeCl ₂	BCl ₃	CCl ₄	PCl ₅	SF ₆	IF ₇

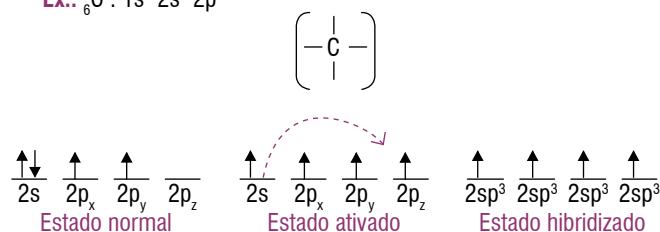
Vejam alguns exemplos:

- I. PF₅: $X = \frac{1}{2}(V + G) = \frac{1}{2}(5 + 5) = 5$ (Hibridização sp³d)
- II. COCℓ₂: $X = \frac{1}{2}(V + G) = \frac{1}{2}(2 + 4) = 3$ (Hibridização sp²) [note que o O não é monovalente]
- III. NH₄⁺: $X = \frac{1}{2}(V + G - c) = \frac{1}{2}(4 + 5 - 1) = 4$ (Hibridização sp³)
- IV. CℓO₄⁻: $X = \frac{1}{2}(V + G + \alpha) = \frac{1}{2}(0 + 7 + 1) = 4$ (Hibridização sp³) [note que o O não é monovalente]

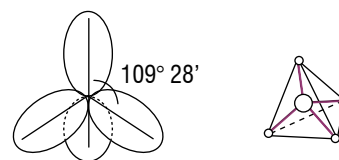
Antes de chegarem ao estado hibridizado, os orbitais passam por um estado intermediário, chamado "estado ativado", no qual os elétrons já migraram para os orbitais de destino final mas a fusão ainda não ocorreu. A seguir, seguem as ilustrações das principais hibridizações:

I. Hibridização sp³.

Ex.: ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$

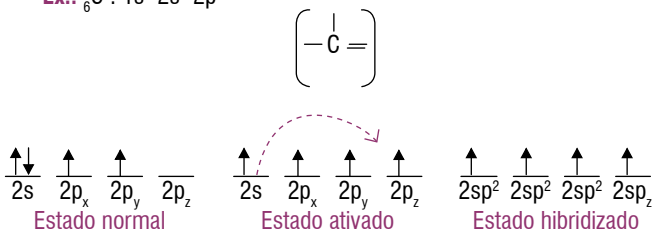


- forma geométrica: tetraédrica.

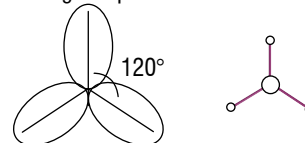


II. Hibridização sp².

Ex.: ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$

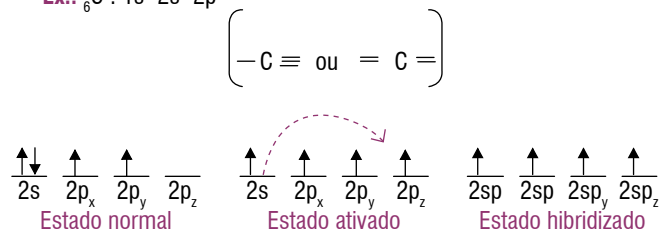


- forma geométrica: trigonal plana.

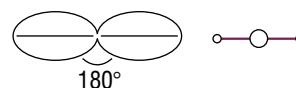


III. Hibridização sp.

Ex.: ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$



- forma geométrica: linear.

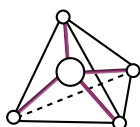


IV. Hibridação sp^3d .

Ex.: $_{15}P: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$

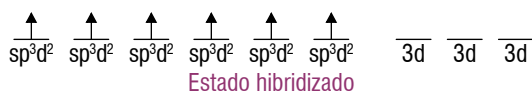
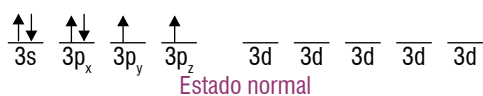


- forma geométrica: bipirâmide trigonal.

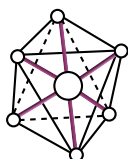


V. Hibridação sp^3d^2

Ex.: $_{16}S: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$



- forma geométrica: octaédrica.



2. Geometria molecular

A geometria molecular descreve o arranjo espacial do átomo central e dos átomos ligados diretamente a ele em uma determinada molécula. Existem várias teorias que orientam o estudo da estereoquímica, e nós utilizaremos a “Teoria da Repulsão de Pares de Elétrons da Camada de Valência” (VSEPR – *valence shell electron-pair repulsion*). Essa teoria foi proposta por Gillespie e Nyholm em 1957 e afirma que a estrutura espacial de uma molécula é determinada principalmente pelas interações de repulsão entre os pares eletrônicos do nível de valência do átomo central.

De acordo com a VSEPR, os pares eletrônicos ligantes e não ligantes se posicionam em um arranjo que proporciona o mínimo de energia (mínima repulsão e máxima separação). Cada ligação (simples, dupla ou tripla) ou cada par eletrônico não ligante é considerado uma nuvem eletrônica, e o **número de coordenação** (NC) é definido como sendo o número de nuvens eletrônicas em torno do átomo central. Sendo assim:

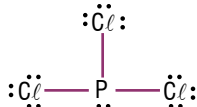
$$NC = \# \text{átomos ligados} + \# \text{pares não ligantes}$$

Os seguintes procedimentos devem ser utilizados na determinação da geometria molecular baseada na VSEPR:

- I. representar a estrutura de Lewis;
- II. determinar o NC;
- III. verificar o número de nuvens ligantes (não esqueça que ligação simples, dupla e tripla contam como uma única nuvem) e nuvens não ligantes;
- IV. optar pela geometria em que a repulsão entre os pares eletrônicos seja a menor possível, baseando-se nas seguintes premissas:
 - repulsão de pares eletrônicos: $NNL - NNL > NNL - NL > NL - NL$;
 - repulsão quanto aos ângulos: $90^\circ > 120^\circ > 180^\circ$;
 - inicialmente considerar somente as repulsões a 90° .

Vejamos alguns exemplos. Vamos analisar as moléculas de PCl_3 .

- I. Estrutura de Lewis:

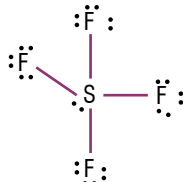


- II. $NC = \# \text{nuvens eletrônicas} = 3 + 1 = 4$;
- III. são 3 nuvens ligantes e uma não ligante;
- IV. o arranjo que minimiza a repulsão de 4 nuvens eletrônicas é o arranjo tetraédrico. Sendo assim, as nuvens eletrônicas se localizam nos vértices de um tetraedro. Note que todas as posições do tetraedro são equivalentes. Para a determinação da geometria molecular, devemos considerar apenas os átomos (nuvens ligantes) e por isso a geometria é piramidal:

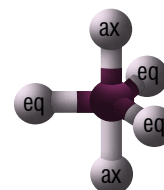


Vamos analisar as moléculas de SF_4 .

- I. Estrutura de Lewis:

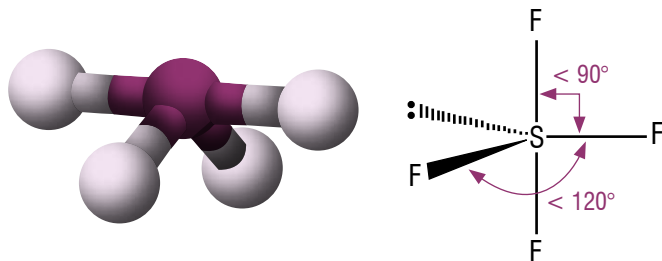


- II. $NC = \# \text{nuvens eletrônicas} = 4 + 1 = 5$;
- III. são 4 nuvens ligantes e uma não ligante;
- IV. o arranjo que minimiza a repulsão de 5 nuvens eletrônicas é o arranjo bipiramidal trigonal. Sendo assim, as nuvens eletrônicas se localizam nos vértices de uma bipirâmide trigonal, e nesse caso há duas posições distintas, as axiais e as equatoriais:



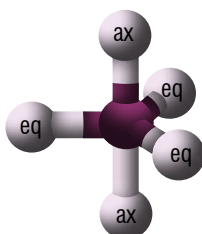
Devemos então decidir em qual posição entrará a nuvem não ligante. Caso ela fique na posição axial, haverá três repulsões lig-não lig ($a 90^\circ$) e três repulsões lig-lig ($a 90^\circ$). Caso a nuvem não ligante fique na posição equatorial, haverá duas repulsões lig-não lig ($a 90^\circ$) e quatro repulsões lig-lig ($a 90^\circ$). Como as repulsões envolvendo nuvens não ligantes trazem maior instabilidade (maior energia), a localização de uma única nuvem não ligante em uma bipirâmide trigonal deve ser equatorial.

Nesse caso, a geometria é considerada “gangorra”:



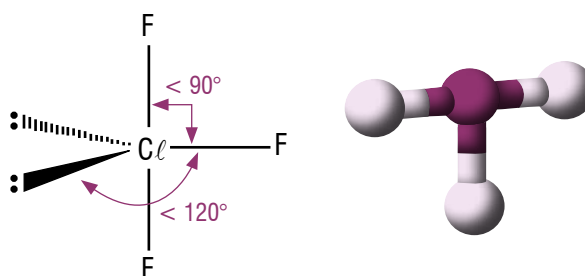
Vamos analisar as moléculas de ClF_3 :

- I. Estrutura de Lewis:
- II. $\text{NC} = \# \text{ nuvens eletrônicas} = 3 + 2 = 5$.
- III. São 3 nuvens ligantes e duas não ligantes.
- IV. O arranjo que minimiza a repulsão de 5 nuvens eletrônicas é o arranjo bipiramidal trigonal, no qual há duas posições distintas, as axiais e as equatoriais:



Devemos então decidir em quais posições entrarão as duas nuvens não ligantes. Caso elas fiquem nas posições axiais, haverá seis repulsões lig-não lig (a 90°). Caso as duas nuvens não ligantes fiquem em posições equatoriais, haverá quatro repulsões lig-não lig (a 90°) e duas repulsões lig-lig (a 90°). Caso uma das nuvens não ligantes fique em posição axial e a outra em posição equatorial, haverá uma repulsão não lig-não lig (a 90°) que já é suficiente para invalidar essa configuração. Sabe-se que as repulsões envolvendo nuvens não ligantes trazem maior instabilidade (maior energia) e por isso a representação provável (menor energia) será a que apresenta as duas nuvens não ligantes em posições equatoriais.

Nesse caso, a geometria é considerada “forma T”:



A tabela a seguir traz um resumo das possíveis geometrias previstas pela VSEPR e dos principais tipos de hibridização:

Teoria da ligação de valência				Teoria VSEPR					
Orbitais de ligação	Orbitais não ligantes	Hibridização	Formas orbitais	Número estéreo	Fórmula VSEPR	Orientação par de elétrons	Formas geométricas	Ângulos de ligação	Exemplo
2	0	sp		2	AX_2		linear	180°	HgCl_2 , BeCl_2
3 2	0 1	sp^2		3	AX_3 AX_2E		planar trigonal em forma de V	120°	BF_3 , $\text{In}(\text{CH}_2)_3$, $\text{C}=\text{C}$, SnCl_2 , PbBr_2
4 3 2	0 1 2	sp^3		4	AX_4 AX_3E AX_2E_2		tetraédrico piramidal trigonal em forma de V	$109,5^\circ$	CH_4 , SnCl_4 , SiF_4 , NH_3 , PCl_3 , H_3O^+ , H_2O , SCl_2 , OF_2
5 4 3 2	0 1 2 3	sp^3d		5	AX_5 AX_4E AX_3E_2 AX_2E_3		trigonal bipiramidal tetraédrico irregular em forma de T linear	90° 120°	PCl_5 , NC_5 , SF_4 , TeCl_4 , ClF_3 , ICl_2 , XeF_2
6 5 4	0 1 2	sp^3d^2		6	AX_6 AX_5E AX_4E_2		octaédrico piramidal quadrado quadrado plano	90°	SF_6 , BrF_5 , ICl_4 , XeF_4

3. Polaridade

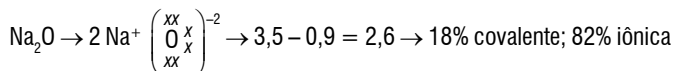
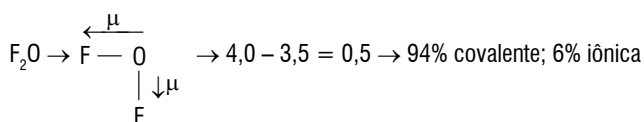
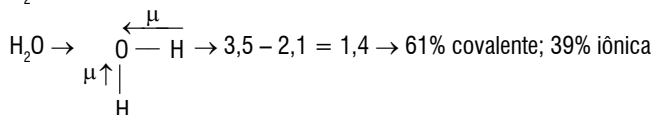
3.1 Polaridade das ligações

Quando uma ligação covalente é formada por átomos diferentes, o par eletrônico da ligação desloca-se para mais próximo do átomo mais eletronegativo, criando uma carga parcial positiva (polo positivo) no átomo mais eletropositivo e uma carga parcial negativa (polo negativo) no átomo mais eletronegativo. Esse tipo de ligação tem pequena característica iônica e é chamada ligação covalente polar. Quando a ligação for entre dois átomos iguais, designa-se ligação covalente apolar.

Por exemplo, as ligações C – C em compostos orgânicos são ditas apolares, e as ligações O – H são ditas polares.

O caráter de uma ligação será preferencialmente iônico quando a diferença de eletronegatividade for maior ou igual a 1,7, e será preferencialmente covalente quando a diferença de eletronegatividade for menor que 1,7. Por exemplo:

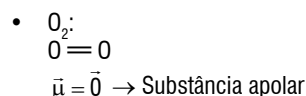
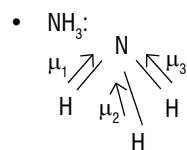
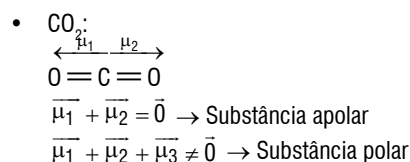
$$O_2 \rightarrow O - O \rightarrow 3,5 - 3,5 = 0 \rightarrow 100\% \text{ covalente}$$



3.2 Polaridade das moléculas

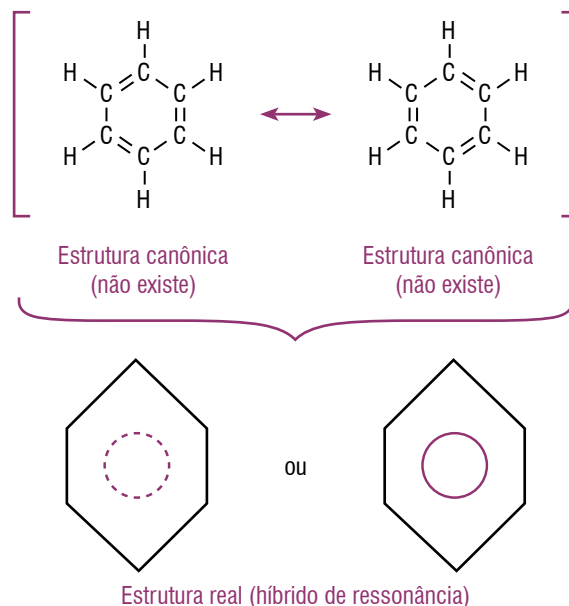
O momento de dipolo ($\vec{\mu}$) é um vetor utilizado para representar as ligações covalentes polares. O módulo do momento dipolo é a diferença de eletronegatividade dos átomos envolvidos, a direção é sempre paralela à ligação e o sentido é do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo.

A resultante de todos os momentos de dipolo de uma molécula é uma característica que determina a polaridade dela. Uma molécula é apolar se a resultante dos momentos dipolares das ligações entre seus átomos for nulo, e será polar caso essa resultante seja diferente do vetor nulo. Seguem alguns exemplos:



4. Ressonância

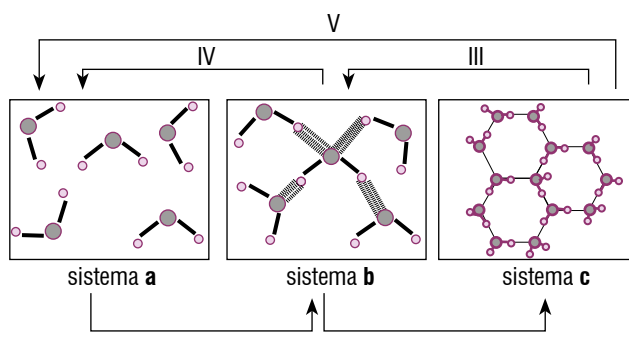
Quando uma molécula puder ser representada por mais de um arranjo eletrônico, nenhum deles será capaz de explicar as características físico- químicas da molécula. A verdadeira estrutura molecular é um intermediário entre esses diferentes arranjos e é conhecida como **híbrido de ressonância**. Os diversos arranjos eletrônicos são chamados de estruturas canônicas ou estruturas de ressonância.



Todas as estruturas de ressonância devem ter o mesmo arranjo de átomos e o mesmo número de elétrons não ligantes. Essas estruturas canônicas são hipotéticas e não existem na realidade, pois o híbrido de ressonância é muito mais estável que qualquer uma delas. Uma característica importante é a de que as formas neutras de ressonância são mais estáveis que aquelas com cargas opostas separadas.

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UFRN) O modelo abaixo representa processos de mudanças de estado físico para uma substância pura.



De acordo com a representação geométrica utilizada no modelo acima, é correto afirmar que a substância envolvida nas mudanças de estado físico é:

- (A) H_2O .
- (B) CO_2 .
- (C) $HC \ell O$.
- (D) HCN .

02 (PUC-PR) Observe as moléculas a seguir:



Sua geometria molecular e polaridade são, respectivamente:

- (A) tetraédrica/polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/polar.
 (B) piramidal/ polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/ apolar.
 (C) trigonal plana/apolar; angular/polar; tetraédrica/apolar.
 (D) linear/polar; trigonal plana/polar; angular/polar.
 (E) piramidal/apolar; piramidal/apolar; linear/apolar.

03 (UEL) Leia o texto a seguir.

Os raios que ocorrem na atmosfera e a queima de combustíveis derivados do petróleo contendo hidrocarbonetos e compostos de enxofre (mercaptanas) contribuem para a produção de várias substâncias, dentre as quais pode-se destacar: CO_2 , CO , H_2O , NO , SO_2 e até mesmo, em pequenas quantidades, NO_2 e SO_3 . Algumas destas emissões são, em parte, responsáveis pelo aumento do efeito estufa e pela formação da chuva ácida.

Sobre a geometria das moléculas, considere as afirmativas a seguir.

- I. A molécula de $\text{CO}_{2(g)}$ é linear, porque o átomo central não possui pares de elétrons disponíveis.
 II. A molécula $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ é angular, porque o átomo central possui pares de elétrons disponíveis.
 III. A molécula de $\text{SO}_{2(g)}$ é angular, porque o átomo central possui pares de elétrons disponíveis.
 IV. A molécula de $\text{SO}_{3(g)}$ é piramidal, porque o átomo central possui pares de elétrons disponíveis.

Estão corretas apenas as afirmativas:

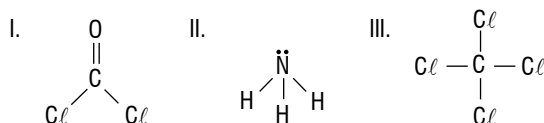
- (A) I e III. (D) I, II e III.
 (B) I e IV. (E) II, III e IV.
 (C) II e IV.

04 (UEL) Considere o texto e a figura a seguir.

A geometria de uma molécula é importante porque define algumas propriedades do composto, como a polaridade, a solubilidade, o ponto de fusão e ebulição, caracterizando sua aplicação.

O fosgênio COCl_2 é empregado na obtenção dos policarbonatos, que são plásticos utilizados na fabricação de visores para astronautas, vidros à prova de bala e CDs.

A amônia é extremamente solúvel em água, e no estado líquido é utilizada como solvente. O tetracloreto de carbono é um líquido quimicamente pouco reativo, sendo bom solvente de óleos, gorduras e ceras. As estruturas dos três compostos citados estão representadas abaixo.



Dados os números atômicos: H ($Z = 1$); C ($Z = 6$); N ($Z = 7$); O ($Z = 8$); Cl ($Z = 17$).

Com relação à geometria das moléculas I, II e III, na figura acima, é correto afirmar:

- (A) Todas são planas.
 (B) Todas são piramidais.
 (C) Apenas I e II são planas.
 (D) Apenas I é plana.
 (E) Apenas II é espacial.

05 (VUNESP) Indique a geometria das substâncias PH_3 e BF_4^- .

06 (UFES) A molécula da água tem geometria molecular angular e o ângulo formado é de 104° e não 109° , como previsto. Essa diferença se deve:

- (A) aos dois pares de elétrons não ligantes no átomo de oxigênio.
 (B) à repulsão entre os átomos de hidrogênio, muito próximos.
 (C) à atração entre os átomos de hidrogênio muito próximos.
 (D) ao tamanho do átomo de oxigênio.
 (E) ao tamanho do átomo de hidrogênio.

07 (UNOPAR) Segundo a Organização Mundial de Saúde, não são adequadas quantidades superiores a 10 ppm (partes por milhão) de íons nitrato (NO_3^-) na água potável, pois isso pode acarretar câncer de estômago e também, no caso de gestantes, uma forma grave de anemia no feto que está sendo gerado. Sobre o íon em questão, pode-se afirmar que sua geometria é:

(Dados: números atômicos: H = 1; N = 7; O = 8.)

- (A) linear.
 (B) trigonal plana.
 (C) angular.
 (D) piramidal.
 (E) tetraédrica.

08 (VUNESP) Represente as Estruturas de Lewis e descreva a geometria de NO_2^- , NO_3^- e NH_3 . Para a resolução, considere as cargas dos íons localizadas nos seus átomos centrais.

(Dados: números atômicos: N = 7; O = 8; H = 1.)

09 (UFC) Alterações na geometria molecular afetam diretamente a energia das reações e, conseqüentemente, o grau de espontaneidade destas. A observação de elevados valores de constante de equilíbrio para a formação do ânion monovalente hexafluoreto de fósforo, a partir da reação entre o composto pentafluoreto de fósforo e o ânion fluoreto, exemplifica a afirmação anterior. Assinale a alternativa que indica, corretamente, a mudança de hibridação experimentada pelo átomo de fósforo nessa reação:

- (A) $\text{sp}^3\text{d} \rightarrow \text{sp}^3\text{d}^2$
 (B) $\text{sp}^3\text{d}^2 \rightarrow \text{sp}^3\text{d}^3$
 (C) $\text{sp}^3 \rightarrow \text{sp}^3\text{d}$
 (D) $\text{sp}^2 \rightarrow \text{sp}^3$
 (E) $\text{sp} \rightarrow \text{sp}^2$

10 (PUC-SP) Com base na estrutura eletrônica do átomo central, sugira os tipos de orbital híbrido envolvidos nas ligações de cada uma das seguintes moléculas:

- a. BF_3 e CCl_4 ;
 b. PCl_5 e SF_6 .

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

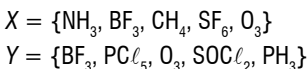
01 (UEM) Assinale a alternativa **incorreta**:

- (A) O fulereno C_{60} é considerado uma das formas alotrópicas do carbono.
- (B) A geometria molecular angular da água se deve aos dois pares de elétrons não ligantes do átomo de oxigênio.
- (C) A geometria molecular da amônia é do tipo piramidal (ou pirâmide trigonal).
- (D) A molécula de metano (CH_4) é apolar, mas a molécula de BeH_2 é polar.
- (E) Os íons NO_2^- e NO_3^- não possuem a mesma geometria molecular.

02 (Ufla) O ângulo de ligação do metano (CH_4) é $\cong 109,5^\circ$, o da amônia (NH_3) é $\cong 107,0^\circ$ e o da água (H_2O) é $\cong 104,5^\circ$. Os ângulos de ligação, nessas moléculas, são diferentes em razão:

- (A) de o ângulo de ligação depender da eletronegatividade do átomo central.
- (B) de o carbono, o oxigênio e o nitrogênio apresentarem pares de elétrons livres.
- (C) da diferença de hibridação de C, O e N.
- (D) do raio atômico dos átomos centrais.
- (E) de o oxigênio apresentar dois pares de elétrons livres (não ligantes), o nitrogênio, um par de elétrons livre e o carbono, nenhum.

03 (UPE) Admita os dois conjuntos de moléculas abaixo.



Em relação às moléculas que formam o conjunto $X \cap Y$, assinale a alternativa correta:

- (A) Uma delas é melhor descrita, admitindo-se uma dupla-ligação localizada e fixa entre dois átomos de um mesmo elemento químico.
- (B) As moléculas são apolares e uma delas tem geometria trigonal.
- (C) Uma das moléculas é homonuclear, sendo representada a ligação deslocalizada dessa molécula por uma única estrutura de Lewis.
- (D) Os átomos de uma das moléculas apresentam hibridização sp^3d .
- (E) Uma das moléculas é polar, enquanto que a outra, apesar de apresentar três ligações polarizadas, é apolar e tem forma geométrica trigonal plana.

04 (UFPB) Os compostos O_3 , CO_2 , SO_2 , H_2O e HCN são exemplos de moléculas triatômicas que possuem diferentes propriedades e aplicações. Por exemplo, o ozônio bloqueia a radiação ultravioleta que é nociva à saúde humana; o dióxido de carbono é utilizado em processos de refrigeração; o dióxido de enxofre é utilizado na esterilização de frutas secas; a água é um líquido vital; e o ácido cianídrico é utilizado na fabricação de vários tipos de plásticos. Analisando as estruturas dessas substâncias, observa-se a mesma geometria e o fenômeno da ressonância apenas em:

- (A) O_3 e H_2O .
- (B) O_3 e SO_2 .
- (C) O_3 e CO_2 .
- (D) H_2O e SO_2 .
- (E) H_2O e HCN .

05 (UNIMAR) Uma suposição básica da teoria da ligação de valência de Pauling é que o número de orbitais híbridos é igual ao número de orbitais de valência que são usados na sua formação. Isto significa que, para um determinado átomo, o número máximo de orbitais híbridos que podem ser formados a partir dos orbitais s e p é igual a quatro. A partir deste princípio, assinale a alternativa correta que representa, respectivamente,

a geometria dos pares de elétrons, o orbital híbrido e o número total de elétrons de valência para o SF_5^- :

- (A) octaédrica, dsp^3 e 41 elétrons.
- (B) octaédrica, d^2sp^3 e 42 elétrons.
- (C) octaédrica, dsp^3 e 10 elétrons.
- (D) bipirâmide trigonal, dsp^3 e 10 elétrons.
- (E) bipirâmide trigonal, d^2sp^3 e 42 elétrons.

06 (ITA) Escreva a estrutura de Lewis para cada uma das moléculas abaixo, prevendo a geometria molecular (incluindo os ângulos de ligação) e os orbitais híbridos no átomo central.

- a. $XeOF_4$.
- b. $XeOF_2$.
- c. XeO_4 .
- d. XeF_4 .

07 (UFC) Considere a espécie química molecular hipotética XY_2 , cujos elementos X e Y possuem eletronegatividades 2,8 e 3,6, respectivamente. Experimentos de susceptibilidade magnética indicaram que a espécie XY_2 é apolar. Com base nessas informações, é correto afirmar que a estrutura e as ligações químicas da molécula XY_2 são, respectivamente:

- (A) piramidal e covalentes polares.
- (B) linear e covalentes polares.
- (C) bipiramidal e covalentes apolares.
- (D) angular e covalentes apolares.
- (E) triangular e covalentes apolares.

08 (ITA) Assinale a opção que contém a geometria molecular correta das espécies OF_2 , SF_2 , BF_3 , NF_3 , CF_4 e XeO_4 , todas no estado gasoso:

- (A) Angular, linear, piramidal, piramidal, tetraédrica e quadrado planar.
- (B) Linear, linear, trigonal plana, piramidal, quadrado planar e quadrado planar.
- (C) Angular, angular, trigonal plana, piramidal, tetraédrica e tetraédrica.
- (D) Linear, angular, piramidal, trigonal plana, angular e tetraédrica.
- (E) Trigonal plana, linear, tetraédrica, piramidal, tetraédrica e quadrado planar.

09 (FAFEOD) Considere as seguintes fórmulas e ângulos de ligações:

Fórmula	H_2O	NH_3	CH_4	BeH_2
Ângulo	105°	107°	$109^\circ 28'$	180°

As formas geométricas dessas moléculas são, respectivamente:

- (A) tetraédrica, tetraédrica, tetraédrica, angular.
- (B) angular, piramidal, tetraédrica, angular.
- (C) angular, piramidal, tetraédrica, linear.
- (D) angular, angular, piramidal, trigonal.
- (E) trigonal, trigonal, piramidal, angular.

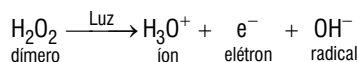
10 (ITA) Em relação à molécula de amônia, são feitas as seguintes afirmações.

- I. O ângulo entre as ligações $N-H$ é de 120° ;
- II. os três átomos de H e o átomo de N estão em um mesmo plano;
- III. a geometria da molécula é piramidal;
- IV. cada ligação, nesta molécula, pode ser entendida como resultante da interpenetração do orbital s de um dos hidrogênios com um dos orbitais p do nitrogênio;
- V. o momento dipolar da molécula é nulo.

Destas afirmações, são corretas:

- (A) I, II e III. (D) II, IV e V.
 (B) I, II, IV e V. (E) III e IV.
 (C) I e IV.

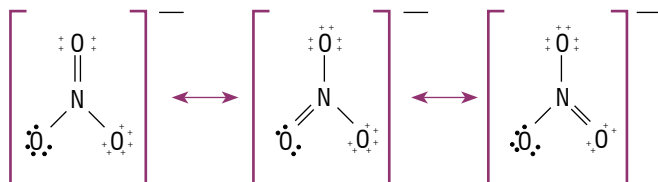
11 (VUNESP) Quando um cometa se aproxima do sol e se aquece há liberação de água, de outras moléculas, de radicais e de íons. Uma das reações propostas para explicar o aparecimento de H_3O^+ em grandes quantidades, durante esse fenômeno é:



(Dados números atômicos: H = 1; O = 8).

- a. Represente a estrutura de Lewis (fórmula eletrônica para o íon e indique a sua geometria).
 b. Quais são as forças (interações) que atuam na molécula de dímero que justificam sua existência?

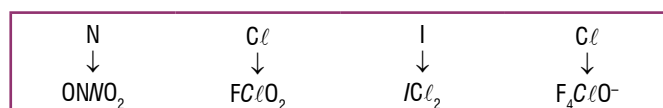
12 (UEC) O NO_3^- tem 3 estruturas de ressonância:



Com respeito a essas estruturas, marque a alternativa verdadeira:

- (A) Em cada estrutura, a geometria dos pares de elétrons no nitrogênio é plana triangular, com hibridização sp no átomo de N.
 (B) Os orbitais híbridos sp^2 formam três ligações sigma, $\sigma_{\text{N-O}}$, que estão presentes em cada estrutura de ressonância.
 (C) Nas estruturas de ressonância do NO_3^- , os átomos se ligam uns aos outros, formando somente ligações sigma (σ).
 (D) Cada estrutura de ressonância contribui desigualmente para a estrutura do NO_3^- .

13 (ITA) Considere as seguintes espécies químicas no estado gasoso, bem como os respectivos átomos assinalados pelos algarismos romanos:



Os orbitais híbridos dos átomos assinalados por I, II, III e IV são, respectivamente:

- (A) sp^2 , sp^3 , dsp^3 e d^2sp^3 .
 (B) sp^2 , sp^2 , sp^3 e dsp^3 .
 (C) sp^3 , dsp^3 , d^2sp^3 e sp^3 .
 (D) sp^3 , sp^2 , dsp^3 e d^2sp^3 .
 (E) sp , dsp^3 , sp^3 e dsp^3 .

14 (UFC) O CCl_4 e o SiCl_4 , apesar de serem compostos com semelhanças em suas geometrias e na hibridação do átomo central, possuem reatividades bastante diferentes. Um deles, por exemplo, reage com água, enquanto que o outro não reage. A primeira etapa dessa

reação é a formação de uma espécie na qual o oxigênio da água se liga ao átomo central através de uma ligação coordenada. Com base nessas informações, assinale a alternativa correta:

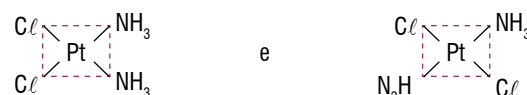
- (A) O CCl_4 , por ser uma espécie bastante polar, reage com a molécula de água, enquanto que o SiCl_4 , apolar, não reage.
 (B) A maior eletronegatividade do átomo de silício, em relação ao carbono, faz com que o SiCl_4 não reaja com água.
 (C) A presença de orbitais d vazios na camada de valência do Si faz com que o SiCl_4 reaja com a molécula de H_2O .
 (D) Como o átomo de carbono no CCl_4 não obedece à regra do octeto, ele pode receber elétrons da água em sua camada de valência.
 (E) As ligações apolares na molécula de SiCl_4 fazem com que ela reaja com a água formando uma espécie intermediária com geometria octaédrica.

15 (ITA) Considere as seguintes espécies no estado gasoso: NF_3 , BeF_2 , BCl_3 , CF_3 , KrF_4 e SeO_4^{2-} . Quais delas apresentam momento de dipolo elétrico?

- (A) Apenas NF_3 e SeO_4^{2-} .
 (B) Apenas BeF_2 , CF_3 e KrF_4 .
 (C) Apenas BCl_3 , SeO_4^{2-} e KrF_4 .
 (D) Apenas NF_3 e CF_3 .
 (E) Apenas BeF_2 , BCl_3 e SeO_4^{2-} .

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (FUVEST) O composto $\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2$ apresenta dois Cl e dois NH_3 ligados à platina por ligação covalente. Existem dois isômeros desta substância. Dê uma justificativa em termos da geometria da molécula.



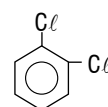
02 (ITA) Ainda sobre os óxidos de nitrogênio, NO , N_2O e NO_2 , considere as afirmações:

- I. Sabendo-se que o N_2O é linear e apolar, segue que a seqüência de átomos nesta molécula é NON e não NNO;
 II. sabendo-se que o NO_2 é polar, o ângulo entre as ligações N — O é diferente de 180° ;
 III. sabendo-se que o NO_2 é polar, segue que o íon $(\text{NO}_2^+)_g$ deve necessariamente ter geometria linear.

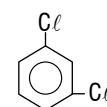
Está(ão) correta(s):

- (A) todas. (D) apenas II.
 (B) apenas I e III. (E) apenas I.
 (C) apenas I e II.

03 (ITA) O módulo do momento de dipolo elétrico do orto- -diclorobenzeno vale μ_1 , enquanto o do meta-diclorobenzeno vale μ_2 . Deduza uma relação quantitativa entre μ_1 e μ_2 .



orto-diclorobenzeno



meta-diclorobenzeno

5. Ligações intermoleculares

As propriedades físicas (ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, etc.) dos compostos moleculares são consequências da maneira pela qual as moléculas interagem umas com as outras. Há três tipos de interações intermoleculares:

- Interações de Van der Waals (ou dipolo induzido): são forças fracas que ocorrem entre moléculas apolares ou entre átomos de gases nobres.
Ex.: CO_2 , I_2 , He.

- Interações dipolo-dipolo (ou dipolo permanente): são forças responsáveis pela atração existente entre moléculas polares.
Ex.: HCl , SO_2 .
- Ligações de hidrogênio: são forças de atração de natureza elétrica, do tipo dipolo-permanente, porém bem mais intensas. Ocorrem quando o hidrogênio está ligado a elementos muito eletronegativos (F, O, N). A IUPAC não recomenda mais a antiga nomenclatura “ponte de hidrogênio”.
Ex.: HF, H_2O , NH_3 .

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

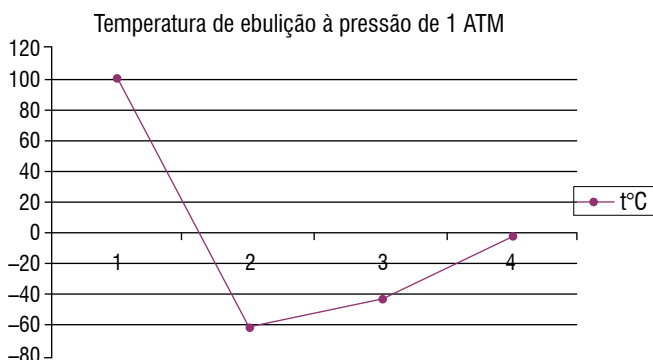
01 (UFF) O gás carbônico liberado na atmosfera, originário da queima de combustíveis fósseis, é considerado o responsável pelo efeito estufa, já que absorve ondas de calor refletidas pela superfície terrestre, provocando o aquecimento da atmosfera. Por outro lado, o hidrogênio é considerado combustível não poluente, pois o seu produto de queima é a água, que também absorve ondas de calor; porém, condensa-se facilmente em função do seu ponto de ebulição, ao contrário do CO_2 . Com base nessas informações, pode-se afirmar que a diferença de ponto de ebulição entre o CO_2 e o H_2O relaciona-se:

- à interação iônica das moléculas do CO_2 .
- ao menor peso molecular da água.
- à polaridade da molécula da água.
- ao conteúdo de oxigênio das moléculas.
- à diferença dos raios atômicos dos elementos.

02 (PUC) As festas e eventos têm sido incrementadas com o efeito de névoa intensa do “gelo seco”, o qual é constituído de gás carbônico solidificado. A respeito do fato, pode-se afirmar:

- A névoa nada mais é que a liquefação do gás carbônico pela formação das forças intermoleculares.
- O gelo seco é uma substância composta e encontra-se na natureza no estado líquido.
- O gelo seco é uma mistura de substâncias adicionadas ao gás carbônico e, por essa razão, a mistura se solidifica.
- Na solidificação do gás carbônico ocorre a formação de forças intermoleculares dipolo-dipolo.
- Sendo a molécula de CO_2 apolar, a atração entre as moléculas se dá por dipolo instantâneo-dipolo induzido.

03 (UNAERP) No grupo 16 da tabela periódica estão os elementos O, S, Se e Te que, quando na formação de seus hidretos, dão origem aos compostos: H_2O , H_2S , H_2Se e H_2Te . No gráfico representamos a temperatura de ebulição em $^\circ\text{C}$, à pressão de 1 atm em relação à massa molar dos compostos.



O motivo pelo qual o hidreto de oxigênio possui ponto de ebulição maior do que zero (100°C) e não como deveria ser esperado (negativo menor do que zero) é devido à:

- ligação química covalente.
- ligação química iônica.
- ligação intermolecular íon-dipolo.
- ligação intermolecular de dispersão.
- ligação intermolecular ligação-hidrogênio.

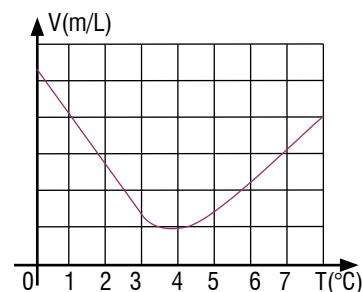
04 (FEPCS) O conhecimento de algumas constantes físicas de uma substância contribui para sua identificação. As substâncias que apresentam ponto de fusão a temperaturas mais baixas são substâncias:

- iônicas.
- moleculares polares de elevada massa molecular.
- moleculares apolares de baixa massa molecular.
- moleculares apolares de elevada massa molecular.
- moleculares polares de baixa massa molecular.

05 (PUC-RS) A tensão superficial da água explica vários fenômenos, como o da capilaridade, a forma esférica das gotas de água e o fato de alguns insetos poderem andar sobre a água. A alta tensão superficial da água é uma consequência direta:

- da sua viscosidade.
- do seu elevado ponto de fusão.
- do seu elevado ponto de ebulição.
- das atrações intermoleculares.
- das ligações covalentes entre os átomos de “H” e “O”.

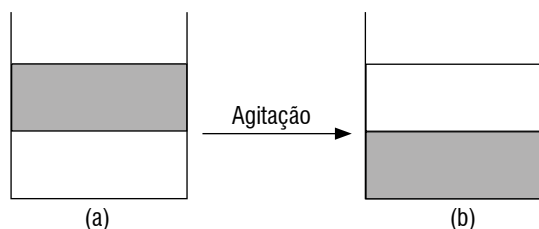
06 (FATEC) O volume ocupado por qualquer amostra de água depende da temperatura da amostra. O gráfico a seguir representa a variação do volume de certa amostra de água em função da sua temperatura.



Analisando-se o gráfico, pode-se concluir que a densidade da água:

- (A) cresce com o aumento do volume.
 (B) varia linearmente com a temperatura.
 (C) não varia com a temperatura.
 (D) é mínima a 0°C.
 (E) é máxima a 4°C.

07 (UFMS) Tem-se um sistema de três componentes (solução de $I_{2(s)}$, dissolvido em $H_2O_{(l)}$ e $CCl_{4(l)}$), em duas situações distintas, **(a)** e **(b)**. A situação **(a)** representa o $CCl_{4(l)}$ em repouso, seguido da adição cuidadosa da solução aquosa de iodo, sem agitação, e **(b)** representa o mesmo sistema, após agitação de **(a)** seguido da acomodação das fases, conforme a figura abaixo. Com os dados das densidades da água (1,00 g/mL), do tetracloreto de carbono (1,59 g/mL) e a observação cuidadosa da figura abaixo, é correto afirmar que:



01. O $I_{2(s)}$ interage com a água, formando com ela ligações de hidrogênio.
 02. As densidades da $H_2O_{(l)}$ e do $CCl_{4(l)}$ são irrelevantes quando esses líquidos são colocados em contato.

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (UEPG) Com base nas características fundamentais das ligações químicas que se estabelecem entre átomos e das atrações que ocorrem entre moléculas, assinale o que for correto:

01. Na molécula de gás hidrogênio, os átomos estão ligados covalentemente.
 02. O hidrogênio ($Z = 1$) liga-se ao cloro ($Z = 17$) na razão 1:1 por compartilhamento, formando uma molécula que apresenta polaridade.
 04. No hidreto de sódio, a atração entre os átomos de Na ($Z = 11$) e H ($Z = 1$) é do tipo eletrostática.
 08. Na água (H_2O) e na amônia (NH_3), a principal força que mantém unidas as moléculas é denominada ponte de hidrogênio.
 16. Moléculas apolares, como CO_2 , apresentam interações intermoleculares do tipo forças de dispersão de London.

02 (UFPE) No tocante a ligações de hidrogênio, é correto afirmar que:

- (A) ligações de hidrogênio ocorrem somente entre moléculas e nunca dentro de uma mesma molécula.
 (B) o ponto de fusão da água é menor que o do sulfeto de hidrogênio, por conta das ligações de hidrogênio, que são muito intensas na molécula de água.
 (C) ligações de hidrogênio têm a mesma energia que uma ligação covalente simples.
 (D) ligações de hidrogênio podem influenciar na densidade de uma substância.
 (E) átomos de hidrogênio ligados covalentemente a átomos de oxigênio não podem participar de ligações de hidrogênio.

04. Não ocorre qualquer tipo de interação intermolecular entre H_2O , $CCl_{4(l)}$ e $I_{2(s)}$.
 08. **(b)** representa uma mistura heterogênea com iodo solúvel em $CCl_{4(l)}$.
 16. $I_{2(s)}$ é mais solúvel em $CCl_{4(l)}$ do que em $H_2O_{(l)}$.
 32. $H_2O_{(l)}$, $CCl_{4(l)}$ e $I_{2(s)}$ são, respectivamente, compostos polar, polar e apolar.

08 (ITA) Assinale a alternativa **errada** em relação à comparação do ponto de ebulição de algumas substâncias orgânicas:

- (A) A etilamina tem ponto de ebulição maior que a do éter metílico.
 (B) O n-butanol tem ponto de ebulição maior que o do etanol.
 (C) O éter metílico tem ponto de ebulição maior que o do etanol.
 (D) O etanol tem ponto de ebulição maior que o do etanal.
 (E) O butanol tem ponto de ebulição maior que o do éter etílico.

09 (PUC-SP) As forças de London, também denominadas forças de dispersão, representam um dos tipos de forças intermoleculares e podem ser atribuídas:

- (A) à atração decorrente da existência de íons de cargas opostas.
 (B) à atração proveniente do fato de a substância apresentar dipolos permanentes.
 (C) à atração que resulta do fato de a substância apresentar pontes de hidrogênio.
 (D) à atração decorrente de flutuações momentâneas que ocorrem nas nuvens eletrônicas.
 (E) às diferenças de eletronegatividade entre os átomos.

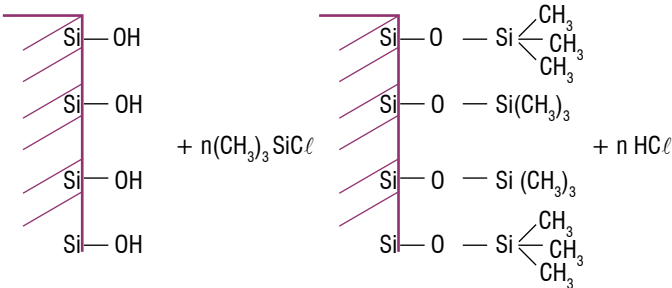
03 (UFRRJ) O quadro a seguir apresenta as propriedades de algumas substâncias decorrentes do tipo de ligações químicas que a formam, sejam elas entre os átomos ou entre moléculas.

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Solubilidade em água	Condutividade elétrica em água		
				sólidos	fundidos	solução aquosa
NaCl	801	1430	Solúvel	Não	Sim	Sim
NH ₃	-78	-33	Solúvel*	Não	Não	Sim*
CH ₄	-183	-162	Insolúvel	Não	Não	-
HCl	-115	-85	Solúvel*	Não	Não	Sim*
Fe	1535	3000	Insolúvel	Sim	Sim	-
H ₂ O	0	100	-	Não	Não	Não

* Substância ionizável em água

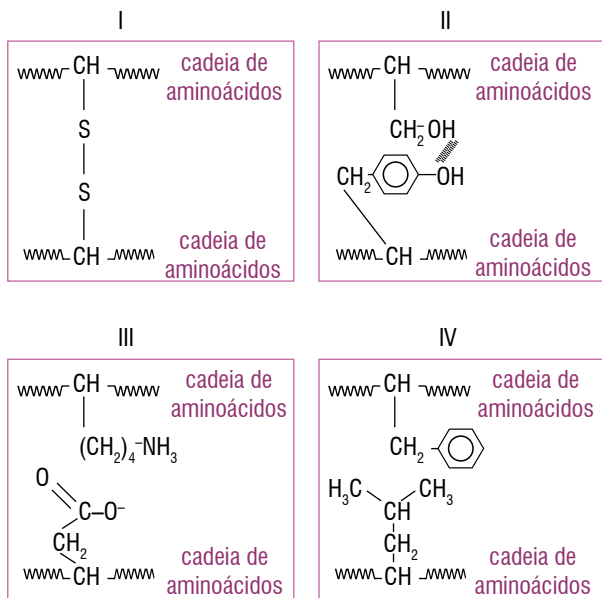
- a. Determine as substâncias formadas por ligações covalentes.
 b. Explique, com base nas interações intermoleculares, por que as substâncias NH_3 , CH_4 e H_2O apresentam ponto de fusão e ebulição tão diferentes.

04 (UFG) Superfícies de vidro podem ser modificadas pelo tratamento com clorotrimetilsilano, como representado a seguir.



Em qual superfície, se utilizada como janelas, a água escoaria mais rapidamente? Justifique.

05 (UNB) Os fios de cabelo são constituídos por proteínas formadas por longas cadeias de aminoácidos ligadas entre si por diferentes tipos de interações, como ilustra a figura abaixo.



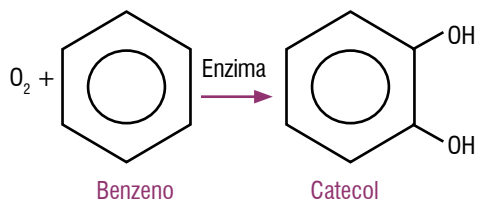
A principal proteína presente no cabelo é a queratina, rica em enxofre, o que permite uma grande quantidade das interações mostradas em I, denominadas pontes dissulfeto (ligações S-S), que são, primariamente, responsáveis pela forma do cabelo. Agentes redutores quebram as ligações S-S. Esse é um processo reversível, ou seja, o uso de oxidantes pode fazer que grupos -SH, formados na quebra das pontes, se liguem novamente para a formação de novas pontes S-S. Esse é o princípio aplicado ao alisamento de cabelos: um produto químico redutor é aplicado ao cabelo, que perde a forma devido à quebra das pontes dissulfeto. O cabelo é, então, moldado na forma desejada. Em seguida, aplica-se um produto químico oxidante para que novas pontes se formem e o cabelo se fixe no formato liso.

Uma importante característica do cabelo é que, durante o seu crescimento – 1 cm por mês, em condições normais –, metais pesados que circulam pelo organismo, como Hg^{2+} , Pb^{2+} e Cd^{2+} , podem incorporar-se continuamente à sua estrutura. Esses metais ligam-se de forma irreversível aos grupos -SH dos aminoácidos, formando novas pontes S-M-S, em que M representa o metal. Isso permite, por exemplo, avaliar se uma pessoa ingeriu ou não metais pesados e, em caso afirmativo, determinar o nível de contaminação desses metais em seu organismo.

Considerando as informações do texto, julgue os seguintes itens.

01. As interações em I são da mesma natureza que as ligações C-H do metano.
02. As interações mostradas em II não podem ser destruídas por aquecimento.
03. A interação observada em III é análoga à encontrada no cloreto de sódio.
04. O átomo de nitrogênio que aparece em III obedece à regra do octeto.
05. Ocorrem interações do tipo van der Waals em IV.

06 (UFG) Quando uma pessoa inala benzeno, seu organismo dispara um mecanismo de defesa que o transforma no catecol, uma substância hidrossolúvel, como representado a seguir:



- a. Por que o catecol é mais solúvel em água que o benzeno?
- b. Explique por que em temperatura ambiente e a 1 atm, o oxigênio é gás, o benzeno é líquido e o catecol é sólido.

07 (PUC-SP) O ponto de fusão de compostos iônicos está relacionado com a força de atração entre os íons no retículo (energia reticular). A lei de Coulomb é uma boa aproximação para determinar essa força de atração:

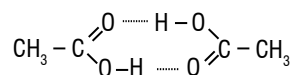
$$|\overline{F}| = \frac{K \cdot q_1 \cdot q_2}{d^2}$$

em que K é uma constante, q_1 é a carga do cátion, q_2 é a carga do ânion e d é a soma dos raios iônicos ($d = r_{\text{cátion}} + r_{\text{ânion}}$). Considerando a lei de Coulomb e as propriedades periódicas, assinale a alternativa que apresenta os pontos de fusão (P.F.) dos compostos iônicos NaF, NaCl, MgO e NaBr em ordem crescente de temperatura:

- (A) P.F. NaCl < P.F. MgO < P.F. NaF < < P.F. NaBr.
- (B) P.F. NaBr < P.F. NaCl < P.F. NaF < < P.F. MgO.
- (C) P.F. MgO < P.F. NaBr < P.F. NaCl < < P.F. NaF.
- (D) P.F. NaF < P.F. NaCl < P.F. NaBr < < P.F. MgO.
- (E) P.F. NaBr < P.F. MgO < P.F. NaCl < < P.F. NaF.

08 (UCG) O ácido acético é um composto polar solúvel em água. Entretanto, o ácido acético é solúvel também em solventes apolares, como o hexano. Pode-se então afirmar que:

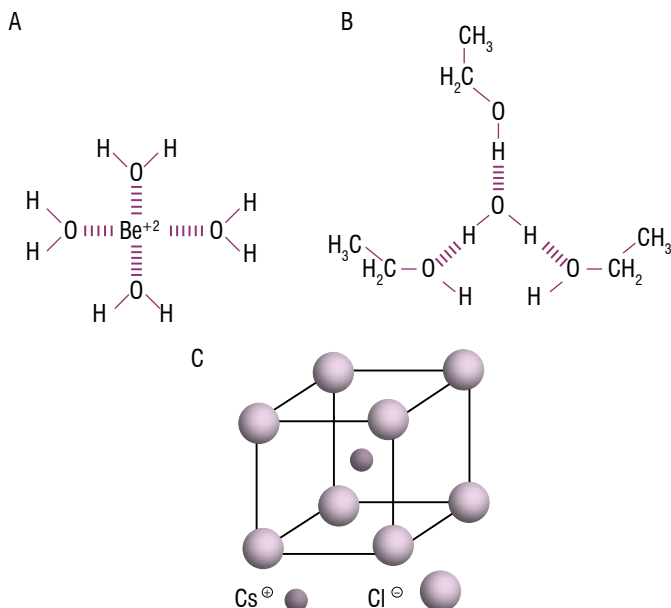
- () a solubilidade do ácido acético em água pode ser explicada porque entre as moléculas do ácido e da água são estabelecidas ligações (pontes) de hidrogênio.
- () a solubilidade do ácido acético em água também está relacionada com sua cadeia carbônica pequena. À medida que aumenta a cadeia carbônica do ácido carboxílico, sua solubilidade em água diminui devido ao aumento da região hidrofóbica da molécula.
- () para explicar a solubilidade do ácido acético em hexano, considera-se a formação de dímeros, conforme mostrado abaixo:



Com essa disposição, as regiões apolares das moléculas do ácido se direcionam para o solvente que também é apolar.

- () a interação entre as moléculas apolares do hexano e a região apolar da molécula do ácido ocorre por forças do tipo dipolo permanente, muito menos intensas que as ligações (pontes) de hidrogênio.
- () a polaridade da molécula de água está relacionada com as ligações entre seus átomos, que são covalentes do tipo polar. Toda molécula cujos átomos unem-se por ligações covalentes polares será polar.
- () a substituição de um átomo de hidrogênio ligado ao carbono α por um grupo $-\text{OH}$ não deverá alterar a solubilidade em hexano.

09 (UFG) Os esquemas a seguir indicam tipos de interações que podem ocorrer em substâncias e materiais.



Sobre esses esquemas, julgue as proposições a seguir:

01. As linhas tracejadas representam ligações covalentes.
02. A e B representam processos de solvatação por interação entre íons e dipolo.
03. B representa interações do tipo pontes de hidrogênio e ligações covalentes.
04. C representa interações moleculares.

10 (ITA) Considere as temperaturas de ebulição (T) das seguintes substâncias na pressão ambiente:

- I. cloridreto, $T(\text{I})$ IV. propanona, $T(\text{IV})$
 II. ácido sulfúrico, $T(\text{II})$ V. chumbo, $T(\text{V})$
 III. água, $T(\text{III})$

Assinale a opção que contém a ordem crescente correta das temperaturas de ebulição das substâncias citadas anteriormente:

- (A) $T(\text{I}) < T(\text{IV}) < T(\text{III}) < T(\text{II}) < T(\text{V})$
 (B) $T(\text{IV}) < T(\text{III}) < T(\text{V}) < T(\text{I}) < T(\text{II})$
 (C) $T(\text{I}) < T(\text{II}) < T(\text{IV}) < T(\text{V}) < T(\text{III})$
 (D) $T(\text{III}) < T(\text{I}) < T(\text{II}) < T(\text{V}) < T(\text{IV})$
 (E) $T(\text{II}) < T(\text{V}) < T(\text{IV}) < T(\text{I}) < T(\text{III})$

11 (UNIP) Considere a vaporização e o craqueamento (*cracking*) do hidrocarboneto $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$.

- I. vaporização: $\text{C}_{14}\text{H}_{30(\text{L})} \rightarrow \text{C}_{14}\text{H}_{30(\text{G})}$
 II. craqueamento: $\text{C}_{14}\text{H}_{30(\text{L})} \rightarrow \text{C}_{10}\text{H}_{22} + \text{C}_4\text{H}_8$

Na vaporização e no craqueamento ocorre ruptura de ligações denominadas, respectivamente:

- (A) covalentes e covalentes.
 (B) Van der Waals e covalentes.
 (C) pontes de hidrogênio e covalentes.
 (D) pontes de hidrogênio e Van der Waals.
 (E) covalentes e Van der Waals.

12 (ITA) Em qual dos pares de substâncias puras abaixo, ambas no estado sólido, são encontradas, em cada uma, simultaneamente, ligações covalentes e ligações de Van der Waals?

- (A) Iodo e dióxido de carbono.
 (B) Dióxido de silício e naftaleno.
 (C) Iodo e óxido de magnésio.
 (D) Magnésio e dióxido de carbono.
 (E) Cloreto de amônio e sulfato de chumbo.

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (ITA) Qualitativamente (sem fazer contas), como você explica o fato de a quantidade de calor trocado na vaporização de um mol de água no estado líquido ser muito maior do que o calor trocado na fusão da mesma quantidade de água no estado sólido?

02 (ITA) Dois substratos de vidro, do tipo comumente utilizado na fabricação de janelas, foram limpos e secos. Nas condições ambientes, depositaram-se cuidadosamente uma gota (0,05 mL) de mercúrio sobre um dos substratos e uma gota (0,05 mL) de água sobre o outro substrato. Considere os líquidos puros.

- a. Desenhe o formato da gota de líquido depositada sobre cada um dos substratos.
 b. Justifique a razão de eventuais diferenças nos formatos das gotas dos líquidos depositadas sobre cada um dos substratos de vidro.
 c. Qual a influência do volume do líquido no formato das gotas depositadas sobre os substratos?

03 (ITA) Considere os seguintes alcoóis:

- I. Etanol IV. n-pentanol
 II. n-propanol V. n-hexanol
 III. n-butanol

Assinale a opção correta em relação à comparação das solubilidades em água, a 25°C , dos seguintes alcoóis:

- (A) Etanol > n-propanol > n-butanol > n-pentanol > n-hexanol.
 (B) Etanol \cong n-propanol > n-butanol > n-pentanol > n-hexanol.
 (C) Etanol \cong n-propanol > n-butanol \cong n-pentanol > n-hexanol.
 (D) Etanol > n-propanol > n-butanol > n-pentanol < n-hexanol.
 (E) Etanol < n-propanol < n-butanol < n-pentanol < n-hexanol.

04 (FUVEST-adaptada) Qual das substâncias abaixo possui maior tensão superficial?

- (A) benzeno. (D) éter etílico.
 (B) octano. (E) água.
 (C) tetracloreto de carbono.

05 (UMG-adaptada) Misturando-se 50 mL de água com 50 mL de álcool, forma-se uma solução com volume V . Determine se V é maior, menor ou igual a 100 mL.

1. Oxidação/redução (REDOX)

Muitas reações importantíssimas na atualidade são caracterizadas pela transferência de elétrons entre as espécies reagentes. Essas reações são denominadas reações de oxirredução e podem ser exemplificadas pelas reações de combustão, de corrosão, de obtenção de metais, pilhas e baterias.

- $C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$ (**combustão**)
- $2Fe + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_2$ (**corrosão**)
- $2Li + 1I_2 \rightarrow 2LiI$ (**pilha**)
- $Fe_3O_4(s) + 4CO(g) \rightarrow 3Fe(s) + 4CO_2(g)$ (**obtenção de Fe a partir do seu mineral**)

A espécie que recebe elétrons sofre o processo de redução e é denominada agente de oxidação, já a espécie que doa elétrons sofre o processo de oxidação e é denominada agente de redução.

Como podemos saber se determinada reação é realmente uma reação de oxirredução, visto que essas reações não envolvem necessariamente oxigênio? Para orientar essa identificação, surge o conceito de Nox (número de oxidação):

Nox: é a carga real assumida em uma ligação iônica ou o caráter parcial (carga aparente) adquirido em uma ligação covalente.

Sendo assim, oxidação (doação de elétrons) corresponde ao aumento do Nox e redução (ganho de elétrons) corresponde à redução do Nox.

Note que toda reação em que há um elemento sofrendo oxidação (aumento do Nox) há, necessariamente, um outro que sofre redução (diminuição do Nox). Isso se dá pelo princípio de conservação de cargas.

2. Determinação do Nox

Seguem abaixo algumas regras/orientações quanto à determinação do Nox:

- O número de oxidação de uma substância simples é sempre 0. Então $Mg_{(s)}$ e $O_{2(g)}$ têm Nox 0, por exemplo;
- o número de oxidação de íons monoatômicos é a própria carga assumida por eles;
- metais alcalinos sempre assumem Nox fixo +1;
- metais alcalinoterrosos sempre assumem Nox fixo +2;
- Al , Zn e Cd também assumem um Nox fixo, respectivamente: +3, +2, +2;
- o hidrogênio assume normalmente o Nox +1, com exceção dos hidretos metálicos, nos quais o Nox é -1.
- o oxigênio tende a assumir Nox -2, podendo ser -1 em peróxidos e -1/2 em superóxidos.
- a soma dos números de oxidação dos elementos de um composto neutro é 0 e de um íon é a própria carga do íon;
- os halogênios (7A) possuem Nox geralmente igual a -1 (Exceção: cloro(Cl), bromo(Br) e iodo(I) apresentam Nox positivo quando ligados ao oxigênio).

Seguem alguns exemplos:

- $Na_2O_2 \rightarrow Nox_{total} = 2Nox_{Na} + 2Nox_O \rightarrow 0 = +2 + 2x \rightarrow x = -1$.
- $H_2SO_4 \rightarrow Nox_{total} = 2Nox_H + Nox_S + 4Nox_O \rightarrow$ Usando que o $Nox_O = -2$, pois o composto não é um óxido nem um superóxido: $0 = +2 + x + 4 \cdot (-2) \rightarrow x = +6$.
- $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Nox_{total} = 2Nox_{Cr} + 7Nox_O \rightarrow -2 = 2x + 7 \cdot (-2) \rightarrow x = +3$.

Às vezes não é interessante calcular o Nox de cada um dos átomos de determinado elemento em um dado composto, mas sim o Nox médio desse elemento. O cálculo do Nox médio é feito através da média ponderada entre cada um dos Nox apresentados pelos átomos. Esse conceito é muito utilizado no cálculo do Nox do carbono em compostos orgânicos.

Exemplo (Nox médio): Determine o Nox do ferro em: Fe_3O_4 . Podemos fazer isso de duas maneiras, a primeira é aquela como temos feito:

$$Nox_{total} = 3Nox_{Fe} + 4Nox_O \rightarrow 0 = 3x + 4 \cdot (-2) \rightarrow x = +8/3$$

Ou ainda, o Fe_3O_4 é o óxido misto do ferro, formado por Fe_2O_3 e FeO . No primeiro óxido, temos 2 átomos de ferro com $Nox = +3$ e um de Nox

$$= +2. Fazendo a média ponderada: $Nox_{Fe} = \frac{2 \cdot (+3) + 1 \cdot (+2)}{3} = +\frac{8}{3}$.$$

Obs.: O Nox simula uma carga assumida pelos elementos constituintes dos participantes de uma reação. No entanto, nem todo elemento assume de fato uma carga positiva ou negativa, pois nem todos os compostos são formados por íons. Então, pode-se perceber que o Nox exagera o caráter iônico das substâncias. Outro artifício existente na química, utilizado para prever a fórmula de Lewis mais provável para um composto, é o que exagera o caráter covalente das substâncias, denominado carga formal. Apesar de não ser de fundamental importância neste momento, é interessante analisarmos o cálculo da carga formal e entendermos sua utilidade:

A carga formal, em síntese, é uma medida para a distribuição de cargas em uma molécula. Sendo C a carga formal de um átomo, temos:

$$C = V - (L + \frac{B}{2}), \text{ em que:}$$

- $V \rightarrow$ elétrons de valência do átomo livre;
- $L \rightarrow$ elétrons livres, isto é, em pares isolados; e
- $B \rightarrow$ número de elétrons compartilhados.

Diz-se que uma estrutura de Lewis é mais provável (menos energética) que outra se as cargas formais dos átomos, um a um, nessa estrutura estão mais próximas de zero do que na outra. Como, por exemplo, em: $O = C = O$ é mais provável que $O = O = C$ para representar o CO_2 , pois na primeira estrutura cada um dos átomos tem carga formal 0 e na segunda as cargas formais são, respectivamente: 0, +2, -2.

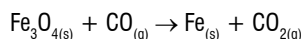
3. Balanceamento de Reações

3.1 Definição

Acertar os coeficientes ou balancear uma equação química é igualar o número total de átomos de cada elemento no primeiro e no segundo membros da equação. Os coeficientes que surgirão representam a proporção em número de mols entre os participantes da reação (coeficientes estequiométricos).

3.2 Método de tentativas

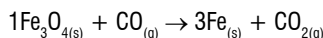
Considere a reação, não balanceada, a seguir:



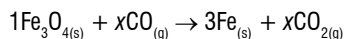
Veja que as quantidades de cada elemento não são conservadas, o que contraria o princípio de Lavoisier. O ajuste dessas quantidades, o balanceamento da reação, é a garantia para que valha o referido princípio. Este primeiro método consiste em ir ajustando por tentativa e erro, sem fazer nenhuma conta.

Procedimento:

- a. Ajustar a quantidade do elemento que aparece no menor número de compostos possível (o ideal são duas aparições, uma no reagente e uma no produto) e com o maior índice. No exemplo dado, tanto o C como o Fe só aparecem duas vezes, mas o ferro aparece em maior quantidade (índice 3 em vez de 1). Sendo assim, após essa primeira etapa:

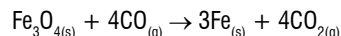


- b. Novamente, ajustar a quantidade do elemento que aparece o menor número de vezes e em maior quantidade. Esse processo continua até o balanceamento de toda a equação. A sequência sugerida é: primeiramente os metais, depois os ametais, depois o carbono, depois o hidrogênio e, por fim, o oxigênio (MACHO). Como no exemplo em questão só há o C além do Fe e do O, tem-se:



Obs.: Veja que, nesse exemplo, as quantidades de carbono já estavam iguais (1:1), mas a quantidade de oxigênio estaria desequilibrada se mantivéssemos esses coeficientes. Portanto, devemos escolher coeficientes que guardem essa proporção entre si e que igualem as quantidades de oxigênio. Por isso, colocamos o coeficiente genérico "x", de tal sorte que $x : x = 1 : 1$.

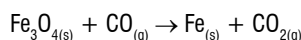
- c. Ajustar a quantidade de oxigênio. Este exemplo é um pouquinho mais complicado, mas não é difícil ver que x deve valer 4 para que no reagente haja oito átomos de O e no produto também. Com isso:



A reação está balanceada.

4. Método Redox

Considere novamente a seguinte reação não balanceada:



Como já vimos, uma reação em que um óxido metálico reage com monóxido de carbono para produzir o metal puro trata-se de uma reação de redução do metal (nesse caso, do Fe) e de oxidação do carbono.

Com isso, temos uma reação REDOX, que é caracterizada pela transferência de elétrons entre os reagentes.

Como os elétrons não podem surgir ou sumir no meio de uma reação, o número de elétrons doados pela espécie que oxida deve ser exatamente igual ao número de elétrons recebido pela espécie que reduz.

Procedimento:

- a. Procurar todos os elementos que sofrem oxirredução e determinar seus NOX antes e depois da reação. No caso em questão são o Fe e o C.
- b. Escolher um lado da reação (preferencialmente o da água, quando houver) e calcular a variação total (Δ) do NOX do oxidante e do redutor, da seguinte maneira:

$$\Delta = \text{variação do NOX do elemento} \cdot \text{número de átomos}$$

No caso em questão:

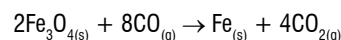
$$\Delta_{\text{Nox}_{\text{oxidação}}} = (\text{índice do ferro no reagente})$$

$$\cdot (\text{variação do Nox de cada ferro}) = 3 \cdot \left(\frac{8}{3}\right) = 8$$

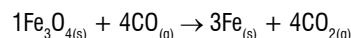
$$\Delta_{\text{Nox}_{\text{redução}}} = (\text{índice do carbono no reagente})$$

$$\cdot (\text{variação do Nox de cada carbono}) = 1 \cdot (4 - 2) = 2$$

- c. Tomar o Δ do oxidante como coeficiente do redutor e vice-versa.



- d. Prosseguir com o Método das Tentativas (menores valores inteiros). Nesse momento é interessante seguir a ordem de balanceamento MACHO (metais, depois ametais, depois carbono, depois hidrogênio e, por fim, oxigênio).

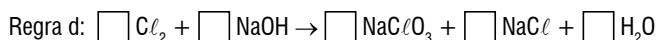
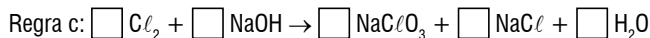
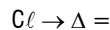
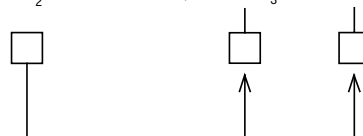
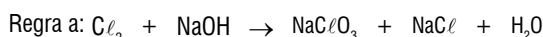
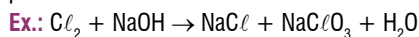


A equação está balanceada.

Existem alguns casos especiais de reações REDOX:

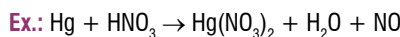
Autorredox

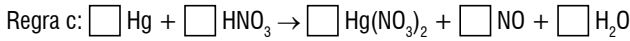
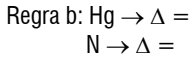
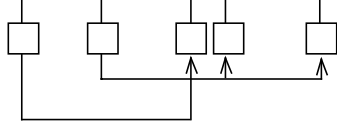
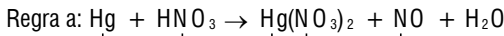
Neste caso, um mesmo elemento químico em parte se oxida e em parte se reduz.



Oxidação ou redução parcial

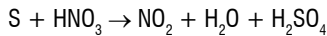
Quando parte dos átomos do elemento que reduz ou oxida não tem seu NOX alterado.





5. Método do íon-elétron

Considere a reação, não balanceada, a seguir:



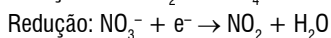
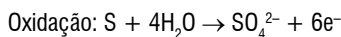
Como já vimos, essa é uma reação do tipo REDOX e portanto envolve troca de elétrons. O método íon-elétron utiliza as semirreações de oxidação e redução como ferramenta básica.

Procedimento:

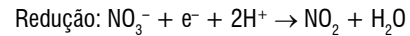
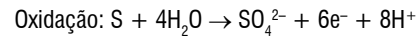
- Identifique as espécies que sofrem oxidação/redução calculando as variações dos Nox.
- Escreva as semirreações simplificadas não balanceadas (sem os íons expectadores).
- Balanceie todos os átomos, com exceção aos de oxigênio e de hidrogênio.
- Em meio ácido, a quantidade de O é ajustada com moléculas de H_2O , enquanto a quantidade de hidrogênios e a carga será balanceada com a adição de H^+ . Em meio básico, a quantidade de H é ajustada com H_2O , enquanto a carga e o oxigênio, com a adição de OH^- .
- Multiplique as semirreações por um número natural n de modo que ao somá-las o número de elétrons perdidos pela oxidação seja igual ao de recebidos pela redução;
- Por fim, some as reações e cancele as espécies que aparecem tanto no reagente como no produto.

Vejam os exemplos em questão como o método é feito:

- As espécies que sofrem oxidação e redução são, respectivamente: S, que varia seu Nox de 0 a +6 e N, que varia seu Nox de +5 a +4.
- $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 6\text{e}^-$ Semirreação de oxidação
 $\text{NO}_3^- + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2$ Semirreação de redução
- As quantidades de elementos já estão balanceadas, com exceção dos átomos de O e H.
- Como essa reação ocorre em presença de ácido nítrico e ácido sulfúrico, temos uma reação ocorrendo em meio ácido. Portanto, para balancearmos o oxigênio, temos que acrescentar H_2O :

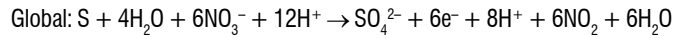


Agora vamos acrescentar H^+ para balancearmos as cargas e, por consequência, as quantidades de hidrogênio:

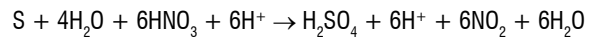


Para que, ao somarmos, a quantidade de elétrons se cancele, basta multiplicar a reação de redução por 6:

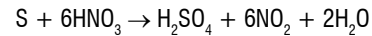
Somando as duas reações, estando a segunda multiplicada por 6:



Perceba que nessa reação todos os íons estão dissociados, mas na reação inicial isso não acontece. Sendo assim, deve-se unir os íons para formar os compostos que inicialmente existiam:



Cancelando as espécies comuns:



Note que nesse exemplo, mesmo que não soubéssemos que água era gerada, pelo próprio método de balanceamento descobriríamos isso. Sem dúvida, é o método mais completo de balanceamento para reações do tipo REDOX.

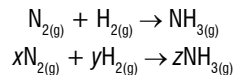
6. Método Algébrico

Esse método trata cada reação como se fosse uma equação puramente matemática.

Procedimento:

- Relacionar a cada coeficiente uma incógnita.
- Construir tantas equações quantos forem os elementos diferentes presentes.
- Resolver o sistema de equações (escolher uma das incógnitas para servir de base de cálculo).
- No caso de reações envolvendo espécies iônicas, o balanço de cargas é responsável por mais uma equação do sistema.

Vejam os exemplos a seguir:



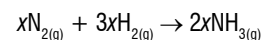
Como a quantidade de nitrogênio é igual em ambos os lados:

$$2x = z$$

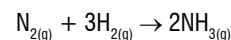
Igualando a quantidade de hidrogênio em ambos os lados:

$$2y = 3z \rightarrow y = \frac{3}{2}z = \frac{3}{2} \cdot 2x = 3x$$

Dessa forma, a reação fica:



Para qualquer inteiro x , então, temos:



EXERCÍCIOS NÍVEL 1

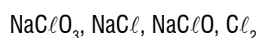
01 (UNIFOR) Dentre as transformações químicas abaixo, a única que pode ser considerada de oxirredução é a:

- (A) hidratação do CaCl_2 anidro.
 (B) desidratação do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
 (C) neutralização do HCl com NaOH .
 (D) decomposição do CaCO_3 em CaO e CO_2 .
 (E) formação de água a partir de H_2 e O_2 .

02 (UFMT) Os estados de oxidação dos átomos de platina, iodo, fósforo e carbono nas espécies químicas PtCl_6^{2-} , NaIO_4 , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ e grafite são, respectivamente:

- (A) -2 $+7$ -4 0 .
 (B) $+2$ $+6$ $+4$ 0 .
 (C) -2 $+7$ -4 $+4$.
 (D) $+4$ $+7$ $+5$ $+4$.
 (E) $+4$ $+7$ $+5$ 0 .

03 (MACKENZIE) O número de oxidação do cloro, nas substâncias formuladas abaixo é, respectivamente:

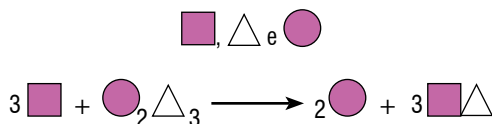


- (A) $+1$, $+7$, -1 e -1 .
 (B) $+5$, -1 , $+1$ e zero.
 (C) $+5$, $+7$, zero e -2 .
 (D) $+7$, $+1$, -1 e zero.
 (E) $+4$, -1 , zero e zero.

04 (UFPI) Assinale a equação química que **não** representa uma reação química de oxirredução.

- (A) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$.
 (B) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$.
 (C) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
 (D) $8\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{S} = \text{S}_8 + 16\text{HCl}$.
 (E) $\text{TiO}_2 + \text{C} + 2\text{Cl}_2 = \text{TiCl}_4 + \text{CO}_2$.

05 (UFRJ) O esquema a seguir representa uma reação química que envolve substâncias simples e compostos formados pelos elementos:



a. O elemento representado pelo símbolo é o principal componente do aço, é um metal de transição do 4º período da tabela periódica e pertence ao mesmo grupo do ósmio.

Identifique o elemento e determine o número de nêutrons do seu isótopo de massa atômica 56.

b. Considere que o elemento encontra-se na forma de um ânion divalente no reagente X_2X_3 . Escreva os números de oxidação do elemento no reagente e no produto da reação.

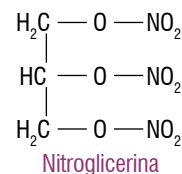
06 (UFES) Determine o número de oxidação dos elementos sublinhados nos íons e associe as colunas:

- | | |
|--|------------|
| () $\text{H}\underline{\text{C}}\text{O}_3^-$ | (1) $+5$ |
| () $\underline{\text{N}}\text{H}_4^+$ | (2) $+7$ |
| () $\underline{\text{P}}_2\text{O}_7^{4-}$ | (3) -3 |
| () $\underline{\text{C}}\text{O}_4^-$ | (4) $+6$ |
| () $\underline{\text{S}}_2\text{O}_7^{2-}$ | (5) $+4$ |

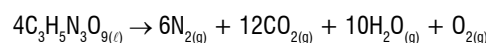
A coluna da esquerda, de cima para baixo, forma o numeral:

- (A) 41523. (D) 43152.
 (B) 53124. (E) 52341.
 (C) 35412.

07 (UNIFOR) Considere o composto denominado nitroglicerina, obtido misturando-se o 1,2,3-propanotriol $[\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})]$ com ácido nítrico $[\text{HNO}_3]$.



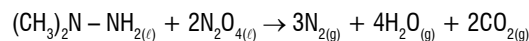
É um óleo levemente amarelado, altamente suscetível ao choque. Com agitação explode, liberando enorme quantidade de energia e enorme volume gasoso.



Na explosão da nitroglicerina ocorre uma reação de oxirredução. Há, respectivamente, oxidação e redução de:

- (A) nitrogênio e carbono. (D) oxigênio e carbono.
 (B) carbono e oxigênio. (E) oxigênio e nitrogênio.
 (C) nitrogênio e oxigênio.

08 (FUVEST) Dimetil-hidrazina e tetróxido de dinitrogênio foram usados nos foguetes do módulo que pousou na Lua nas missões Apollo. A reação, que ocorre pela simples mistura desses dois compostos, pode ser representada por:



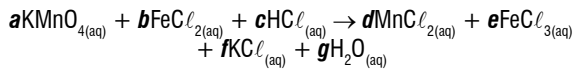
Entre os reagentes, identifique o oxidante e o redutor. Justifique sua resposta considerando os números de oxidação do carbono e do nitrogênio.

09 (FUR) O zarcão é empregado na proteção de superfícies de ferro e pode ser obtido pela adição do óxido misto de chumbo ($2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$) em óleo. Este óxido apresenta chumbo com número de oxidação respectivamente:

- (A) $+4$ e $+4$. (D) $+2$ e $+2$.
 (B) $+1$ e $+2$. (E) $+4$ e $+2$.
 (C) $+2$ e $+4$.

Calcule também o Nox médio do chumbo:

10 (PUC-RJ) Os coeficientes estequiométricos da reação química balanceada dada abaixo são:



- (A) $a = 1, b = 5, c = 8, d = 1, e = 5, f = 1, g = 4$.
 (B) $a = 5, b = 2, c = 3, d = 1, e = 2, f = 8, g = 10$.
 (C) $a = 3, b = 5, c = 3, d = 1, e = 3, f = 10, g = 8$.
 (D) $a = 2, b = 10, c = 3, d = 1, e = 2, f = 10, g = 8$.
 (E) Nenhuma das alternativas apresenta o conjunto correto de coeficientes estequiométricos.

11 (UFPR) Das equações abaixo, qual(is) está(ão) balanceada(s) corretamente?

- I. $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
 II. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCl} + \text{BaSO}_4$
 III. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 IV. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

- (A) Somente I. (D) Somente II e IV.
 (B) Somente II. (E) Somente III e IV.
 (C) Somente I e III.

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (UFF) Os tira-manchas vendidos nos mercados agem ou por fenômeno de solubilidade ou por reações químicas, em particular reações redox. As manchas de materiais gordurosos são, em geral, removidas por tetracloretileno. As de ferrugem envolvem reações do óxido de ferro (III) com o ácido ascórbico e as de sangue são removidas com soluções que contêm o hipoclorito de sódio. Com base no texto acima podemos afirmar que os fenômenos sofridos pelos constituintes das manchas em questão são, respectivamente:

- (A) saponificação, solubilização, oxidação.
 (B) precipitação, saponificação, oxidação.
 (C) oxidação, precipitação, solubilização.
 (D) solubilização, oxidação, redução.
 (E) solubilização, redução, oxidação.

02 (UNB) O cobre, devido à sua baixa tendência à oxidação, é empregado na fabricação de tubulações para água quente, de utensílios domésticos, de moedas e de inúmeras ligas metálicas, entre as quais destacam-se o latão (cobre e zinco) e o bronze (cobre e estanho). No entanto, não é utilizado em embalagens de alimentos, pois, quando exposto ao ar úmido contendo gás carbônico, o cobre lentamente se oxida, ficando coberto por uma camada esverdeada, o azinhavre, cuja composição é uma mistura de CuCO_3 e $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Considerando essas informações, julgue como certo (C) ou errado (E) cada item abaixo.

- () O cobre, a que se refere o texto, é uma substância simples.
 () No latão e no bronze, as ligações entre os átomos são covalentes, o que explica suas baixas tendências à oxidação.
 () O azinhavre contém as substâncias cobre (metal), água (umidade) e gás carbônico.
 () No carbonato de cobre e no hidróxido de cobre, o estado de oxidação do cobre é o mesmo.
 () A água presente no ar é um catalisador para a reação de oxidação do cobre.

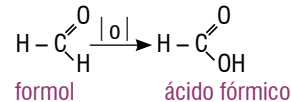
03 (UFLA) Para as substâncias KCl e LiClO_2 , assinale a alternativa que apresenta o somatório dos números de oxidação dos elementos com carga positiva (formal ou não).

- (A) -1. (D) 1.
 (B) 5. (E) -2.
 (C) 3.

04 (UFAC) No composto fluoreto de oxigênio (OF_2), o flúor é mais eletronegativo. Então o número de oxidação do oxigênio é:

- (A) -2. (D) +1.
 (B) -1. (E) +2.
 (C) 0.

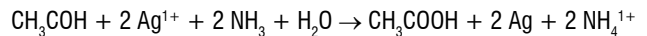
05 (UERJ) O formol ou formalina é uma solução aquosa de metanal, utilizada na conservação dos tecidos de animais e cadáveres humanos para estudos em Biologia e Medicina. Ele é oxidado a ácido fórmico, segundo a equação abaixo, para evitar que os tecidos animais sofram deterioração ou oxidação.



Nessa transformação, o número de oxidação do carbono sofre uma variação de:

- (A) -4 para +4. (C) -2 para -1.
 (B) -3 para -2. (D) 0 para +2.

06 (PUC-RS) Um dos testes de identificação de aldeídos na Química Orgânica é realizado utilizando-se o reativo de Tollens. A reação para o etanal pode ser expressa pela equação



Pela análise da equação, pode-se afirmar que **não** está correta a afirmativa:

- (A) Ocorre uma diminuição no Nox do carbono.
 (B) Ocorre a oxidação do aldeído a ácido carboxílico.
 (C) O aldeído é o agente redutor.
 (D) O íon Ag^{1+} é o agente oxidante.
 (E) Ocorre o depósito de prata metálica.

07 (UFRJ) O número de oxidação do carbono nos compostos CH_3Cl , CO_2 , C_6H_6 , CO , CH_4 , CH_2O é, respectivamente:

- (A) -2 +4 -1 +2 -4 0
 (B) +2 -4 -1 -2 +4 -2
 (C) +1 +4 +1 +2 +4 +2
 (D) -1 -4 +1 -2 -4 0
 (E) -2 +4 +1 +2 -4 0

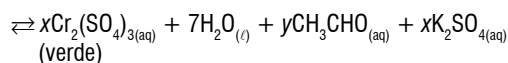
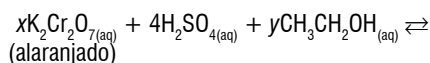
08 (FUVEST) O cerâmico $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$, supercondutores a baixas temperaturas, é preparado por tratamento adequado da mistura Y_2O_3 , BaCO_3 e CuO . Nesse supercondutor, parte dos átomos de cobre tem número de oxidação igual ao do cobre no CuO ; a outra parte tem número de oxidação incomum.

- a. Dê o número de oxidação do ítrio, do bário e do cobre nos compostos usados na preparação do material cerâmico.
 b. Calcule o número de oxidação do cobre no composto $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$.

09 (ITA) Nas opções seguintes estão representadas equações químicas de reações que podem ocorrer, em soluções aquosas, com os diversos óxidos de cromo. Qual dessas contém a equação que representa uma reação de oxidorredução?

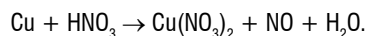
- (A) $2\text{CrO}_4^{--} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{--} + \text{H}_2\text{O}$.
 (B) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{+++} + 3\text{H}_2\text{O}$.
 (C) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_4^{--} + \text{H}_2\text{O}$.
 (D) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--} + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
 (E) $2\text{Cr}_2\text{O}_7^{--} + 16\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Cr}^{+++} + 3\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$.

10 (UNESP) Uma das maneiras de verificar se um motorista está ou não embriagado é utilizar os chamados bafômetros portáteis. A equação envolvida na determinação de etanol no hálito do motorista está representada a seguir.



- a. Considerando os reagentes, escreva a fórmula química e o nome do agente redutor.
 b. Calcule a variação do número de oxidação do cromo e forneça os valores para os coeficientes x e y na equação apresentada.

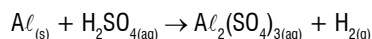
11 (MACKENZIE) Considere a equação:



Após o balanceamento, os menores coeficientes inteiros do agente oxidante e do agente redutor são, respectivamente:

- (A) 8 e 3.
 (B) 2 e 3.
 (C) 3 e 2.
 (D) 3 e 8.
 (E) 8 e 1.

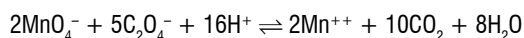
12 (PUC-MG) Alumínio metálico reage com ácido sulfúrico produzindo sulfato de alumínio e gás hidrogênio, conforme a seguinte equação não balanceada:



Com relação ao processo e com base em seus conhecimentos, assinale a afirmativa **incorreta**.

- (A) O alumínio sofre uma oxidação.
 (B) O hidrogênio sofre uma redução.
 (C) O estado de oxidação do enxofre no H_2SO_4 é +6.
 (D) Após o balanceamento da equação, a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas é igual a 8.

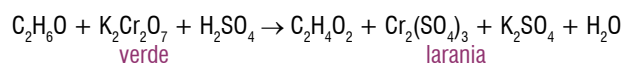
13 (UFRRJ) O permanganato de potássio (KMnO_4) é um poderoso agente oxidante, que, em titulações redox, pode ser utilizado na determinação da concentração de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em água oxigenada comercial. Para tal, o KMnO_4 deve ser padronizado com oxalato de sódio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) através da reação abaixo:



Não está correto afirmar que:

- (A) o MnO_4^- está sofrendo oxidação.
 (B) a equação está balanceada corretamente.
 (C) a reação se dá em meio ácido.
 (D) o número de oxidação do Mn no MnO_4^- é +7.
 (E) o $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ é o agente redutor.

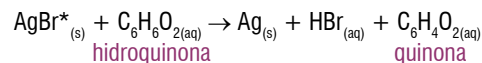
14 (UFRRJ) No teste do bafômetro, a amostra introduzida através do sopro reage com uma solução de dicromato de potássio, em meio ácido, segundo a reação abaixo:



A mudança de cor da solução (laranja para verde) indica facilmente o nível de álcool no sangue. Esta reação, após ser balanceada, terá os coeficientes:

- (A) 2, 2, 7, 2, 3, 2, 10.
 (B) 1, 2, 4, 1, 2, 3, 9.
 (C) 2, 1, 4, 2, 2, 1, 10.
 (D) 3, 2, 8, 3, 2, 2, 11.
 (E) 1, 1, 4, 1, 1, 1, 5.

15 (UNIP) O filme fotográfico branco e preto é uma fita de celulose contendo minúsculos grãos de brometo de prata (AgBr). A exposição do filme à luz ativa o brometo de prata: $\text{AgBr} \xrightarrow{\text{Luz}} \text{AgBr}^*$. O filme exposto é tratado com um agente redutor brando como a hidroquinona, ocorrendo a reação não balanceada:

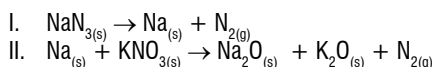


Com relação a esta última reação assinale a proposição **falsa**:

- (A) O $\text{AgBr}_{(\text{s})}^*$ é agente oxidante.
 (B) O número de oxidação médio do carbono na hidroquinona é $-1/3$.
 (C) O número de oxidação médio do carbono na quinona é zero.
 (D) Cada íon Ag^+ recebe um elétron.
 (E) A soma dos coeficientes (menores números inteiros possíveis) na equação balanceada é igual a sete (7).

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (ACAFE) Em caso de acidente, o sistema de segurança *airbag*, usado em automóveis, é acionado por um microcomputador. Ocorre desencadeamento de reações, liberando nitrogênio, que infla prontamente o saco plástico – *airbag*. Considere as reações:



O nitrogênio apresenta, na sequência das reações I e II, os números de oxidação que estão na alternativa:

- (A) 1, 0, +4, 0. (C) $1/3$, 1, +4, 1.
 (B) 1, 0, +5, 0. (D) $-1/3$, 0, +5, 0.

Explique a importância de cada uma das reações para o funcionamento dos *airbags*:

02 (ITA) Utilizando uma placa polida de cobre puro, são realizados os seguintes experimentos:

- I. A placa é colocada diretamente na chama do bico de Bunsen. Após certo período, observa-se o escurecimento da superfície dessa placa.
- II. Em seguida, submete-se a placa ainda quente a um fluxo de hidrogênio puro, verificando-se que a placa volta a apresentar a aparência original.
- III. A seguir, submete-se a placa a um fluxo de sulfeto de hidrogênio puro, observando-se novamente o escurecimento da placa, devido à formação de Cu_2S .
- IV. Finalmente, a placa é colocada novamente na chama do bico de Bunsen, readquirindo a sua aparência original.

Por meio das equações químicas balanceadas, explique os fenômenos observados nos quatro experimentos descritos.

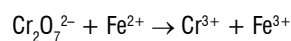
03 (ITA) Uma camada escura é formada sobre objetos de prata expostos a uma atmosfera poluída contendo compostos de enxofre. Esta camada pode ser removida quimicamente envolvendo os objetos em questão com uma folha de alumínio.

A equação química que melhor representa a reação que ocorre neste caso é:

- (A) $3\text{Ag}_2\text{S}_{(s)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow 6\text{Ag}_{(s)} + \text{Al}_2\text{S}_{3(s)}$.
- (B) $3\text{Ag}_2\text{O}_{(s)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow 6\text{Ag}_{(s)} + \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$.
- (C) $3\text{AgH}_{(s)} + \text{Al}_{(s)} \rightarrow 3\text{Ag}_{(s)} + \text{AlH}_{3(s)}$.
- (D) $3\text{Ag}_2\text{SO}_{4(s)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow 6\text{Ag}_{(s)} + \text{Al}_2\text{S}_{3(s)} + 6\text{O}_{2(g)}$.
- (E) $3\text{Ag}_2\text{SO}_{3(s)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow 6\text{Ag}_{(s)} + \text{Al}_2\text{S}_{3(s)} + 9/2\text{O}_{2(g)}$.

04 (ITA) Borbulhando dióxido de enxofre (SO_2) através de uma solução de bicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) acidulada com ácido sulfúrico, a solução adquire uma cor violácea devido à formação de sulfato de cromo (III) ($\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$). Escreva a equação química balanceada para a reação de oxidorredução envolvida, deixando claro o método e/ou princípios utilizados para fazer o balanceamento da equação química.

05 (IME) Faça o balanceamento da seguinte equação, cuja reação química ocorre em meio ácido:



RASCUNHO

1. Óxidos

1.1 Definição

São compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Ex.: H_2O , CaO , CO_2 , Cl_2O_7

Obs.: OF_2 não é óxido, pois o F é mais eletronegativo.

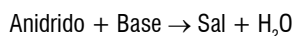
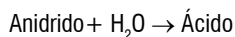
1.2 Classificação

1.2.1 Óxidos ácidos ou anidridos

São os óxidos formados por ametais e metais de Nox +6 / +7 (Mn, Cr).

Ex.: SO_3 , CO_2 , Mn_2O_7 , CrO_3 , N_2O_5

Os anidridos reagem com água para formar ácido e com base para formar sal e água:

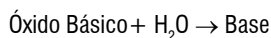


1.2.2 Óxidos básicos

São formados por metais de Nox +1 / +2 / +3.

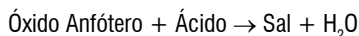
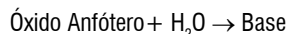
Ex.: SO_3 , CO_2 , Mn_2O_7 , CrO_3 , N_2O_5

Os óxidos básicos reagem com água para formar base e com ácido para formar sal e água:



1.2.3 Óxidos anfóteros

São óxidos que podem se comportar como óxidos ácidos ou óxidos básicos. São formados por metais de Nox +4 / +5 e semimetais (As, Sb). Exceções: ZnO , Al_2O_3 , SnO e PbO também são anfóteros. Os óxidos anfóteros reagem com ácido ou base para formarem sal e água:



1.2.4 Óxidos neutros

Não reagem com água, ácidos ou bases. São eles:

$H_2O \rightarrow$ água

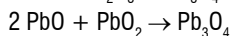
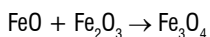
$CO \rightarrow$ monóxido de carbono

$NO \rightarrow$ óxido nítrico

$N_2O \rightarrow$ óxido nitroso

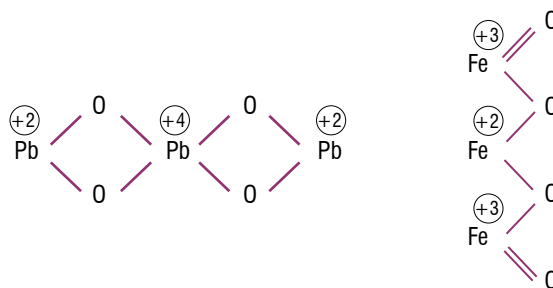
1.2.5 Óxidos duplos, mistos ou salinos

São óxidos formados por dois outros óxidos do mesmo elemento.



Esses óxidos apresentam fórmula geral E_3O_4 .

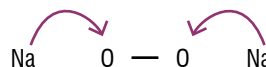
Seguem as fórmulas estruturais de dois importantes exemplos:



1.2.6 Peróxidos

São óxidos nos quais o oxigênio apresenta NOx -1.

Ex.: Na_2O_2



1.2.7 Superóxidos

São óxidos nos quais o oxigênio apresenta NOx -1/2.

Ex.: K_2O_4

1.3 Nomenclatura

1.3.1 Óxidos ácidos ou anidridos

NOx	Nome
+1, +2	hipo.....oso
+3, +4oso
+5, +6ico
+7	per.....ico

Exceção: B^{+3} , C^{+4} , $Si^{+4} \rightarrow$ ico

Ex. 1: $Cl_2O_5 \rightarrow$ anidrido **clórico**

Ex. 2: $I_2O_7 \rightarrow$ anidrido **periodico**

Ex. 3: $Br_2O \rightarrow$ anidrido **hipobromoso**

Ex. 4: $CrO_3 \rightarrow$ anidrido **crômico**

Ex. 5: $N_2O_5 \rightarrow$ anidrido **nítrico**

Ex. 6: $SO_2 \rightarrow$ anidrido **sulfuroso**

1.3.2 Óxidos básicos

• Se o metal tiver apenas 1 Nox possível: **óxido de nome do elemento**.

Ex. 1: $Na_2O \rightarrow$ óxido de sódio

Ex. 2: $CaO \rightarrow$ óxido de cálcio

• Se o metal tiver apenas 2 Nox possíveis: **óxido de nome do elemento. Nox em algarismo romano**

Ex. 1: $FeO \rightarrow$ óxido de ferro II

Ex. 2: $Fe_2O_3 \rightarrow$ óxido de ferro III

Ou ainda pode-se utilizar as terminações: oso (<Nox) e ico (>Nox).

- Ex. 1: FeO → óxido ferroso
 Ex. 2: Fe₂O₃ → óxido férrico

Obs.: Principais metais com 2 Nox:

Metal	Nox
Cu, Hg	+1, +2
Au	+1, +3
Fe, Co, Ni	+2, +3
Pt, Pb, Sn	+2, +4

1.3.3 Óxidos anfóteros

Segue a linha de raciocínio dos óxidos básicos.

- Ex. 1: As₂O₃ → óxido de arsênio III ou óxido arsenioso
 Ex. 2: As₂O₅ → óxido de arsênio V ou óxido arsênico
 Ex. 3: PbO → óxido de chumbo II ou óxido plumboso
 Ex. 4: PbO₂ → óxido de chumbo IV ou óxido plúmbico

1.3.4 Óxidos duplos, mistos ou salinos

Óxido (duplo, ou misto, ou salino) de nome do elemento.

1.3.5 Peróxidos

Peróxido de nome do elemento.

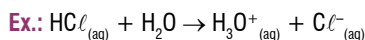
1.3.6 Superóxidos

Superóxido de nome do elemento.

2. Ácidos

2.1 Definição clássica

Segundo Arrhenius, ácidos são compostos covalentes que em solução aquosa se ionizam produzindo, como íon positivo apenas o cátion hidrogênio (H₃O⁺).



2.2 Classificação

2.2.1 Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

Hidrogênio ionizável é aquele que está ligado a um átomo com eletronegatividade significativamente maior que a sua, formando, assim, uma ligação muito polar. Quando as moléculas forem adicionadas em água, sofrerão força eletrostática pelos respectivos polos negativos e positivos da água e ocorrerá uma heterólise da ligação covalente polar.

I. **Monoácido:** ácidos cujas moléculas têm apenas 1 hidrogênio ionizável.

Ex.: HCl, HNO₃, H₃PO₂ (experimentalmente percebeu-se que dois dos hidrogênios estão ligados diretamente ao fósforo e por isso não são ionizáveis).

II. **Diácido:** ácidos cujas moléculas têm 2 hidrogênios ionizáveis.

Ex.: H₂SO₄, H₂CO₃, H₃PO₃ (experimentalmente percebeu-se que um dos hidrogênios está ligado diretamente ao fósforo, e por isso não é ionizável).

III. **Triácido:** ácidos cujas moléculas têm 3 hidrogênios ionizáveis.

Ex.: H₃PO₄, H₃BO₃.

IV. **Tetrácido:** ácidos cujas moléculas têm 4 hidrogênios ionizáveis.

Ex.: H₄P₂O₇.

2.2.2 Quanto à presença de oxigênio

I. **Oxiácido:** ácidos cujas moléculas apresentam oxigênio.

Ex.: H₂SO₄.

II. **Hidrácidos:** ácidos cujas moléculas não apresentam oxigênio.

Ex.: HCl.

2.2.3 Quanto ao grau de ionização(α)

A força de um ácido é determinada experimentalmente pelo seu grau de ionização:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

- I. Forte: α > 50%
 II. Moderado: 5 < α < 50%
 III. Fraco: α < 5%

É possível prever a força de ácidos de acordo com as seguintes regras:

Força	Hidrácido	Oxiácido
Forte	HCl, HBr, HI	≥ 2 (*)
Moderado	HF	= 1 (*)
Fraco	Os outros	= 0 (*)

(*) número de oxigênios – número de hidrogênios

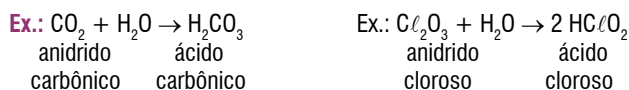
Na análise da força de um ácido, dois critérios devem ser considerados: a polaridade da ligação covalente que liga o hidrogênio à molécula e a estabilidade do ânion (base conjugada) formado depois da saída do H⁺. No caso dos hidrácidos, aqueles de elementos alcalinos (maior eletronegatividade) são os mais fortes, e o HF é o único moderado, pois o ânion F⁻ é muito instável devido ao pequeno tamanho do flúor. No caso dos oxiácidos, todos os hidrogênios estão ligados aos oxigênios, e a presença de mais oxigênios permite uma maior estabilização por ressonância dos ânions formados.

2.3 Nomenclatura

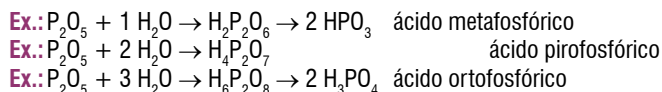
I. **Hidrácidos:** terminação “ídrico”

Ex.: HBr → ácido bromídrico

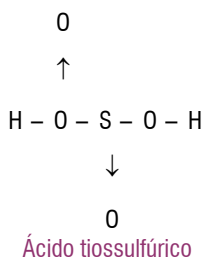
II. **Oxiácidos:** todo oxiácido é originado a partir de um anidrido, logo, o ácido terá o mesmo nome do anidrido que o originou.



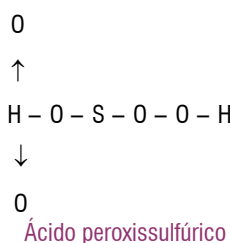
Obs. 1: Existem anidridos que podem reagir com diferentes quantidades de água, resultando diferentes oxiácidos. São eles: P, As e Sb (Nox + 3 e + 5).



Obs. 2: Tioácidos



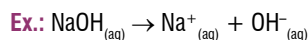
Obs. 3: Peroxiácidos (a ligação O–O caracteriza o termo perox)



3. Bases ou hidróxidos

3.1 Definição clássica

Segundo Arrhenius, bases são compostos iônicos que em solução aquosa se dissociam, produzindo como íon negativo apenas o ânion hidroxila (OH⁻).



3.2 Classificação

3.2.1 Quanto ao número de hidroxilas

I. **Monobase:** bases com apenas 1 hidroxila.

Ex.: NaOH, AuOH

II. **Dibase:** bases com 2 hidroxilas.

Ex.: Ca(OH)₂, Fe(OH)₂

III. **Tribase:** bases com 3 hidroxilas.

Ex.: Al(OH)₃, Fe(OH)₃

IV. **Tetrabase:** bases com 4 hidroxilas.

Ex.: Pt(OH)₄, Pb(OH)₄

3.2.2 Quanto ao grau de ionização(α):

A força de uma base é determinada experimentalmente pelo grau de dissociação da mesma:

$$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas dissociadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}}$$

- Forte: $\alpha \geq 50\%$
- Fraco: $\alpha < 50\%$

De maneira prática, são fortes as bases de elementos das famílias 1A e 2A, pois os íons desses metais são mais bem solvatados pela água (estabilidade dos cátions – ácido conjugado). As outras bases são fracas.

3.2.3 Quanto à solubilidade em água:

- Solúveis:** bases de metais do grupo 1A e NH₄OH;
- Pouco solúveis:** bases de metais do grupo 2A;
- Insolúveis:** bases de outros metais.

3.3 Nomenclatura

A nomenclatura das bases é idêntica à dos óxidos básicos, sendo que a palavra hidróxido deve iniciar a nomenclatura.

Ex. 1: NaOH → Hidróxido de sódio

Ex. 2: Fe(OH)₂ → Hidróxido ferroso

Ex. 3: NH₄OH → Hidróxido de amônio

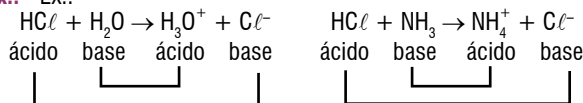
4. Conceitos modernos de ácidos e bases

4.1 Conceito de Bronsted-Lowry

Ácido: toda espécie capaz de ceder H⁺.

Base: toda espécie capaz de receber H⁺.

Ex.: Ex:



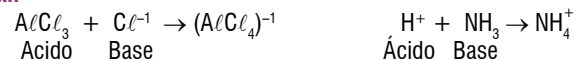
Obs.: Quanto mais forte o ácido, menor a força da base conjugada, e vice-versa.

4.2 Conceito de Lewis

I. **Ácido:** toda espécie capaz de receber um par de elétrons.

II. **Base:** toda espécie capaz de ceder um par de elétrons.

Ex.:



5. Sais

5.1 Definição

Segundo Arrhenius, sais são compostos iônicos que em solução aquosa se dissociam produzindo pelo menos um cátion diferente do hidrogênio (H⁺) e um ânion diferente da hidroxila (OH⁻).

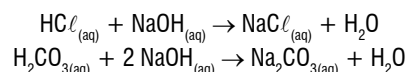
Ex. 1: NaCl_(aq) → Na⁺_(aq) + Cl⁻_(aq)

Ex. 2: Ca(OH)Cl_(aq) → Ca²⁺_(aq) + OH⁻_(aq) + Cl⁻_(aq)

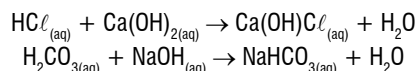
Ex. 3: NaHCO_{3(aq)} → Na⁺_(aq) + H⁺_(aq) + CO₃⁻²_(aq)

5.2 Reações de neutralização

I. **Neutralização total:** Todos os hidrogênios ionizáveis do ácido são neutralizados pelas hidroxilas da base.



II. **Neutralização parcial:** Nem todos os hidrogênios do ácido são neutralizados ou nem todas as hidroxilas da base são neutralizadas.



5.3 Classificação

5.3.1 Quanto à presença de oxigênio:

- I. **Oxissais:** sais que apresentam oxigênio. Ex.: Na_2SO_4
 II. **Haloides:** sais que não apresentam oxigênio. Ex.: NaCl

5.3.2 Quanto à neutralidade:

- I. **Ácido ou hidrogenossais:** NaHSO_4 , KHCO_3 , NaHS
 II. **Neutro:** NaCl , Na_2SO_4
 III. **Básico ou hidroxissais:** Ca(OH)Cl , $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$

5.4 Nomenclatura

A nomenclatura do sal deriva da nomenclatura do ácido e da base que lhe dão origem; apenas a terminação do nome do ácido sofre alteração, de acordo com as seguintes terminações:

Ácido	Ânion
ico	ato
ídrico	eto
oso	ito

Esquemáticamente o nome de um sal normal é:

Nome do ânion de origem de Nome do cátion de origem

- Ex. 1: NaBr → brometo de sódio
 Ex. 2: CaSO_4 → sulfato de cálcio
 Ex. 3: $\text{Al(NO}_3)_3$ → nitrato de alumínio

Obs.: a nomenclatura dos sais ácidos e dos básicos segue os seguintes critérios:

- I. Sal ácido:
- ou indicamos o número de cátions pelos prefixos mono, di, tri;
 - ou indicamos o número de H^+ pelas expressões monoácido, diácido, triácido;
 - ou indicamos o número de H^+ pelas expressões hidrogeno, dihidrogeno, etc.

Ex. 1: NaHSO_4 → hidrogeno sulfato de sódio (nome comum: bissulfato de sódio)

Ex. 2: NaH_2PO_4 → di-hidrogeno fosfato de sódio

- I. Sal básico:
- ou indicamos o número de OH^- pelas expressões monobásico, dibásico, tribásico;
 - ou indicamos o número de OH^- pelas expressões hidroxí, di-hidroxí, etc;

Ex. 1: Ca(OH)NO_2 → hidroxí nitrito de cálcio

Ex. 2: $\text{Fe(OH)}_2\text{Br}$ → di-hidroxí brometo de ferro III

Obs.: Seguem algumas tabelas com importantes informações sobre as funções inorgânicas:

Tabela de Cátions

• Número de Oxidação Fixo

NOx^{1+}				NOx^{2+}				NOx^{3+}	
Lítio	Li^{1+}	Frâncio	Fr^{1+}	Berílio	Be^{2+}	Rádio	Ra^{2+}	Alumínio	Al^{2+}
Sódio	Na^{1+}	Prata	Ag^{1+}	Magnésio	Mg^{2+}	Zinco	Zn^{2+}		
Potássio	K^{1+}	Amônio	NH_4^{1+}	Cálcio	Ca^{2+}	Cádmio	Cd^{2+}		
Rubídio	Rb^{1+}	Hidrogênio	H^{1+}	Estrôncio	Sr^{2+}	Escândio	Sc^{2+}		
Césio	Cs^{1+}			Bário	Ba^{2+}				

• Número de Oxidação Variável

NOx^{1+}		NOx^{2+}					
Auroso	Au^{1+}	Cobaltoso	Co^{2+}	Ferroso	Fe^{2+}	Platinoso	Pt^{2+}
Cuproso	Cu^{1+}	Cromoso	Cr^{2+}	Manganoso	Mn^{2+}	Plumboso	Pb^{2+}
Mercurioso	$(\text{Hg})_2^{1+}$	Cúprico	Cu^{2+}	Mercúrico	Hg^{2+}	Titanoso	Ti^{2+}
		Estanhoso	Sn^{2+}	Niqueloso	Ni^{2+}		

NOx^{3+}		NOx^{4+}		NOx^{5+}			
Antimonioso	Sb^{3+}	Crômico	Cr^{3+}	Estânico	Sn^{4+}	Antimônico	Sb^{5+}
Arsenioso	As^{3+}	Férrico	Fe^{3+}	Platínico	Pt^{4+}	Arsênico	As^{5+}
Áurico	Au^{3+}	Manganês III	Mn^{3+}	Mangânico	Mn^{4+}	Bismuto V	Bi^{5+}
Bismuto III	Bi^{3+}	Niquélico	Ni^{3+}	Plúmbico	Pb^{4+}		
Cobáltico	Co^{3+}			Titânico	Ti^{4+}		

• Tabela de Ânions

Alumínio	Aluminato – AlO_2^{1-}	Tetrahidroxialuminato – $[Al(OH)_4]^{1-}$			
Antimônio	Metantimonito – SbO_2^{1-}	Antimonito – SbO_3^{3-}	Piroantimonato – $Sb_2O_7^{4-}$	Antimonato – SbO_4^{3-}	
Arsênio	Metarsenito – AsO_2^{1-}	Arsenito – AsO_3^{3-}	Piroarsenato – $As_2O_4^{4-}$	Arsenato – AsO_4^{3-}	
Berílio	Berilato – BeO_2^{2-}				
Bismuto	Bismutato – BiO_3^{1-}				
Boro	Borato – BO_3^{3-}	Tetraborato – $B_4O_7^{2-}$	Metaborato – BO_2^{1-}	Flúorborato – BF_4^{1-}	
Bromo	Brometo – Br^{1-}	Hipobromito – BrO^{1-}	Bromito – BrO_2^{1-}	Perbromato – BrO_4^{1-}	Bromato – BrO_3^{1-}
Carbono	Metaneto – C^{4-}	Acetileto – C_2^{1-}	Cianeto – CN^{1-}	Isocianeto – NC^{1-}	Acetato – CH_3COO^{1-}
	Carbonato – CO_3^{2-}	Tartarato – $[C_4H_4O_6]^{2-}$	Citrato – $[C_6H_5O_7]^{3-}$	Salicilato – $C_6H_4(OH)COO^{1-}$	
	Benzoato – $C_6H_5COO^{1-}$	Succinato – $[C_4H_4O_4]^{2-}$	Oxalato – $C_2O_4^{2-}$		
Chumbo	Plumbito – PbO_2^{2-}	Plumbato – PbO_3^{2-}			
Cloro	Cloreto – Cl^{1-}	Hipoclorito – ClO^{1-}	Clorito – ClO_2^{1-}	Clorato – ClO_3^{1-}	Perclorato – ClO_4^{1-}
Cromo	Cromato – CrO_4^{2-}	Dicromato – $Cr_2O_7^{2-}$			
Enxofre	Sulfeto – S^{2-}	Tiosulfato – $S_2O_3^{2-}$	Persulfato – $S_2O_8^{2-}$	Tetrationato – $S_4O_6^{2-}$	Hipossulfato – $S_2O_6^{2-}$
	Sulfato – SO_4^{2-}	Sulfito – SO_3^{2-}	Hipossulfito – $S_2O_4^{2-}$	Pirossulfato – $S_2O_7^{2-}$	Pirossulfito – $S_2O_5^{2-}$
	Pentationato – $S_5O_6^{2-}$	Hexationato – $S_6O_5^{2-}$	Tritonato – $S_3O_6^{2-}$	Tiocianato – SCN^{1-}	
	Monopersulfato – SO_5^{2-}				
Estanho	Estanito – SnO_2^{2-}	Estanato – SnO_3^{2-}			
Ferro	Ferricianeto – $Fe(CN)_6^{3-}$	Ferrocianeto – $Fe(CN)_6^{4-}$	Ferrato – FeO_4^{2-}	Ferrito – FeO_2^{1-}	
Flúor	Fluoreto – F^{1-}	Fluorato – FO_3^{1-}			
Fósforo	Fosfeto – P^{3-}	Metafosfato – PO_3^{1-}	Fosfato – PO_4^{3-}	Hipofosfato – $P_2O_6^{4-}$	Pirofosfato – $P_2O_7^{4-}$
	Peroxidifosfato – $P_2O_8^{4-}$	Peroximono fosfato – PO_5^{3-}			
Germânio	Germanato – GeO_4^{2-}				
Hidrogênio	Monohidrogenofosfato – HPO_4^{2-}	Dihidrogenofosfato – $H_2PO_4^{1-}$	Hipofosfito – $H_2PO_2^{1-}$	Fosfito – HPO_3^{2-}	
	Bissulfeto – HS^{1-}	Bissulfito – HSO_3^{1-}	Bissulfato – HSO_4^{2-}		
	Hidreto – H^{1-}	Formiato – HCO_2^{1-}	Bicarbonato – HCO_3^{1-}		
Iodo	Iodeto – I^{1-}	Hipiodito – IO^{1-}	Iodito – IO_2^{1-}	Iodato – IO_3^{1-}	Periodato – IO_4^{1-}
Manganês	Manganito – MnO_3^{2-}	Manganato – MnO_4^{2-}	Permanganato – MnO_4^{1-}		
Molibdênio	Molibdato – MoO_4^{2-}	Molibdito – MoO_2^{1-}			
Nitrogênio	Nitroto – N^{3-}	Azoteto – N_3^{1-}	Amideto – NH_2^{1-}	Isocianeto – NC^{1-}	Isocianato – NCO^{1-}
	Nitrito – NO_2^{1-}	Nitrato – NO_3^{1-}	Hiponitrito – $N_2O_2^{2-}$	Peroximono nitrato – NO_4^{1-}	
Ouro	Cloroaurato – $AuCl_4^{1-}$				
Oxigênio	Óxido – O^{2-}	Hidróxido – OH^{1-}	Peróxido – $O_2^{2-} / [O-O]^{2-}$	Superóxido – $O_4^{2-} / [O-O-O-O]^{2-}$	
	Cianato – OCN^{1-}	Fulminato – ONC^{1-}			
Platina	Hexacloroplatinato – $PtCl_6^{2-}$				
Rutênio	Rutenito – RuO^{1-}				
Selênio	Seleneto – Se^{2-}	Selenito – SeO_3^{2-}	Selenato – SeO_4^{2-}		
Silício	Metassilicato – SiO_3^{2-}	Ortossilicato – SiO_4^{4-}	Fluossilicato – SiF_6^{2-}		
Telúrio	Telureto – Te^{2-}	Telurito – TeO_3^{2-}	Telurato – TeO_4^{2-}		
Tungstênio	Tungstato – WO_4^{2-}				
Urânio	Uronato – UO_4^{2-}				
Zinco	Zincato – ZnO_2^{2-}	Tetrahidroxizincato – $[Zn(OH)_4]^{2-}$			

• Solubilidade em água

ânion \ cátion	NO ₃ ⁻¹	NO ₂ ⁻¹	CH ₃ COO ⁻¹	F ⁻¹	Cl ⁻¹	Br ⁻¹	I ⁻¹	SO ₄ ⁻²	S ⁻²	CO ₃ ⁻²	PO ₄ ⁻³	Outros
NH ₄ ⁺¹	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Li ⁺¹	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Na ⁺¹	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
K ⁺¹	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Rb ⁺¹	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Cs ⁺¹	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Mg ⁺²	S	S	S	S	S	S	S	S	S	PI	PI	PI
Ca ⁺²	S	S	S	S	S	S	S	PI	S	PI	PI	PI
Sr ⁺²	S	S	S	S	S	S	S	PI	S	PI	PI	PI
Ba ⁺²	S	S	S	S	S	S	S	PI	S	PI	PI	PI
Ra ⁺²	S	S	S	S	S	S	S	PI	S	PI	PI	PI
Ag ⁺¹	S	S	PI	PI	PI	PI	PI	S	PI	PI	PI	PI
Cu ⁺¹	S	S	S	PI	PI	PI	PI	S	PI	PI	PI	PI
Hg ₂ ⁺²	S	S	PI	PI	PI	PI	PI	S	PI	PI	PI	PI
Pb ⁺²	S	S	S	PI	PI	PI	PI	PI	PI	PI	PI	PI
Outros	S	S	S	S	S	S	S	S	PI	PI	PI	PI

S = Solúvel

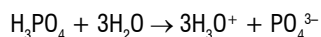
PI = Praticamente insolúvel

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UNIFAP) Mesmo em locais não poluídos, a chuva contém ácido carbônico. Em locais poluídos, passam a estar presentes ácido nítrico e ácido sulfúrico, que dão origem ao fenômeno conhecido como chuva ácida. Considerando-se os ácidos citados no texto, podemos afirmar que suas fórmulas moleculares são, respectivamente:

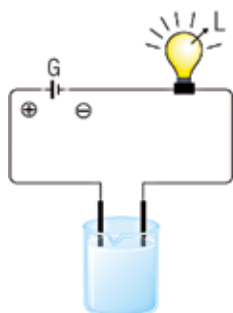
- (A) H₂CO₃, HClO₂ e H₂SO₄.
- (B) H₂CO₃, HNO₂ e H₃PO₄.
- (C) H₂CO₃, HNO₃ e H₂SO₄.
- (D) HClO₄, H₃PO₄ e HNO₂.
- (E) H₂CO₃, HNO₂ e H₂SO₃.

02 (MACKENZIE) A equação abaixo representa uma reação:



- (A) de dissociação iônica.
- (B) que tem um diácido como reagente.
- (C) de ionização total, formando o cátion hidroxônio.
- (D) de ionização, produzindo o ânion fosfato.
- (E) que, na ionização total, produz um ânion monovalente.

03 (UEPB) Observe o esquema abaixo:



Disponível em: <vestibulandoweb.com.br>.

A força de um ácido é medida pelo seu grau de ionização (α), ou seja, pela relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas. Em qual das soluções – de mesma concentração e na mesma temperatura – a lâmpada (L) do esquema apresenta maior brilho?

- (A) HF.
- (B) HNO₃.
- (C) H₃PO₄.
- (D) H₂S.
- (E) H₄SiO₄.

04 (UFAC) Segundo Nicolas Lémery (alquimista, 1645-1715), um ácido “contém partículas pontiagudas, como testemunha o picar sobre a língua e as formas que tomam os sais ácidos cristalizados. A força de um ácido depende da espessura das pontas de suas partículas, isto é, da sua capacidade de penetrar nos corpos que atacam. E se o calcário entra em efervescência quando é posto em contato com um ácido, é porque é composto de paredes rígidas e quebradiças: as pontas dos ácidos penetram nos poros do calcário, destroem-nas afastando tudo o que se opõe ao seu movimento”. Lémery atribuiu a força de um ácido à sua capacidade de penetrar nos corpos.

Atualmente, existem outras formas de analisar a força de um ácido. Assim, pode-se dizer a respeito de um ácido:

- (A) A sua força está relacionada com a sua tendência em liberar H⁺.
- (B) A sua força pode ser prevista pelo seu valor de K_b.
- (C) Um ácido forte, em solução aquosa, encontra-se parcialmente ionizado.
- (D) Uma solução de ácido fraco contém grande quantidade de ions OH⁻.
- (E) Um ácido fraco é incapaz de reagir com uma base.

05 (OSEC) A substância $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarose) não é considerada um ácido porque:

- (A) não se dissolve em água.
- (B) não tem hidrogênio ligado a oxigênio.
- (C) não pode receber prótons.
- (D) ao se dissolver em água mantém todos os átomos de hidrogênio presos à própria molécula.
- (E) não apresenta nenhuma ligação iônica.

06 (MOGI) O HCl , quanto ao número de hidrogênios ácidos, elementos químicos, presença de carbono, presença de oxigênio e estado físico, classifica-se, respectivamente, como:

- (A) monoácido, ternário, inorgânico, oxiácido, líquido.
- (B) monoácido, binário, inorgânico, hidrácido, gasoso.
- (C) biácido, binário, inorgânico, oxiácido, gasoso.
- (D) biácido, ternário, orgânico, hidrácido, gasoso.
- (E) monoácido, binário, orgânico, hidrácido, líquido.

07 (UEC) Considere os seguintes ácidos, com seus respectivos graus de ionização (a $18^\circ C$) e usos:

- I. H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$), usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas e refrigerantes.
- II. H_2S ($\alpha = 7,6 \cdot 10^{-2} \%$), usado como redutor.
- III. $HClO_4$ ($\alpha = 97\%$), usado na medicina, em análises químicas e como catalisador em explosivos.
- IV. HCN ($\alpha = 8,0 \cdot 10^{-3} \%$), usado na fabricação de plásticos, corantes e fumigantes para orquídeas e poda de árvores.

Podemos afirmar que são corretas:

- (A) $HClO_4$ e HCN são triácidos.
- (B) H_3PO_4 e H_2S são hidrácidos.
- (C) H_3PO_4 é considerado um ácido semiforte.
- (D) H_2S é um ácido ternário.
- (E) n.d.a.

08 (UFPE) Um ácido é classificado como forte quando:

- (A) é corrosivo.
- (B) tem sabor azedo.
- (C) reage com as bases formando sais.
- (D) torna vermelho o papel de tornassol.
- (E) apresenta alto grau de ionização.

09 (UNIP) O ácido metafosfórico difere do ácido ortofosfórico:

- (A) pela valência do fósforo.
- (B) pelo grau de oxidação do fósforo.
- (C) pelo grau de hidratação.
- (D) Não há diferença entre os dois.
- (E) n.d.a.

10 (FATEC) Leia atentamente a seguinte notícia publicada em jornal:

Alunos tomam soda cáustica durante aula e passam mal

Dezesseis alunos de uma escola particular de Sorocaba, interior de São Paulo, foram internados após tomar soda cáustica durante uma aula de química. Os alunos participavam de um exercício chamado "teste do sabor": já haviam provado limão, vinagre e leite de magnésia e insistiram

em provar a soda cáustica, produto utilizado na limpeza doméstica. Em pouco tempo, os alunos já começaram a sentir os primeiros sintomas – ardência na língua e no estômago – e foram encaminhados ao Hospital Modelo da cidade.

Diário do Grande ABC OnLine. 19 set. 2005 (adaptado).

Sobre essa notícia, foram feitas as seguintes afirmações:

- I Os produtos ingeridos pelos alunos (limão, vinagre, leite de magnésia e soda cáustica) são todos ácidos e, por isso, corrosivos.
- II Tanto o leite de magnésia como a soda cáustica são compostos alcalinos.
- III A soda cáustica ($NaOH$) é uma base forte; o leite de magnésia (suspensão de $Mg(OH)_2$) é uma base fraca. Isso ajuda a entender por que o leite de magnésia pode ser ingerido, mas a soda cáustica não.

Dessas afirmações:

- (A) apenas I é correta.
- (B) apenas II é correta.
- (C) apenas III é correta.
- (D) II e III são corretas.
- (E) I e III são corretas.

11 (MACKENZIE) Na reação entre os gases N_2 e H_2 , obtém-se unicamente gás amônia. A solução aquosa de amônia recebe o nome de amoníaco (hidróxido de amônio), que é o componente ativo de produtos de limpeza usados para remoção de gorduras.

A partir dessas informações, considere as seguintes afirmações:

- I. O hidróxido de amônio tem fórmula NH_3 .
- II. Na formação do gás amônia, a reação ocorrida é de síntese.
- III. O amoníaco tem fórmula NH_4OH .
- IV. A amônia tem fórmula NH_4OH .
- V. O cheiro irritante e forte, que se sente quando se usa amoníaco, é proveniente do gás nitrogênio.

Estão corretas somente:

- (A) I e IV.
- (B) II e V.
- (C) II e III.
- (D) I e II.
- (E) III e V.

12 (USJT) Sabor adstringente é o que percebemos quando comemos uma banana verde (não madura). Que substância a seguir terá sabor adstringente?

- (A) CH_3COOH .
- (B) $NaCl$.
- (C) $Al(OH)_3$.
- (D) $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- (E) H_3PO_4 .

13 (OSEC) Uma base forte deve ter ligado ao grupo OH :

- (A) um elemento muito eletropositivo.
- (B) um elemento muito eletronegativo.
- (C) um semimetal.
- (D) um metal que dê 3 elétrons.
- (E) um ametal.

14 (UFPA) Entre as bases a seguir, indique quais são praticamente insolúveis em água:

- I. KOH
- II. Mg(OH)₂
- III. NaOH
- IV. Al(OH)₃
- V. Fe(OH)₂
- VI. LiOH

- (A) V e VI.
- (B) IV e VI.
- (C) II, III e IV.
- (D) II, IV e V.
- (E) I, III e VI.

15 (UNIP) A fórmula do hidróxido ferroso é:

- (A) Fe(OH)₂.
- (B) Fe(OH)₃.
- (C) FeO.
- (D) Fe₂O₃.
- (E) n.d.a.

16 Complete a tabela abaixo:

Nome da base	Fórmula	Número de OH-
Hidróxido de magnésio		
Hidróxido de zinco		
Hidróxido de sódio		
Hidróxido de ouro-I		
Hidróxido de ferro-III		
	Ba(OH) ₂	
	Fe(OH) ₂	
	Au(OH) ₃	
	Bi(OH) ₃	
	Pb(OH) ₂	
Hidróxido de amônio		
Hidróxido de rubídio		
Hidróxido de estrôncio		
Hidróxido de lítio		
Hidróxido de mercúrio		
Hidróxido mercúrico		

17 (UFF) Para nos mantermos vivos, devemos ingerir de dois a três litros de água por dia, já que todos os nossos processos vitais ocorrem em solução aquosa. Antigamente, não havia preocupação com a qualidade da água, pois as cidades eram pequenas e se localizavam às margens dos rios e lagos que eram fontes de abastecimento. Com o crescimento das cidades, a quantidade de dejetos lançados nos rios criou um sério problema ambiental. Tornou-se necessário realizar o tratamento da água e para tal algumas substâncias químicas são utilizadas: sulfato de alumínio, carbonato de sódio e óxido de cálcio. Antes de ser distribuída às residências, a água recebe cloro.

Identifique a opção que apresenta, respectivamente, as fórmulas químicas das substâncias citadas no texto.

- | | | | |
|---|---------------------------------|-------------------|-----------------|
| (A) Al ₂ (SO ₄) ₃ | NaHCO ₃ | Ca ₂ O | Cl ₂ |
| (B) Al ₂ SO ₄ | NaHCO ₃ | Ca ₂ O | Cl ⁻ |
| (C) Al ₂ S ₃ | Na ₂ CO ₃ | CaO | Cl ⁻ |
| (D) Al ₂ (SO ₄) ₃ | Na ₂ CO ₃ | CaO | Cl ₂ |
| (E) Al ₃ (SO ₄) ₂ | Na ₂ CO ₃ | CaO | Cl ₂ |

18 (UFG) O gás carbônico, decorrente da queima de combustíveis fósseis, pode ser injetado em reservatórios de petróleo esgotados, com a finalidade de minimizar a contribuição desse gás para o efeito estufa. Nesses reservatórios, esse gás combina-se com óxidos de ferro (II) e manganês (II), formando, respectivamente, os carbonatos:

- (A) FeCO₃ e MnCO₃.
- (B) Fe₂(CO₃)₃ e MgCO₃.
- (C) FeCO₃ e MgCO₃.
- (D) Fe₂(CO₃)₃ e Mn(CO₃)₂.
- (E) Fe₂(CO₃)₃ e Mn₂O₇.

19 (UEM) Assinale o que for correto:

- (A) A fórmula química do bicarbonato de sódio é NaHCO₃ e a do carbonato de sódio é Na₂CO₃.
- (B) Dados os elementos de números atômicos 20 e 17, a ligação química formada entre eles será covalente.
- (C) Óxidos básicos são óxidos que reagem com a água produzindo um ácido ou que reagem com um ácido produzindo sal e água.
- (D) H₃PO₄ é chamado de ácido pirofosfórico.
- (E) O dióxido de carbono é uma molécula polar.

20 (PUC-RS) O bromato de potássio é um produto de aplicação controversa na fabricação de pães. As fórmulas corretas do ácido e da base que, por neutralização, produzem esse sal, além de água, são, respectivamente:

- | | |
|------------------------------|------------------------------|
| (A) HBr e K ₂ O. | (D) HBrO ₃ e KCl. |
| (B) HBr e KOH. | (E) HBrO ₄ e KOH. |
| (C) HBrO ₃ e KOH. | |

21 (UEPG) Sobre o composto hidrogenocarbonato de sódio (NaHCO₃), mais conhecido como bicarbonato de sódio, assinale o que for correto e dê a soma:

01. É um sal proveniente da reação entre um ácido fraco e uma base forte, e quando em solução aquosa, apresenta caráter básico.
02. Pertence à função óxido e tem caráter básico.
04. Possui um hidrogênio ionizável e, embora seja um sal, tem caráter ácido.
08. É um ácido fraco.
16. É um hidrogenossal.

Soma: ()

22 (ITA) Uma determinada substância apresenta as seguintes propriedades físico-químicas:

- I. O estado físico mais estável a 25°C e 1 atm é o sólido.
- II. No estado sólido apresenta natureza cristalina.
- III. A condutividade elétrica é praticamente nula no estado físico mais estável a 25°C e 1 atm.
- IV. A condutividade elétrica é alta no estado líquido.

A alternativa relativa à substância que apresenta todas as propriedades acima é o/a:

- (A) poliacetileno.
- (B) brometo de sódio.
- (C) iodo.
- (D) silício.
- (E) grafita.

23 (UFOP) Complete o quadro abaixo com as fórmulas e nomes corretos, correspondentes:

Cátion	Ânion	Fórmula do composto	Nome do composto
NH ₄ ⁺	Cl ⁻		
	Cl ⁻	BaCl ₂	
Ag ⁺			Nitrato de prata
Fe ³⁺	S ²⁻		
Fe ²⁺	OH ⁻		

24 (UNIRIO) Na desinfecção de feridas cutâneas, por uso de solução de peróxido de hidrogênio a 10%, observa-se a formação de bolhas devido à enzima catalase, presente no sangue, que acelera a decomposição desse óxido.

A formação de bolhas deve-se à produção do gás:

- (A) amônia.
- (B) hidrogênio.
- (C) nitrogênio.
- (D) oxigênio.
- (E) cloro.

25 (UCS) Vários óxidos fazem parte do nosso dia a dia e são de grande importância econômica. Por exemplo, o óxido de alumínio e o óxido de cromo III são matérias-primas para a extração do alumínio e do cromo, respectivamente. O óxido de zinco é utilizado em pomadas, e o óxido de magnésio, em produtos de higiene. O óxido de ferro III é utilizado como pigmento em tintas, para a obtenção da cor vermelha.

Assinale a alternativa que contém, respectivamente, as fórmulas de todos os óxidos citados no texto acima.

- (A) Al₂O₃ – Cr₂O₃ – ZnO – MgO – FeO.
- (B) Al₂O₃ – Cr₃O₃ – Zn₂O – Mg₂O – Fe₂O₃.
- (C) Al₂O₃ – Cr₂O₃ – ZnO – MgO – Fe₂O₃.
- (D) Al₂O₃ – Cr₂O₃ – ZnO – Mg₂O – FeO.
- (E) Al₂O₃ – CrO – Zn₂O – MgO – Fe₂O₃.

26 (UERJ) Um estudante observou algumas propriedades de um determinado metal Me:

- reage facilmente com os halogênios;
- forma peróxido do tipo Me₂O₂;
- apresenta elevada eletropositividade.

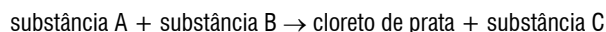
Esse elemento, na tabela de classificação periódica, está localizado na seguinte coluna:

- (A) 1.
- (B) 2.
- (C) 6.
- (D) 8.

27 (UERJ) Na atmosfera artificial do interior das cápsulas espaciais, o oxigênio consumido pelos astronautas é renovado a partir de reservas de O₂. Para manter a concentração do gás produzido pelo metabolismo energético dos tripulantes em níveis não tóxicos, o ar artificial dessas cápsulas precisa, ainda, ser continuamente purificado. Uma das substâncias que podem ser utilizadas na purificação do ar, com esse objetivo, é:

- (A) HCl.
- (B) K₂SO₄.
- (C) H₂CO₃.
- (D) NaOH.

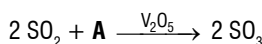
28 (FEPCS) As lentes fotocromáticas possuem cristais de cloreto de prata incorporados diretamente ao vidro. Quando a luz solar atinge os cristais de cloreto de prata, eles escurecem devido a uma reação química que ocorre com esse sal. A seguir, temos uma reação que resulta na formação de cloreto de prata.



Analisando essa reação, concluímos que as substâncias são:

- (A) substância A = óxido de prata / substância B = ácido clorídrico.
- (B) substância A = HClO₃ / substância B = hidróxido de prata.
- (C) substância A = AgOH / substância C = anidrido cloroso.
- (D) substância A = prata / substância C = H₂O.
- (E) substância A = ácido clórico / substância C = H₂O.

29 (MACKENZIE) A partir da pirita, minério também chamado de ouro dos tolos, pode-se obter ácido sulfúrico pelo processo representado nas etapas abaixo.



Nesse processo, as substâncias **A** e **B** são, respectivamente:

- (A) H₂ e O₂.
- (B) SO₂ e H₂S.
- (C) O₂ e H₂O.
- (D) SO₂ e H₂O.
- (E) O₃ e H₂.

30 (UESPI) O peróxido de sódio é encontrado nas fibras de algodão utilizado para a preparação de tecidos. Qual dos itens representa esse peróxido?

- (A) NaO.
- (B) Na₂O.
- (C) NaO₂.
- (D) Na₃O₂.
- (E) Na₂O₂.

31 (UESPI) Um dos produtos formados na queima de um cigarro é o gás monóxido de carbono (CO). É um óxido neutro; sendo assim, não reage com água, ácidos ou bases.

Qual dos itens a seguir apresenta somente óxidos neutros?

- (A) CaO, P₂O₅, Li₂O.
- (B) CO, NO, N₂O.
- (C) MgO, N₂O, K₂O.
- (D) Cl₂O₇, BaO, N₂O.
- (E) SO₂, SO₃, CO₂.

32 (UFPA) Dados os compostos binários Na_2O , CO , N_2O_5 , MgO e OF_2 , responda às questões a seguir.

- Quais desses compostos são classificados como óxidos? Justifique.
- Classifique os óxidos de acordo com a reatividade em relação à água, aos ácidos e às bases.
- Escreva a equação química balanceada da reação entre Na_2O e N_2O_5 .

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (UNESP) O cloro (grupo 17 da classificação periódica) é um gás irritante e sufocante. Misturado à água, reage produzindo os ácidos clorídrico e hipocloroso – que age como desinfetante, destruindo ou inativando os microrganismos.

- Identifique os reagentes e os produtos dessa reação e forneça suas fórmulas químicas.
- A água de lavadeira é uma solução aquosa de hipoclorito e o ácido muriático é uma solução concentrada de ácido clorídrico. Ambos podem ser utilizados separadamente na limpeza de alguns tipos de piso. Explique a inconveniência, para a pessoa que faz a limpeza, de utilizar uma mistura desses dois produtos.

02 (UFPI) Assinale a substância química que pode ser identificada pelo olfato:

- | | |
|---------------------|--------------------|
| (A) Gás butano. | (D) Vapor de água. |
| (B) Gás sulfídrico. | (E) Gás metano. |
| (C) Gás carbônico. | |

03 (UFMT) Utilizando a tabela abaixo, que apresenta o nome de vários ácidos, complete-a escrevendo a fórmula molecular e dando a classificação de cada um quanto ao número de hidrogênios ionizáveis.

Nome	Fórmula	Classificação
Fosfórico		
Sulfúrico		
Cianídrico		
Ciânico		
Clorídrico		
Nítrico		
Bórico		
Fosforoso		
Sulfídrico		

04 (ITA) Qual dos ácidos abaixo é o menos volátil?

- | | |
|-------------------------------|---|
| (A) HCl . | (D) H_2SO_4 . |
| (B) HI . | (E) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$. |
| (C) H_2SO_3 . | |

05 (UEMA) Analise as seguintes afirmativas:

- HClO_3 possui duas ligações covalentes normais e duas ligações dativas.
- H_3PO_3 é um triácido.
- H_2SO_4 possui seis ligações covalentes normais e uma ligação dativa.

Está(ão) correta(s):

- I apenas.
- II apenas.
- III apenas.
- I e II apenas.
- I e III apenas.

06 (UFMT) As fórmulas dos ácidos hipofosforoso, fosforoso, fosfórico e metáfosfórico são, respectivamente:

- H_2PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , HPO_3 .
- HPO_2 , H_3PO_4 , H_3PO_2 , HPO_3 .
- H_3PO_3 , H_3PO_2 , H_3PO_4 , HPO_3 .
- HPO_3 , H_3PO_2 , H_3PO_4 , HPO_2 .
- H_3PO_4 , HPO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_2 .

07 (MAUÁ) Ao se dissolverem 5 moléculas-grama de um ácido HX, em quantidade suficiente de água, constatou-se que 4 moléculas-grama do soluto se ionizaram. Pedem-se:

- o grau de ionização de HX;
- o número de íons existentes na solução obtida.

08 (UNESP) O magnésio pode ser obtido da água do mar. A etapa inicial desse processo envolve o tratamento da água do mar com óxido de cálcio. Nessa etapa, o magnésio é precipitado na forma de:

- | | |
|-------------------------|-----------------------|
| (A) MgCl_2 . | (D) MgSO_4 . |
| (B) Mg(OH)_2 . | (E) Mg metálico. |
| (C) MgO. | |

09 (ITA) Em três frascos rotulados A, B e C, contendo 100 mL de água cada um, são colocados 0,1 mol, respectivamente, de hidróxido de potássio, hidróxido de cobre (II) e hidróxido de níquel (II). Após agitar o suficiente para garantir que todo soluto possível de se dissolver já esteja dissolvido, mede-se a condutividade elétrica das misturas. Obtém-se que as condutividades das misturas dos frascos B e C são semelhantes e muito menores do que a do frasco A.

Assinale a opção que contém a afirmação **falsa**:

- Nos frascos B e C, a parte do hidróxido que está dissolvida encontra-se dissociada ionicamente.
- Os hidróxidos dos copos B e C são bases fracas, porque nem toda quantidade dissolvida está dissociada ionicamente.
- A condutividade elétrica da mistura do frasco A é a maior porque se trata de uma solução 1 molar de eletrólito forte.
- Os três solutos são bases fortes, porém os hidróxidos de cobre (II) e de níquel (II) são pouco solúveis.
- Soluções muito diluídas com igual concentração normal desses 3 hidróxidos deveriam apresentar condutividades elétricas semelhantes.

10 (UCS) Os antiperspirantes funcionam como inibidores da transpiração e mantêm o corpo relativamente seco. O componente ativo mais comum desses produtos é o pentahidróxi-cloreto de alumínio. Esse sal libera os íons Al^{3+} que coagulam as proteínas, formando estruturas bloqueadoras do canal de saída das glândulas sudoríparas.

O sal pentahidróxi-cloreto de alumínio é representado quimicamente por _____ e é classificado como um sal _____.

Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas anteriores:

- (A) $Al_2(OH)_4Cl$ – neutro.
 (B) $Al_2(OH)_5Cl$ – hidratado.
 (C) $Al(OH)_4Cl$ – básico.
 (D) $Al_2(OH)_5Cl$ – básico.
 (E) $Al(OH)_5Cl$ – hidratado.

11 (UEM) Dados os compostos a seguir, assinale o que for correto e dê a soma.

- I. NaF
 II. $HClO_4$
 III. H_2S
 IV. NH_4OH
 V. $KMnO_4$
 VI. HCN

01. A substância I é um dos componentes do creme dental.
 02. A substância II é o ácido hipocloroso.
 04. À temperatura e pressão ambientes, a substância III é um gás com odor desagradável.
 08. A substância IV é uma base forte.
 16. Em meio ácido, a substância V é altamente oxidante.
 32. Ao reagir a substância VI com a IV, obtém-se um ácido.
 64. Na substância VI, a ligação entre o carbono e o nitrogênio é insaturada.

Soma: ()

12 (PUC-RS-adaptada) Usados na preparação do vidro comum, são obtidos a partir da decomposição térmica de duas substâncias de baixo custo, o calcário e a barrilha, que além dos óxidos metálicos liberam gás carbônico. A função química do calcário e a fórmula da barrilha são, respectivamente:

- (A) sal, Na_2CO_3 .
 (B) óxido, NaOH.
 (C) óxido, $NaClO$.
 (D) base, NaOH.
 (E) sal, Na_2CO_2 .

13 (ITA) Colocando grãos de nitrato de potássio em um frasco com água, nota-se que com o passar do tempo o sólido desaparece dentro da água. Qual das equações abaixo é a mais adequada para representar a transformação que ocorreu dentro do frasco?

- (A) $KNO_{3(c)} \rightarrow KNO_{3(l)}$
 (B) $KNO_{3(c)} + H_2O_{(l)} \rightarrow KOH_{(aq)} + HNO_{3(aq)}$
 (C) $KNO_{3(c)} \rightarrow K^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$
 (D) $KNO_{3(c)} \rightarrow K_{(l)} + NO_{3(aq)}$
 (E) $KNO_{3(c)} + H_2O_{(l)} \rightarrow KNO_{2(aq)} + H_2O_{2(aq)}$

14 (UFPB-adaptada) Um frasco sem rótulo armazena um sólido branco que pode ser um dos seguintes compostos: $PbCO_3$, $AgNO_3$, $Sr_3(PO_4)_2$, $Ca(NO_3)_2$ e K_2CO_3 .

Propriedades do sólido:

O sólido branco dissolve-se em água para formar uma solução que produz um precipitado, quando a esta adiciona-se uma solução diluída de HCl .

Com base nas informações acima, conclui-se que o sólido branco é:

- (A) $PbCO_3$.
 (B) $Sr_3(PO_4)_2$.
 (C) K_2CO_3 .
 (D) $Ca(NO_3)_2$.
 (E) $AgNO_3$.

15 (PUC-RS) A fórmula do ferrocianeto de alumínio é:

- (A) $Al [Fe(CN)_6]$.
 (B) $Al [Fe(CN)_6]_2$.
 (C) $Al_2 [Fe(CN)_6]_3$.
 (D) $Al_4 [Fe(CN)_6]$.
 (E) $Al_4 [Fe(CN)_6]_3$.

16 (UEL-adaptada) Considere as seguintes soluções aquosas:

Solução	Cor
$CuSO_4$	azul
KNO_3	incolor
Na_2SO_4	incolor
K_2CrO_4	amarela

A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

- (A) Cu^{2+} e SO_4^{2-} .
 (B) K^+ e CrO_4^{2-} .
 (C) K^+ e SO_4^{2-} .
 (D) Na^+ e NO_3^- .
 (E) Cu^{2+} e CrO_4^{2-} .

17 (UFMS) Os óxidos possuem a fórmula geral E_xO_y , podendo ser ácidos, básicos, anfóteros ou neutros. A respeito dos óxidos, é correto afirmar que:

- (A) CO_2 , principal responsável pelo efeito estufa, tem caráter anfótero.
 (B) CaO , usado para produzir argamassa, não reage com bases.
 (C) CO , NO e N_2O são neutros, enquanto Al_2O_3 , bauxita, tem apenas caráter ácido.
 (D) óxidos básicos reagem com água, o que não acontece no caso de óxidos ácidos.
 (E) o oxigênio nos óxidos é o elemento mais eletropositivo, com $NOX = -2$.

18 (FUVEST) Industrialmente, alumínio é obtido a partir da bauxita. Esta é primeiro purificada, obtendo-se o óxido de alumínio, Al_2O_3 , que é, em seguida, misturado com um fundente e submetido a uma eletrólise ígnea, obtendo-se, então, o alumínio. As principais impurezas da bauxita são: Fe_2O_3 , que é um óxido básico, e SiO_2 , que é um óxido ácido. Quanto ao Al_2O_3 , trata-se de um óxido anfótero, isto é, de um óxido que reage tanto com ácidos quanto com bases.

- a. Na primeira etapa de purificação da bauxita, ela é tratada com solução aquosa concentrada de hidróxido de sódio. Nesse tratamento, uma parte apreciável do óxido de alumínio solubiliza-se, formando $NaAl(OH)_4$. Escreva a equação química balanceada que representa tal transformação.
 b. Se a bauxita fosse tratada com solução aquosa concentrada de ácido clorídrico, quais óxidos seriam solubilizados? Justifique por meio de equações químicas balanceadas.

19 (UERJ) Agentes de coloração são espécies químicas utilizadas para dar cor a diversos materiais, como os vidros empregados na embalagem de alimentos. A tabela a seguir relaciona alguns agentes de coloração e as cores por eles produzidas.

Agente	Coloração
Cr ³⁺	verde
Cr ⁶⁺	amarelo
Mn ³⁺	verde
Cr ⁴⁺	preto
Fe ³⁺	marrom-amarelo
Fe ²⁺	verde-azulada
Co ²⁺	azul-rosa
Co ³⁺	verde

(ALVES, O. L. A. et al. Vidros. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, n.2. São Paulo: SBQ, 2001.)

Um desses agentes forma um óxido ácido. Em relação a esse óxido, escreva sua fórmula molecular e a equação química, completa e balanceada, que representa a sua neutralização completa com uma solução aquosa de hidróxido de sódio.

20 (UFSCAR) Para identificar dois gases incolores, I e II, contidos em frascos separados, um aluno, sob a orientação do professor, reagiu cada gás, separadamente, com gás oxigênio, produzindo em cada caso um outro gás, que foi borbulhado em água destilada. O gás I produziu um gás castanho e uma solução fortemente ácida, enquanto o gás II produziu um gás incolor e uma solução fracamente ácida. A partir desses resultados, o aluno identificou corretamente os gases I e II como sendo, respectivamente:

- (A) CO e SO₂.
- (B) NO₂ e SO₂.
- (C) NO e CO.
- (D) NO₂ e CO.
- (E) SO₂ e NO.

21 (UFPE) Uma estudante encontrou um material sólido que despertou seu interesse, pois poderia ter algum valor comercial. Realizou, então, experimentos e ensaios com esse material, os quais forneceram as seguintes informações:

- I. a combustão completa não forneceu CO_(g), nem CO_{2(g)};
- II. não apresentou condutividade elétrica;
- III. apresentou alto ponto de fusão;
- IV. não era solúvel em água nem em solventes orgânicos.

Com base nesses resultados, esse material pode ser:

- (A) polímero orgânico, náilon-6,6.
- (B) sal inorgânico, nitrato de amônio.
- (C) liga metálica, aço.
- (D) sal orgânico, citrato de sódio.
- (E) óxido metálico, óxido ferroso.

22 (ITA) Considere as seguintes afirmações:

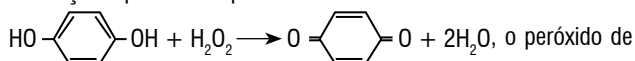
- I. Óxidos como Na₂O, MgO e ZnO são compostos iônicos.
- II. Óxidos como K₂O, BaO e CuO são básicos.
- III. Óxidos de carbono, nitrogênio e enxofre são compostos moleculares.
- IV. PbO₂ e MnO₂ são oxidantes fortes.

Dessas afirmações, estão corretas:

- (A) apenas I e II.
- (B) apenas I e III.
- (C) apenas III e IV.
- (D) apenas I, II e III.
- (E) todas.

23 (ITA) Considere as afirmações seguintes, referentes ao peróxido de hidrogênio.

- I. O peróxido de hidrogênio pode ser obtido pela reação:
BaO₂ + H₂SO₄ → BaSO₄ + H₂O₂.
- II. Na reação representada por :
H₂O₂ + PbO₂ + H₂SO₄ → PbSO₄ + 2 H₂O + O₂, o peróxido de hidrogênio funciona como redutor.
- III. Na reação representada por: 2 H₂O₂ → 2 H₂O + O₂, não há redução nem oxidação.
- IV. Na reação representada por



hidrogênio funciona como oxidante.

Dessas afirmações são corretas apenas:

- (A) I, II e III.
- (B) I, II e IV.
- (C) I, III e IV.
- (D) II, III e IV.
- (E) II e IV.

24 (ITA) Qual das opções abaixo contém a afirmação **falsa**?

- (A) CrO₃ é um óxido menos ácido do que o Cr₂O₃.
- (B) Para obter HCl gasoso basta juntar H₂SO₄ a sal de cozinha a frio.
- (C) Vidros para garrafas e janelas são obtidos fundindo juntos sílica, cal e soda.
- (D) Chama-se de superfosfato um adubo obtido pela interação de H₂SO₄ com trifosfato de cálcio.
- (E) Enquanto os óxidos dos metais alcalinos e dos metais alcalinos terrosos pulverizados costumam ser brancos, os óxidos dos metais de transição são, via de regra, fortemente coloridos.

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (UNIFESP) Para distinguir uma solução aquosa de HF (ácido fraco) de outra de HCl (ácido forte), de mesma concentração, foram efetuados os seguintes procedimentos independentes com cada uma das soluções.

- I. Determinação da temperatura de congelamento do solvente.
- II. Medida de pH.
- III. Teste com uma tira de papel tornassol azul.
- IV. Medida de condutibilidade elétrica das soluções.

Os procedimentos que permitem fazer a distinção entre essas soluções são:

- (A) I, II e IV, apenas.
- (B) II, III e IV, apenas.
- (C) II e IV, apenas.
- (D) III e IV, apenas.
- (E) I,II,III e IV.

02 (ITA) Dentro do espaço disponível, discuta tudo o que você sabe sobre a obtenção de HCl . Trate separada e sucessivamente:

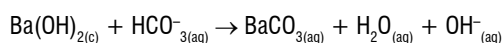
- preparo do HCl em laboratório;
- produção industrial do HCl .

Sua discussão, tanto do item **a** como do item **b**, deve incluir: esquemas de aparelhagem utilizada, matérias-primas e equações químicas das reações envolvidas.

Sua discussão também deve deixar claras as razões pelas quais são usadas matérias-primas e procedimentos bem distintos na obtenção de HCl em pequena escala, no laboratório, em contraste com sua obtenção em larga escala, na indústria.

03 (ITA) Em um tubo de ensaio dissolve-se açúcar em água e acrescenta-se uma porção de fermento biológico do tipo utilizado na fabricação de pães. Após certo tempo observa-se a liberação de gás nesta mistura. O borbulhamento desse gás em uma solução aquosa não saturada em Ba(OH)_2 provoca, inicialmente, sua turvação. Esta desaparece com o borbulhamento prolongado do gás. A respeito das descrições feitas nestes experimentos, são feitas as seguintes afirmações:

- O produto gasoso formado, e responsável pela turvação inicial da solução de Ba(OH)_2 , é o monóxido de carbono (CO).
- O produto gasoso formado, e responsável pela turvação inicial da solução de Ba(OH)_2 , é o etanol.
- A turvação inicial da solução de Ba(OH)_2 é justificada pela precipitação de $\text{Ba(HCO}_3)_2$.
- O desaparecimento da turvação inicial da solução de Ba(OH)_2 é justificada pela reação química representada pela seguinte equação:



Das informações acima, estão **erradas**:

- | | |
|---------------------|------------------------|
| (A) apenas I e III. | (D) apenas II, IV e V. |
| (B) apenas I e V. | (E) todas. |
| (C) apenas II e IV. | |

04 (ITA) Descreva como o hidróxido de sódio é obtido em escala industrial. Sua descrição deve incluir as matérias-primas utilizadas, as equações das reações químicas envolvidas no processo, as condições de operação e o aproveitamento de eventuais subprodutos obtidos no processo.

05 (ITA) Das afirmações seguintes, assinale a **errada**:

- Os hidróxidos dos metais de transição, via de regra, são coloridos e muito pouco solúveis em água.
- Os hidróxidos dos metais alcalino-terrosos são menos solúveis em água do que os hidróxidos dos metais alcalinos.
- O método mais fácil de preparação de qualquer hidróxido consiste na reação do respectivo óxido com água.
- Existem hidróxidos que formam produtos solúveis quando são tratados com soluções aquosas, tanto de certos ácidos como de certas bases.
- Hidróxido de alumínio, recém-precipitado de solução aquosa, geralmente se apresenta na forma de um gel não cristalizado.

06 (UFRJ-adaptada) Fogos de artifício são muito utilizados em grandes eventos ao ar livre. Para que os fogos produzam os efeitos de som, luz, cor e forma planejados, é necessária uma seleção precisa dos produtos químicos que serão utilizados. A cor da luz emitida durante a queima depende das substâncias usadas nos fogos de artifício. Num espetáculo

de queima de fogos de artifício, quatro foguetes estouram em sequência produzindo certas cores, listadas abaixo. Cite quais sais poderiam ser utilizados para produzir, respectivamente, as cores dos foguetes abaixo:

- 1º foguete \Rightarrow amarelo;
- 2º foguete \Rightarrow azul;
- 3º foguete \Rightarrow vermelho;
- 4º foguete \Rightarrow branco brilhante;

07 (UEG) Existem inúmeras substâncias inorgânicas de interesse econômico para o setor industrial. Em relação a essas substâncias, considere as proposições abaixo:

- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sulfato de alumínio) é utilizado como mordente nos processos industriais de tingimento e impermeabilização de tecidos, e nos processos de industrialização do couro (curtimento). Ele pode ser produzido pela reação do óxido de alumínio (um óxido anfótero) com o ácido sulfúrico (um oxiácido forte).
- O chumbo é um metal conhecido desde a Antiguidade, que apresenta uma diversidade de aplicações industriais. Por ser extremamente tóxico, os operários de indústrias que lidam com esse metal são orientados a lavar as mãos e a boca com solução diluída de sulfato de sódio (Na_2SO_4) capaz de reagir com íons Pb^{2+} , produzindo um sal praticamente insolúvel, o sulfato de chumbo II (PbSO_4).
- BaSO_4 e BaCO_3 (sulfato e carbonato de bário) são utilizados na indústria farmacêutica para a produção de meios de contraste utilizados em radiografias de órgãos internos, como estômago e intestino. Esses sais são inofensivos aos pacientes, pois são praticamente insolúveis em água.

Marque a alternativa correta:

- Apenas as proposições I e II são verdadeiras.
- Apenas as proposições I e III são verdadeiras.
- Apenas as proposições II e III são verdadeiras.
- Todas as proposições são verdadeiras.
- Todas as proposições são falsas.

08 (ITA) Os seguintes experimentos foram realizados para determinar se os cátions Ag^+ , Pb^{2+} , Sb^{2+} , Ba^{2+} e Cr^{3+} eram espécies constituintes de um sólido de origem desconhecida e solúvel em água.

- Uma porção do sólido foi dissolvida em água, obtendo-se uma solução aquosa chamada de X.
- A uma alíquota de X foram adicionadas algumas gotas de solução aquosa concentrada em ácido clorídrico, não sendo observada nenhuma alteração visível na solução.
- Sulfeto de hidrogênio gasoso, em quantidade suficiente para garantir a saturação da mistura, foi borbulhado na mistura resultante do experimento B, não sendo observada nenhuma alteração visível nessa mistura.
- A uma segunda alíquota de X foi adicionada, gota a gota, solução aquosa concentrada em hidróxido de amônio. Inicialmente, foi observada a turvação da mistura e posterior desaparecimento dessa turvação por adição de mais gotas da solução de hidróxido de amônio.

A respeito da presença ou ausência dos cátions Ag^+ , Pb^{2+} , Sb^{2+} , Ba^{2+} e Cr^{3+} , o que se pode concluir após as observações realizadas no:

- experimento B?
- experimento C?
- experimento D?

Sua resolução deve incluir equações químicas balanceadas para as reações químicas observadas e mostrar os raciocínios utilizados. Qual(ais) dentre os cátions Ag^+ , Pb^{2+} , Sb^{2+} , Ba^{2+} e Cr^{3+} está(ão) presente(s) no sólido?

09 (UNICAMP)

"Diante dos resultados dos testes feitos por Estrondosa, Rango resolveu falar novamente com o vigia e pediu-lhe para esvaziar os bolsos. Entre outras coisas, havia um pequeno envelope plástico, contendo um misterioso pó branco.

— Que pó é esse? – perguntou Rango.

— É óxido de ferro que o técnico do laboratório me deu para adicionar ao leite do meu gato que estava anêmico. – respondeu o vigia.

— Óxido de ferro?! – exclamou Estrondosa.

— Este pó branquinho?! Nem na China!

Diante da explicação, Rango resolveu que iria examinar o pó no laboratório, mais tarde."

- Por que, só de ver o pó, Estrondosa pôde ter certeza de que não se tratava de óxido de ferro?
- O óxido de ferro ingerido dissolve-se no estômago, devido ao baixo pH. Escreva a equação química que representa a dissolução do óxido de ferro III no estômago.

10 (ITA) Considere as afirmações sobre os óxidos de nitrogênio NO, N₂O e NO₂.

- A formação desses óxidos, a partir de N₂ e O₂, é endotérmica.
- Os números de oxidação dos átomos de nitrogênio nos óxidos NO, N₂O e NO₂ são, respectivamente, +2, +1, e +4.
- O N₂O é chamado de gás hilariante.
- O NO é o anidrido do ácido nítrico.
- O NO₂ é um gás colorido.

Estão corretas:

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

11 (ITA) Discutindo problemas relacionados com a obtenção de metais, alunos fizeram as afirmações listadas nas opções a seguir. Qual a opção que contém a afirmação **errada**?

- As reservas minerais de ferro são muitíssimo maiores que as de cobre.
- A redução de um mol de óxido de alumínio (Al₂O₃) exige muito mais energia que a redução de um mol de óxido de ferro (Fe₂O₃).
- Sódio metálico foi obtido pela primeira vez por H. Davy através da eletrólise de NaOH fundido.
- Alumínio metálico é obtido por redução de (Al₂O₃) em altos-fornos análogos aos utilizados no preparo de ferro metálico.
- Embora o titânio seja relativamente abundante na crosta terrestre, jazidas de vulto dessa substância são raras.

12 (ITA) Forma-se um óxido sólido que se dispersa no ar, na forma de fumaça, na queima de:

- fósforo branco.
- diamante.
- grafite
- enxofre.
- cloro.

RASCUNHO

1. Gases perfeitos e gases reais

Até agora durante este estudo de gases estamos adotando gases como perfeitos, e essa aproximação nos diz que as moléculas do gás não ocupam volume e não interagem entre si.

Utilizando essa aproximação temos como auxiliadora a Lei dos Gases Perfeito ou Equação de Clayperon:

Expressão matemática:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde:

P : pressão

V : volume

n : número de mols

R : constante universal dos gases

T : temperatura (sempre em Kelvin)

Essa expressão nada mais é do que uma derivação da equação geral dos gases onde nR representam o valor da constante (podemos observar que se alterarmos o número de mols, ou conseqüentemente a massa, a lei não é válida, como foi dito anteriormente). R é constante mesmo que se mude o gás; mas seu valor numérico muda de acordo com a unidade.

- **Dica:** Para definir quais as unidades a utilizar para pressão e volume, observe a unidade da constante dos gases. É mais fácil alterar unidades de pressão e volume do que alterar a constante fornecida.

Na prática, entretanto, um gás comum conhecido por gás real, sempre se afasta do comportamento de um gás perfeito fazendo com que a aproximação utilizada que permite a utilização da Equação Geral dos Gases fuja muito da realidade e os valores encontrados não correspondam às expectativas.

Dessa forma, outras expressões foram desenvolvidas levando em consideração essa "realidade" aproximando melhor os resultados, uma delas é a Equação de Van Der Walls

A equação de van der Walls é uma equação de estado empírica e foi deduzida intuitivamente por van der Walls em 1873. Ela permite prever o comportamento dos gases reais com maior precisão que a equação do gás ideal, mas à custa de uma maior complexidade matemática. A forma da equação de Van Der Walls é dada pela expressão abaixo onde a e b são constantes positivas características de um gás particular.

Expressão matemática:

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

A equação de Van Der Walls ao contrário da equação do gás ideal já tem em conta o fato de as moléculas em um gás ocuparem volume.

O volume ocupado pelas moléculas é tido em conta através do termo nb que contabiliza o volume que não está disponível para as moléculas se deslocarem por ser ocupado por outras moléculas.

A equação de Van Der Walls ao contrário da equação do gás ideal tem também em conta o fato das moléculas do gás interagirem umas com as outras mesmo quando estão afastadas. Segundo a teoria cinética

dos gases, a pressão de um gás nas paredes de um recipiente é devido à transferência de quantidade de movimento das moléculas para as paredes nos choques com estas. Em um gás real essa transferência de quantidade de movimento é reduzida nos choques das moléculas com as paredes do recipiente devido à atração entre a molécula prestes a colidir com a parede do recipiente e as outras moléculas do gás por trás dela e que compõem o gás. Esta redução de pressão de um gás ideal para um gás real é contabilizada pelo termo $\frac{an^2}{V^2}$ que tem de ser adicionado à pressão de um gás real para se obter a pressão de um gás ideal.

1.1 Alguns valores para a e b

Gás	a (atm · L ² / mol ²)	b (L / mol)
He	0,03412	0,0237
H ₂	0,2444	0,02661
N ₂	1,390	0,03913
CO ₂	3,592	0,04267

2. Difusão e fusão de gases

Ao movimento espontâneo de um gás se misturando com outro damos o nome de difusão gasosa. Devido a esse movimento, as partículas apresentam uma energia cinética, que segundo a teoria cinética é diretamente proporcional à temperatura, deixando abertura para duas situações distintas:

- **Temperaturas diferentes:** Neste caso, se estamos analisando o mesmo gás, podemos afirmar que as velocidades das partículas são diretamente proporcionais à raiz quadrada das temperaturas absolutas dos gases.
- **Temperaturas iguais:** Neste caso, se estivermos tratando do mesmo gás (como as massas serão iguais), teremos mesma velocidade para os gases; no caso de temperaturas diferentes, as massas moleculares serão proporcionais às massas reais das moléculas das substâncias; dessa forma as velocidades das partículas serão inversamente proporcionais à raiz quadrada de suas massas moleculares.

Dentre os casos de difusão gasosa, temos um caso particular, conhecido por efusão gasosa (que consiste na passagem – vazamento – de um gás através de pequeno orifício ou de paredes porosas). Em 1829, o cientista Graham enunciou sua lei: "Em condições idênticas, as velocidades de efusão de dois gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas", como densidade é diretamente proporcional à massa molecular, temos uma extensão da fórmula de difusão anterior.

Expressão matemática:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} = \frac{\sqrt{P_2}}{\sqrt{P_1}}$$

P e T iguais para os dois gases

3. Cinética dos gases

Para estudarmos o modelo cinético dos gases ideais assumimos 4 condições:

- I. Um gás possui movimento aleatório;
- II. As moléculas não possuem dimensão;
- III. O movimento de suas partículas é retilíneo;
- IV. Não existem forças intermoleculares, sejam de atração ou repulsão, exceto durante as colisões.

Através do estudo da pressão que o gás exerce em um recipiente como sendo a razão entre a força que as suas moléculas realizam ao se chocarem com as paredes e a área dessas e utilizando a lei dos gases ideais chegamos na expressão da velocidade quadrática média de um gás:

$$V = (3RT/M)^{1/2}$$

4. Densidade

4.1 Densidade absoluta

Densidade absoluta ou massa específica de um gás, em determinada pressão e temperatura, é o quociente entre massa e o volume do gás. Utilizando a Equação de Clayperon chegamos a uma forma de calcular a densidade em qualquer pressão e temperatura.

$$PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow d = \frac{PM}{RT}$$

4.2 Densidade relativa

A densidade relativa do gás 1 em relação ao gás 2 é o quociente entre as densidades absolutas de 1 e de 2, ambas sendo medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura. Unidimensional representa quantas vezes um gás é mais ou menos denso do que outro.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01 Sabemos que na CNTP, 1 mol de determinado gás ocupa 22,4L e que devemos adotar pressão de 1atm e temperatura de 273K. Utilizando a equação de Van Der Walls, calcule a pressão de 1 mol de O₂ na temperatura de 273K e compare com o valor esperado.

(Dados: a = 1,378 L²atm / b = 3,183 · 10⁻² L)

Solução:

$$\left(P + \frac{1,378 \cdot 1^2}{22,4^2} \right) (22,4 - 0,03183) = 1 \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$(P + 0,00275) (22,38617) = 22,386$$

$$P = 0,997 \text{ atm}$$

Podemos concluir que a aproximação utilizada pela equação de Clayperon não apresenta diferenças significativas da realidade para essas condições de temperatura e pressão.

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UFTM) Em condições idênticas, as velocidades de difusão de dois gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas massas molares. Considerando-se os gases hélio e metano, pode-se afirmar que a velocidade de difusão do gás:

(Dados: massas molares (g/mol): H = 1; He = 4; C = 12)

- (A) metano é o dobro da velocidade de difusão do gás hélio.
- (B) metano é o triplo da velocidade de difusão do gás hélio.
- (C) metano é o quádruplo da velocidade de difusão do gás hélio.
- (D) hélio é o dobro da velocidade de difusão do gás metano.
- (E) hélio é o quádruplo da velocidade de difusão do gás metano.

02 (UFBA) Em uma sala fechada, foram abertos ao mesmo tempo três frascos que continham, respectivamente, gás amônia (NH₃), dióxido de enxofre (SO₂) e sulfeto de hidrogênio (H₂S). Uma pessoa que estava na sala, a igual distância dos três frascos, sentiu o efeito desses gases na seguinte ordem:

- (A) H₂S, NH₃ e SO₂
- (B) H₂S, SO₂ e NH₃.
- (C) NH₃, H₂S e SO₂.
- (D) NH₃, SO₂ e H₂S.
- (E) SO₂, NH₃ e H₂S.

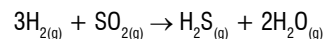
03 (UFSE) Dentre os gases abaixo, nas mesmas condições, o que se difunde mais rapidamente é:

- (A) o monóxido de carbono.
- (B) a amônia.
- (C) ozônio.
- (D) o nitrogênio.
- (E) o hidrogênio.

04 (MACKENZIE) Um recipiente com orifício circular contém os gases Y e Z. O peso molecular do gás Y é 4,0 e o peso molecular do gás Z é 36. A velocidade de escoamento do gás Y será maior em relação à do gás Z:

- (A) 3 vezes.
- (B) 8 vezes.
- (C) 9 vezes.
- (D) 10 vezes.
- (E) 12 vezes.

05 (UEC) Dois gases, H₂ e SO₂, são colocados nas extremidades opostas de um tubo de 94,1 cm. O tubo é fechado, aquecido até 1.200°C, e os gases se difundem dentro do tubo. A reação que se processa no momento em que os gases se encontram é:



O ponto do tubo onde se inicia a reação está a:

- (A) 14,1 cm do local onde foi colocado o gás H₂.
- (B) 20 cm do local onde foi colocado o gás SO₂.
- (C) 18,6 cm do local onde foi colocado o gás SO₂.
- (D) 80 cm do local onde foi colocado o gás H₂.

06 (FCC) Um reservatório contendo He_(g) à pressão P e temperatura T perde, por difusão, 1,0 · 10⁶ moléculas por segundo. Um outro reservatório, igual ao primeiro, contendo CH_{4(g)} nas mesmas condições de pressão e temperatura, perderá igual número de moléculas em:

- (A) 0,50 s.
- (B) 1,0 s.
- (C) 1,5 s.
- (D) 2,0 s.
- (E) 3,0 s.

07 (UFRR) Um balão de borracha, desses usados em aniversário, cheio de ar, murcha após algum tempo. Do fenômeno pode-se explicar:

- (A) pela Lei de Avogadro, que se refere à reatividade interna dos componentes.
- (B) pela difusão de gás contido no balão para o meio externo.
- (C) pela Lei de Graham, que diz ser a velocidade de difusão diretamente proporcional à massa molar do gás.
- (D) pela alta densidade do gás usado para encher o balão.
- (E) pela pressão interna do gás, a qual enruga o balão.

08 Alguns investigadores estão estudando as propriedades físicas de um gás a ser usado como refrigerante em uma unidade de ar-condicionado. Uma tabela de parâmetros de Van der Waals mostra que:

$$a = 16,2 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2} \text{ e } b = 8,4 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Estime a pressão quando 1,50 mols foram confinados em 5,00 L na temperatura de 0°C.

09 Se 1,0 mol de um gás ideal estivesse confinado em um volume de 22,4 L a 0°C, exerceria uma pressão de 1,0 atm. Use a equação de Van der Waals e as constantes dadas neste exercício para estimar a pressão exercida por 1,0 mol de $\text{C}_{2(g)}$ em 22,41 L a 0°C.

Parâmetros de Van der Waals:

$$a = 6,49 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2} \text{ e } b = 5,62 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

10 Calcule a pressão exercida por 1,0 mol de C_2H_6 que se comporta como (a) um gás perfeito, (b) um gás de van der Waals. Em cada caso, considere que o gás está nas seguintes condições: (I) a 273,15 K em 22,414 L, (II) a 1000 K em 100 cm^3 .

Parâmetros de Van der Waals para C_2H_6 :

$$a = 4,47 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}; b = 0,057 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

11 Compare as pressões previstas para 1 mol de CO_2 em 20,0 dm^3 a 200°C pela equação de estado dos gases ideais e pela equação de Van Der Waals.

12 Calcular a pressão exercida por 453,6 g de cloro em um frasco de 10 litros de capacidade, a 100°C. Usar:

- a. a equação dos gases perfeitos.
- b. a equação de Van der Waals ($a = 6,49 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2$ e $b = 0,0592 \text{ litro/mol}$).

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (ITA) Dois frascos, A e B, contêm soluções aquosas concentradas em HCl e NH_3 , respectivamente. Os frascos são mantidos aproximadamente a um metro de distância entre si, à mesma temperatura ambiente. Abertos os frascos, observa-se a formação de um aerossol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerossol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

02 (ITA) Considere as afirmações abaixo relativas ao aquecimento de um mol de gás N_2 contido em um cilindro provido de um pistão móvel sem atrito:

- I. A massa específica do gás permanece constante.
- II. A energia cinética média das moléculas aumenta.
- III. A massa do gás permanece a mesma.
- IV. O produto pressão \times volume permanece constante.

Das afirmações feitas, estão corretas:

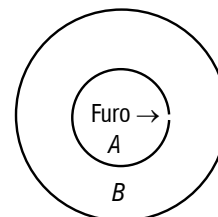
- (A) apenas I, II e III.
- (B) apenas I, e IV.
- (C) apenas II e III.
- (D) apenas II, III e IV.
- (E) todas.

03 (FMU) Durante uma transformação isotérmica, uma amostra gasosa é comprimida. Ao final da transformação, a densidade do gás e a energia cinética das suas moléculas serão, respectivamente:

- (A) igual e maior.
- (B) igual e igual.
- (C) menor e maior.
- (D) maior e maior.
- (E) maior e igual.

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (ITA) Um recipiente A contém, inicialmente, uma mistura gasosa, comprimida, dos isótopos 20 e 22 do neônio. Este recipiente é envolvido completamente por outro, B, conforme ilustrado na figura abaixo. No início, o recipiente B estava completamente evacuado. Por um pequeno furo na parede de A, gás escapa de A para B. Em uma situação deste tipo, a concentração (em fração molar) do isótopo mais leve no gás remanescente dentro do recipiente A, em função do tempo, a partir do início do vazamento.



- (A) permanece constante.
- (B) vai diminuindo sempre.
- (C) vai aumentando sempre
- (D) aumenta, passa por um máximo, retornando ao valor inicial.
- (E) diminui, passar por um mínimo, retornando ao valor inicial.

02 (IME) Um cilindro contendo oxigênio puro teve sua pressão reduzida de 2,60 atm para 2,00 atm em 47,0 min, devido a um vazamento através de um pequeno orifício existente. Quando cheio com outro gás, na mesma pressão inicial, levou 55,1 min. para que a pressão caísse outra vez ao valor de 2,00 atm. Determine o peso molecular do segundo gás. Considere que ambos os processos foram isotérmicos e que os gases nestas condições de pressão e temperatura apresentam comportamento ideal.

03 Compare as isotermas representadas em um diagrama $P \cdot V$ de um gás real e de um gás ideal.

04 Temperatura crítica é a temperatura a partir da qual um gás real não se liquefaz mais. Denota-se por P_c e V_c a pressão e o volume, respectivamente, nessa temperatura. Demonstre que $V_c = 3b$ para todo gás de Van der Waals.

1. Cálculos estequiométricos – casos comuns

Para a resolução dos exercícios de estequiometria, iremos utilizar todos os recursos vistos até agora. Devemos ter as leis ponderais bem fixadas e não podemos, nunca, esquecer o que nesta IME-ITA chamaremos de Relação Fundamental da Estequiometria.

1 mol → Massa Molar (ou Atômica) → $6,02 \cdot 10^{23}$ “algo” → 22,4 L (se gasoso e na CNTP)

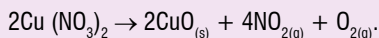
A resolução dos exercícios de estequiometria fica mais fácil se o aluno observar uma sequência de passos que o orientam até a resposta final.

Passos:

- Montar a reação química.
- Balancear a reação química.
- Relacionar as substâncias pedidas.
- Realizar as mudanças de unidades de acordo com o pedido no enunciado.
- Montar a regra de três, utilizando os valores do enunciado.
- Resolver a regra de três.
- Fornecer a resposta.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01 (ITA) Certa massa de nitrato de cobre ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) foi calcinada em ambiente aberto até restar um resíduo com massa constante que é sólido e preto. Formaram-se dois produtos gasosos, conforme a equação química:



A massa do NO_2 formado na reação de decomposição é igual a 18,4 g. Qual é o valor que mais se aproxima da massa inicial do nitrato de cobre?

- (A) 9,4 g. (D) 123 g.
(B) 37,5 g. (E) 246 g.
(C) 57,5 g.

Solução: Letra B.

Pela relação estequiométrica temos que:

2 mols de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 4$ mols de NO_2 (passando essa relação para massa)

$2 \cdot 187,5 \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 4 \cdot 46 \text{ g de NO}_2$ (utilizando dados do enunciado)

$X \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 18,4 \text{ g de NO}_2$

$X = 37,5 \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2$

Ampliando o exemplo:

Caso o exercício tivesse nos perguntado quantos átomos teríamos de NO_2 formado a partir de 7 mols de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Solução: $25,284 \cdot 10^{24}$ átomos.

Montamos a reação e a balanceamos até chegar a relação estequiométrica.

2 mols de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 4$ mols de NO_2 (mudando as unidades).

2 mols de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de NO_2 (utilizando dados do enunciado).

7 mols de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow X$ moléculas de NO_2 .

$X = 8,428 \cdot 10^{24}$ moléculas de NO_2 .

Como para cada molécula temos três átomos, ainda precisamos multiplicar o valor de X por 3, a fim de obter a resposta final,

Resposta: $25,284 \cdot 10^{24}$ átomos.

02 (IME) Uma substância química *A* reage com permanganato de potássio, em presença de ácido sulfúrico, gerando como produtos da reação sulfato de potássio, sulfato de manganês II, nitrato de sódio e água. Sabendo-se que a substância *A* é composta por 33,33% de sódio, 20,28% de nitrogênio e 46,39% de oxigênio, determine:

- a fórmula molecular, nomenclatura e função química da substância *A*.
- a massa de substância *A* necessária para se obter 170 g de nitrato de sódio.

Solução:

a. Começaremos encontrando sua fórmula mínima:

Supondo uma amostra de 100 g

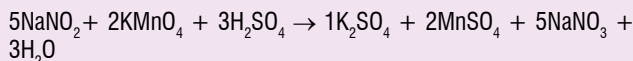
• Para o sódio: $\frac{33,33}{23} = 1,45 \quad \left(\frac{1,45}{1,45} = 1\right)$

• Para o nitrogênio: $\frac{20,28}{14} = 1,45 \quad \left(\frac{1,45}{1,45} = 1\right)$

• Para o oxigênio: $\frac{46,39}{16} = 2,90 \quad \left(\frac{2,90}{1,45} = 2\right)$

A fórmula mínima será NaNO_2 (o composto é um sal de nome nitrito de sódio).

b. Montando a reação:



Pela relação estequiométrica temos que:

5 mols de $\text{NaNO}_2 \rightarrow 5$ mols de NaNO_3 (passando essa relação para massa)

$5 \cdot 69 \text{ g de NaNO}_2 \rightarrow 5 \cdot 85 \text{ g de NaNO}_3$ (utilizando dados do enunciado)

$X \text{ g de NaNO}_2 \rightarrow 170 \text{ g de NaNO}_3$

$X = 138 \text{ g de NaNO}_2$.

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

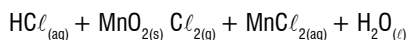
01 (Unicamp) Em 1990 foram consumidos, em nosso país, cerca de 164 bilhões ($164 \cdot 10^9$) de cigarros. A massa de um cigarro que é queimada correspondente a aproximadamente 0,85 g. Considerando que 40% da massa do cigarro seja do elemento carbono, quantas toneladas de dióxido de carbono (CO_2) os fumantes lançaram na atmosfera em 1990, no Brasil?

Observação: 1 tonelada (1 t) = 10^6 g.

Massas atômicas relativas: C = 12; O = 16.

02 (UNITAU) Uma amostra de sulfato de magnésio cristalizado pesando 1,23 g é aquecida até perder toda a água de cristalização. O sal anidro pesou 0,6 g. Dê a fórmula do sal cristalizado.

03 (UFV) A equação a seguir descreve um método utilizado para se obter gás cloro em escala de laboratório



- Escreva a equação balanceada desta reação.
- Considerando o MnO_2 puro, o rendimento da reação igual a 100% e a adição de HCl em excesso, a massa de gás cloro obtida a partir de 8,7 g de MnO_2 é:
- Considerando que, nas CNTP, 1 mol de gás ocupa aproximadamente 22,7 L, o gás cloro obtido, conforme descrito no item b, ocuparia, nas CNTP, o volume de:

04 (UNESP) Os hidretos de metais alcalinoterrosos reagem com água para produzir hidrogênio gasoso, além do hidróxido correspondente. Por isso, tais hidretos podem ser utilizados para inflar salva-vidas ou balões. Escreva a equação química balanceada e calcule o volume de hidrogênio produzido a 27°C e 1,00 atmosfera pela reação de 84,0 g de hidreto de cálcio, CaH_2 , com água.

Massas atômicas: Ca = 40; H = 1; O = 16.
Constante Universal dos gases: 0,0821 L atm/mol K.

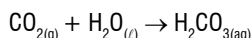
05 (UNESP) Níquel metálico puro pode ser obtido pela decomposição térmica do tetracarbonilníquel, $\text{Ni}(\text{CO})_4$. No processo é liberado o mesmo gás tóxico que usualmente provém do escapamento de automóveis.

- Escreva a equação química balanceada da decomposição do $\text{Ni}(\text{CO})_4$.
- Calcule a massa de níquel metálico puro, expressa em gramas, que pode ser obtida pela decomposição estequiométrica de 3,414 kg de $\text{Ni}(\text{CO})_4$.

06 (ITA) Qual é a relação entre as massas de gás oxigênio consumido na combustão completa de um mol, respectivamente, de metano, etanol e octano?

- (A) 3 : 6 : 24. (D) 6 : 9 : 27.
(B) 3 : 6 : 25. (E) 6 : 10 : 34.
(C) 4 : 7 : 25.

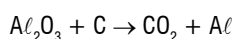
07 (UFAL) A anidrase carbônica é o catalisador biológico para a reação:



Essa reação é crítica na transferência do CO_2 dos tecidos para os pulmões por intermédio da corrente sanguínea. Uma molécula da enzima hidrata cerca de 106 moléculas de CO_2 por segundo. Quantos kg de CO_2 são hidratados em uma hora em 1 L de solução $5 \cdot 10^{-6}$ mol/L de enzima?

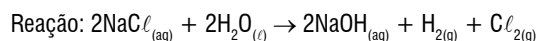
08 (UFF) Para se determinar o percentual de Ca^{2+} presente em amostra de leite materno, adiciona-se ion oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, na forma de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ à amostra, o que provoca precipitação de CaC_2O_4 . A adoção do procedimento descrito em determinada amostra de leite materno com 50,0 g de massa originou 0,192 g de CaC_2O_4 . Qual o percentual de Ca^{2+} nesta amostra?

09 (FUVEST) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:

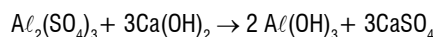


Para dois mols de Al_2O_3 , quantos mols de CO_2 e de Al , respectivamente, são produzidos nesse processo?

10 (UFF) O cloro empregado nos sistemas de purificação da água é obtido, industrialmente, pela decomposição eletrolítica da água do mar mediante a reação química representada a seguir. Qual é a massa de cloreto de sódio a ser utilizada na produção de 25 toneladas (ton) de cloro, supondo uma eficiência de 100% do processo?

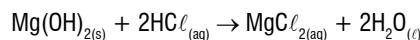


11 (FUVEST) Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão, através do arraste por flocos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada abaixo.



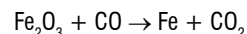
Para tratar $1,0 \cdot 10^6$ m³ de água foram adicionadas 17 toneladas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Qual a massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necessária para reagir?

12 (UFF) Em alguns antiácidos, emprega-se o $\text{Mg}(\text{OH})_2$ como agente neutralizante do HCl contido no suco gástrico. A reação que ocorre é a seguinte:



Supondo-se que alguém tenha 36,5 µg de HCl no estômago, qual é a massa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ necessária para completa neutralização?

13 (PUC-MG) O ferro, importante elemento usado em pontes, estruturas, aço, ferramentas, entre outras aplicações, não é encontrado puro na natureza. É obtido pela redução da hematita, Fe_2O_3 , nos altos-fornos, através da seguinte equação não ajustada:



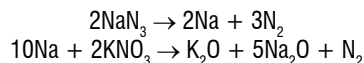
Quantos mols de ferro são obtidos, quando 140 kg de CO reagem com Fe_2O_3 , supondo rendimento de 100%?

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (UFRJ) Na reação $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{XC}_{l_2} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{X}(\text{NO}_3)_2$, em que X representa um elemento químico, são consumidos 11,1 g de XC_{l_2} para precipitar 27,8 g de cloreto de chumbo II.

- Classifique essa reação.
- Qual o nome do composto XC_{l_2} ? Justifique sua resposta.

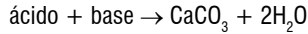
02 (FUVEST) O equipamento de proteção conhecido como *air bag*, usado em automóveis, contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando N_2 que infla um recipiente de plástico. As equações das reações envolvidas no processo são:



- Considerando que N_2 é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio (NaN_3) necessária para que sejam gerados 80 L de nitrogênio, nas condições ambientes.
- Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimaduras. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.
(Dados: Volume molar de gás nas condições ambientes: 25 L/mol; massa molar do NaN_3 : 65 g/mol.)

03 (UFRJ) O cálcio é um elemento que está presente em organismos vivos sob a forma de diversos compostos. Os ossos e os dentes, por exemplo, contêm sais de cálcio, tais como fosfato de cálcio e a hidroxiapatita; as conchas de animais marinhos contêm carbonato de cálcio.

a. O carbonato de cálcio pode ser obtido através de uma reação de neutralização como a esquematizada a seguir:



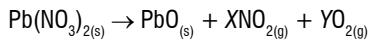
Calcule a massa de carbonato de cálcio formada quando 12,4 g do ácido são consumidos.

b. A hidroxiapatita (hidroxifosfato de cálcio) tem a seguinte fórmula química: $\text{Ca}_x(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Determine x .

04 (UNICAMP) Massas iguais dos elementos lítio (Li), sódio (Na) e potássio (K) reagiram, separadamente, com cloro gasoso (Cl_2) em excesso, dando os respectivos cloretos. Consultando as massas atômicas relativas: Li = 6,94; Na = 23,0; K = 39,1 e Cl = 35,5; responda, justificando suas respostas.

a. Qual dos cloretos obtidos apresentou a maior massa?
b. Em qual das três reações foi consumida a menor quantidade de cloro?

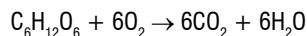
05 (UNICAMP) O dióxido de nitrogênio pode ser obtido em laboratório pelo aquecimento do nitrato de chumbo-II, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, que se decompõe de acordo com a equação:



Pergunta-se:

a. Qual o valor dos coeficientes indicados por X e Y na equação anterior?
b. Qual o volume total dos gases produzidos, a 500K e 1,0 bar, quando 1,0 mol de nitrato de chumbo se decompõe?
Dado: R = 0,081 bar L/Kmol.

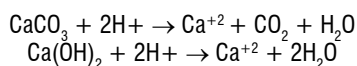
06 (UNESP) Um homem em repouso consome em média 200 cm³ de oxigênio molecular a 27°C e 1 atmosfera de pressão por quilograma de peso por hora. O oxigênio consumido é utilizado para produção de energia através da oxidação de glicose, segundo a reação:



Para um homem de 61,5 quilogramas de peso, calcule:

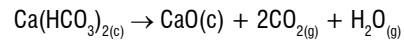
a. o número de mols de O_2 consumido em 1 hora de repouso;
b. a massa de glicose gasta no período de 1 hora.

07 (UNICAMP) Certos solos, por razões várias, costumam apresentar uma acidez relativamente elevada. A diminuição desta acidez pode ser feita pela adição ao solo de carbonato de cálcio, CaCO_3 , ou hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ocorrendo uma das reações, a seguir representadas:



Um fazendeiro recebeu uma oferta de fornecimento de carbonato de cálcio ou de hidróxido de cálcio, ambos a um mesmo preço por quilograma. Qual dos dois seria mais vantajoso, em termos de menor custo, para adicionar à mesma extensão de terra? Justifique.

08 (ITA) No processo de aquecimento, na presença de ar, representado pela equação:



Qual a perda de massa para cada grama do respectivo reagente no estado sólido?

09 (ITA) Um método de obtenção de prata pura e porosa consiste na decomposição térmica de seu carbonato. Qual massa de prata seria obtida pela decomposição de um quilograma de Ag_2CO_3 ?

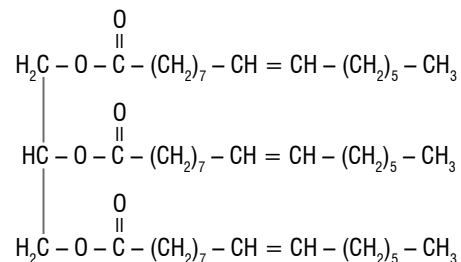
- (A) (1.000 g / 275,8 g) · 107,9 g.
(B) (1.000 g / 275,8 g / mol) · 215,8 g/mol.
(C) (275,8 g / 107,9 g/mol) · 1.000 g/mol.
(D) (1.000 g / 215,8 g) · 275,8 g.
(E) (275,8 g/mol / 1.000 g) · 107,8 mol.

10 (CESGRANRIO) O fabricante de bebidas alcóolicas é obrigado a indicar, nos rótulos dos frascos, os teores do álcool nelas contido. Isso é feito através de uma porcentagem de volume denominada Graus Gay-Lussac (°GL). Por exemplo: 20°GL indica que a porcentagem de álcool é de 20% em volume. Sabendo-se que o grau alcóolico de certo uísque é de 46°GL, qual a massa, em gramas, de óxido de cálcio (CaO) necessária para retirar toda a água de 1 litro dessa bebida?
(Considere a equação: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$, sendo a $d\text{H}_2\text{O} = 1,0 \text{ g/mL}$.)

11 (UFF) Por muitos anos, os aborígenes da Austrália usaram folhas de eucalipto para combater dores, em particular, a de garganta. O componente ativo dessas folhas foi identificado como eucaliptol, cuja massa molar é 154,0 g. Ao se analisar uma amostra de eucaliptol com 3,16 g, encontrou-se o seguinte resultado: C = 2,46 g; H = 0,37 g; O = 0,33 g. Considere essas informações e determine:

a. a fórmula molecular do eucaliptol;
b. a massa, em gramas, de H_2O produzida na combustão completa da amostra.

12 (UERJ) O consumo de óleos ricos em triglicerídeos poli-insaturados, como os de milho, girassol e canola, vem sendo recomendado, pois seriam menos prejudiciais à saúde do que os saturados. Uma forma de se identificar a presença de insaturações é a determinação de seu índice de iodo. Este índice é definido como a massa, em gramas, de iodo molecular consumida na reação de adição às duplas-ligações entre átomos de carbono presentes em 100 g de triglicerídeos. O triglicerídeo representado a seguir possui massa molar de $800 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Admitindo que a reação apresente 100% de rendimento, calcule o índice de iodo estimado para este triglicerídeo.

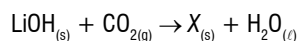


13 (FUVEST) Rodando a 60 km/h, um automóvel faz cerca de 10 km por litro de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Calcule o volume de gás carbônico (CO_2), em metros cúbicos, emitido pelo carro após 5 horas de viagem. Admita queima completa do combustível.
(Dados: d etanol: 0,8 kg/L; MM do etanol: 46 g/mol; V do CO_2 : 25 L/mol.)

14 (UNICAMP) A Apollo13, uma nave tripulada, não pôde concluir sua missão de pousar no solo lunar devido a uma explosão em um tanque de O_2 líquido. Esse fato desencadeou uma série de problemas que necessitaram de soluções rápidas e criativas. Um dos problemas foi o acúmulo de CO_2 no módulo espacial. Para reduzir o teor desse gás na cabine da nave, foi improvisado um filtro com hidróxido de lítio que removia o gás carbônico formado. Qual seria a massa de hidróxido de lítio necessária para remover totalmente o gás carbônico presente, considerando-o a uma pressão parcial igual a 2% da pressão ambiente total de 1 atm, estando a cabine à temperatura de $20^\circ C$ e supondo-se um volume interno de $60 m^3$?

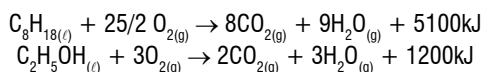
15 (JEROME L. ROSENBERG) Uma amostra de 3,245 g de um cloreto de titânio foi reduzida, com sódio, a titânio metálico. Depois de retirado, através de lavagem, o cloreto de sódio resultante, o titânio metálico residual foi seco e pesou 0,819 g. Qual a fórmula empírica do cloreto de titânio?

16 (UFF) O hidróxido de lítio, $LiOH$, por seu baixo peso molecular, tem sido utilizado para a renovação do ar no interior das espaçonaves, nas quais absorve o CO_2 exalado pelos astronautas, segundo a reação incompleta:



Determine o volume máximo de CO_2 à pressão de 781 mmHg que pode ser absorvido por 348 mg de $LiOH$ à temperatura de $21^\circ C$.

17 (FUVEST) Com a chegada dos carros com motor *Flex*, que funcionam tanto com álcool quanto com gasolina, é importante comparar o preço do litro de cada um desses combustíveis. Supondo-se que a gasolina seja octano puro e o álcool, etanol anidro, as transformações que produzem energia podem ser representadas por:



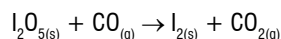
Considere que, para o mesmo percurso, idêntica quantidade de energia seja gerada no motor *Flex*, quer se use gasolina, quer se use álcool. Nesse contexto, será indiferente, em termos econômicos, usar álcool ou gasolina se o quociente entre o preço do litro de álcool e do litro de gasolina for igual a:

Dados:

	Massa molar (g/mol)	Densidade (g/mL)
octano	114	0,70
etanol	46	0,80

- (A) 1/2.
(B) 2/3.
(C) 3/4.
(D) 4/5.
(E) 5/6.

18 (UFMS) Pentóxido de iodo, I_2O_5 , é um reagente muito importante porque pode, na ausência de água, eliminar do ambiente o monóxido de carbono (CO), um dos principais poluentes da atmosfera urbana, conforme mostra a reação não balanceada:



Considerando um rendimento de 100% para a reação acima, é correto afirmar que:

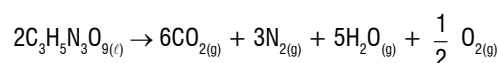
01. são necessários $3,34 \cdot 10^8$ g de I_2O_5 para eliminar $1,12 \cdot 10^8$ L de CO do ar, nas CNTP.

02. o gás CO_2 é tóxico tanto quanto o CO, porém é mais denso que ele.
04. o I_2O_5 é um composto covalente que age como um ácido de Brønsted nessa reação.
08. meio mol de I_2O_5 produz 56,0 L de $CO_{2(g)}$, nas CNTP.
16. a reação acima é de redox, em que o CO é o redutor e o I_2O_5 é o oxidante.

19 (FUVEST) A oxidação da amônia (NH_3) com oxigênio, a alta temperatura e na presença de catalisador, é completa, produzindo óxido nítrico (NO) e vapor-d'água. Partindo de amônia e oxigênio, em proporção estequiométrica, qual a porcentagem (em volume) de NO na mistura gasosa final?

- (A) 10%. (D) 40%.
(B) 20%. (E) 50%.
(C) 30%.

20 Explosivos produzem, em geral, um grande volume de gases com produtos. A nitroglicerina detona de acordo com a seguinte reação.



Se 1 g de nitroglicerina sofre uma explosão, qual o volume de gases produzidos, se a pressão total é de 1atm e temperatura $500^\circ C$?

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (UNICAMP) Após tomar posse das terras “brasileiras”, Cabral seguiu para as Índias, onde se envolveu em um conflito, acabando por bombardear, ininterruptamente, a cidade de Calicute, durante dois dias. A pólvora usada pelos portugueses naquele tempo apresentava aproximadamente a seguinte composição em massa: 66% de nitrato de potássio, 24% de carvão e o restante, enxofre.

- O oxigênio necessário para a reação explosiva que ocorre com a pólvora é oriundo apenas de um de seus componentes. Escreva a fórmula química deste componente.
- Considerando a combustão completa de 1,0 kg de pólvora, calcule nas condições normais de pressão e temperatura o volume de gás carbônico formado nessa reação. (Massa molar do carbono = $12 g mol^{-1}$.)
- Desenhe um gráfico que represente esquematicamente a variação da pressão no interior do canhão, em função do tempo, desde o momento em que foi aceso o pavio até depois da saída da bala pela boca do canhão.

02 Uma amostra pesando 0,8000 g fornece por calcinação um resíduo contendo os óxidos: Al_2O_3 , Fe_2O_3 e TiO_2 que pesa 0,0780. Mediante análise é encontrado neste resíduo 5% de Ti, sendo que a amostra original contém 2,5% de Fe. Calcule a porcentagem de Al na amostra.

03 A combustão ao ar de certo elemento não metálico de fórmula X_8 produz XO_3 . Escreva a reação equilibrada para essa reação. Se 120 g de oxigênio são consumidos completamente juntamente com 80 g de X_8 , identifique o elemento X.

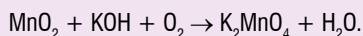
04 (GENERAL CHEMISTRY-MC MURRY & FAY) O termo alúmen refere-se a uma classe de compostos com fórmula: $MM^*(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ em que M e M^* são metais diferentes. Uma amostra de 20 g de certo alúmen é aquecida para retirar a água e o resíduo anidro pesa 11,123. O tratamento do resíduo com excesso de NaOH precipita todo o M^* como $M^*(OH)_3$, que pesa 4,388 g. Calcule a massa molar do alúmen e identifique M e M^* .

1. Reações consecutivas

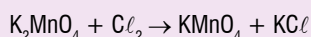
No caso em que são fornecidas reações sucessivas e o problema pede para relacionar o reagente da primeira reação com um produto da última, por exemplo, não é necessária a realização de sucessivas contas até a obtenção do resultado. Pode-se estabelecer uma relação direta, desde que as reações estejam balanceadas em conjunto, ou seja, os coeficientes do produto da primeira reação que também apareça como reagente da segunda sejam exatamente os mesmos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Uma das técnicas de produção de KMnO_4 requer duas reações características. Na primeira, o MnO_2 é convertido a K_2MnO_4 por reação com KOH fundido na presença de O_2 :

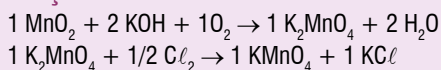


Na segunda, K_2MnO_4 é convertido a KMnO_4 por reação com Cl_2 :



Que massa de Cl_2 é necessária para produzir KMnO_4 , partindo-se de 10,0g de MnO_2 ?

Solução:



1 mol de MnO_2	1 mol de KMnO_4
1 x 87g de MnO_2	1 x 158 g de KMnO_4
10 g de MnO_2	X g de KMnO_4

$$X = 18,16 \text{ g de } \text{KMnO}_4$$

2. Reagente em excesso

Os exercícios que normalmente apresentam os valores de mais de um reagente e pedem para que se relacione com os produtos devem ter uma atenção especial, uma vez que, para se determinar algo nos produtos, apenas a informação de um dos reagentes é suficiente.

Nesses casos então, provavelmente, os valores fornecidos não estão na proporção estequiométrica. A forma correta de resolver o exercício começa pela identificação do reagente limitante (apresenta proporcionalmente a menor quantidade), o qual será relacionado com o produto, pois no momento em que este limitante termina, a reação cessa.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Em um recipiente inerte, hermeticamente fechado, existem disponíveis 100 g de ferro, 100 g de água e 10 g de oxigênio. Supondo que ocorra a reação representada por: $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} + 3/2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3$ e que a reação prossiga até o consumo completo do(s) reagente(s) minoritário(s), podemos prever que irá(irão) sobrar:

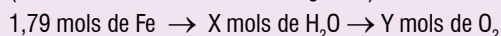
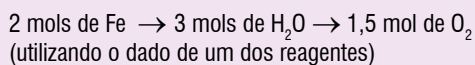
- | | |
|---|-----------------------------------|
| (A) Fe e H_2O . | (D) apenas Fe. |
| (B) Fe e O_2 . | (E) apenas H_2O . |
| (C) H_2O e O_2 . | |

Solução: Letra C.

Calculando o número de mols presente de cada componente.

- Para o ferro: $\frac{100}{56} = 1,79 \text{ mol}$.
- Para a água: $\frac{100}{18} = 5,55 \text{ mols}$.
- Para o oxigênio: $\frac{100}{32} = 3,12 \text{ mols}$.

Termos da proporção estequiométrica:



Calculando X e Y:

X = 2,69 mols (como temos 5,55 mols) – reagente em excesso

Y = 1,34 mol (como temos 3,12 mols) – reagente em excesso.

3. Reagente impuro

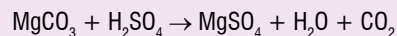
Dentro dos processos químicos, é comum o uso de reagentes impuros, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque são encontrados assim na natureza. Como as impurezas não reagem (ou não formam os mesmos produtos que o reagente principal), elas não são contabilizadas nos cálculos estequiométricos.

Grau de pureza (p) é o quociente entre a massa (m) da substância (que realmente será utilizada nos cálculos) e a massa (m') total da amostra (ou massa do material bruto).

O valor de p multiplicado por 100 fornece a porcentagem de pureza.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Uma amostra de 12,5 g de carbonato de magnésio foi tratada com excesso de solução de ácido sulfúrico, ocorrendo a reação:



Nessa reação foram obtidos 600 cm^3 de CO_2 , medidos a 27°C e 5 atm de pressão. Qual a porcentagem de pureza da amostra inicial?

Solução: 82%.

Inicialmente vamos achar a massa de CO_2 obtido:

$$PV = nRT$$

$$5,0,6 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \rightarrow n = 0,122 \text{ mol}$$

Partindo para a reação:

1 mol de MgCO_3	1 mol de CO_2
1 x 84 g de MgCO_3	1 mol de CO_2
X de MgCO_3	0,122 mol de CO_2
X = 10,25 g	

O grau de pureza será $p = 10,25/12,5 = 0,82$.

Portanto, a porcentagem de pureza será de 82%.

4. Rendimento não total de reação

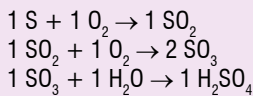
É comum uma reação química produzir uma quantidade de produto menor do que a esperada pela reação correspondente; quando isso ocorre, dizemos que o rendimento da reação não é total. Tal fato pode ocorrer porque a reação é “incompleta” (reação reversível) ou porque ocorrem “perdas” durante a reação (por má qualidade da aparelhagem, deficiência do operador).

Dessa forma, usamos a seguinte definição:

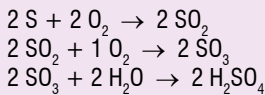
Rendimento (r) de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto (q) realmente obtida e a quantidade (q') de produto que seria teoricamente obtida pela equação química correspondente.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Qual o rendimento global do processo, descrito pelas reações abaixo, que produz 22,05 toneladas de H_2SO_4 a partir de 8 toneladas de enxofre?



Solução: 90%.



Podemos então relacionar o enxofre (S) com o ácido sulfúrico (H_2SO_4):



Calculando o rendimento:

$$\begin{aligned} 100\% &\rightarrow 24,5 \cdot 10^6 \text{ g} \\ R\% &\rightarrow 22,05 \cdot 10^6 \text{ g} \\ 24,5 \cdot 10^6 \cdot R &= 100 \cdot 22,05 \cdot 10^6 \Rightarrow R = 90\% \end{aligned}$$

5. Participação do ar na reação

Sabemos que o ar é uma mistura gasosa de nitrogênio e oxigênio, principalmente. Podemos utilizá-lo quando queremos realizar alguma reação com o oxigênio. Para efeito de cálculo, costuma-se considerar que o ar tem aproximadamente 80% de nitrogênio e 20% de oxigênio.

Dos componentes do ar, somente o oxigênio costuma participar das reações, provocando oxidações em geral. O nitrogênio normalmente não reage (sendo chamado de gás inerte). Contudo, ele ocupa espaço e pode ser, portanto, importante sua detecção.

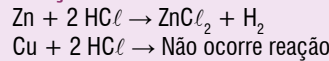
6. Quando os reagentes são uma mistura

Neste caso devemos atentar que os compostos reagem de forma simultânea e independente, de forma que as misturas não são obrigadas a seguir uma proporção constante, mas, no entanto, toda equação química deve obedecer a uma proporção constante de acordo com a Lei de Proust. Tal fato deve ser levado em consideração durante a realização do exercício.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1,31 g de uma mistura de limalhas de cobre e zinco reagiu com excesso de solução de ácido clorídrico, em uma aparelhagem adequada, produzindo gás hidrogênio. Esse gás, depois de seco, ocupou um volume de 269 mL sob pressão de 0,90 atm e a 300K (que corresponde a $1,1 \cdot 273$ K). A fração de zinco nessa mistura é:

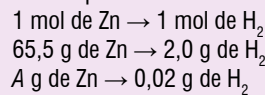
Solução:



Cálculo da massa de hidrogênio produzida

$$\begin{aligned} PV &= nRT \\ 0,90 \cdot 0,269 &= n \cdot 0,082 \cdot 1,1 \cdot 273 \\ n &= 0,01 \text{ mol} \\ m &= 0,02 \text{ g de hidrogênio} \end{aligned}$$

Como o cobre não desloca o hidrogênio, todo o hidrogênio produzido é de responsabilidade do zinco.



$$\begin{aligned} A &= 0,655 \text{ g} \\ 1,31 \text{ g} &\rightarrow 100\% \\ 0,655 \text{ g} &\rightarrow x\% \\ x &= 50\% \text{ de zinco.} \end{aligned}$$

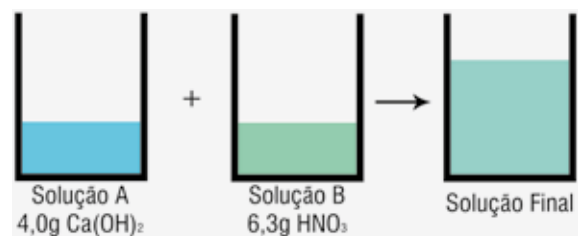
EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (VUNESP) São colocadas para reagir entre si as massas de 1,00 g de sódio metálico e 1,00 g de cloro gasoso. Considere que o rendimento da reação é 100%. São dadas as massas molares, em g/mol: Na = 23,0 e Cl = 35,5. A afirmação correta é:

- (A) há excesso de 0,153 g de sódio metálico.
- (B) há excesso de 0,352 g de sódio metálico.
- (C) há excesso de 0,282 g de cloro gasoso.
- (D) há excesso de 0,153 g de cloro gasoso.
- (E) nenhum dos dois elementos está em excesso.

02 (UFRS) Misturam-se duas soluções aquosas conforme o esquema a seguir.

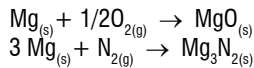
(Dados: Massas molares: $HNO_3 = 63$ g/mol; $Ca(OH)_2 = 74$ g/mol.)



Após a reação, observa-se que a solução final é:

- (A) neutra, pois não há reagente em excesso.
- (B) ácida, devido a um excesso de 0,6 g de HNO_3 .
- (C) ácida, devido a um excesso de 0,3 g de HNO_3 .
- (D) neutra, devido à formação de $Ca(NO_3)_2$.
- (E) básica, devido a um excesso de 0,3 g de $Ca(OH)_2$.

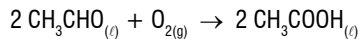
03 (UNESP) As reações a seguir podem ocorrer na queima de magnésio ao ar.



Uma amostra de 0,243 g de magnésio foi queimada ao ar, sendo totalmente transformada em 0,436 g de produto sólido.

- O material resultante é MgO puro? Justifique sua resposta.
- Que quantidade (em mols) de Mg_3N_2 , se formaria se a massa indicada de magnésio fosse totalmente convertida no nitreto?

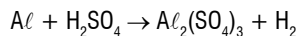
04 (UFRGS) Em um processo de produção de ácido acético, borbulha-se oxigênio no acetaldeído (CH_3CHO), a 60°C , na presença de acetato de manganês II como catalisador:



Em um ensaio de laboratório para esta reação, opera-se no caso de reação com 22,0 gramas de CH_3CHO e 16,0 gramas de O_2 . Quantos gramas de ácido acético são obtidos nesta reação a partir destas massas de reagentes e qual o reagente limitante, ou seja, o reagente que é completamente consumido?

	Massa de CH_3COOH obtida	Reagente Limitante
(A)	15,0 g	CH_3CHO
(B)	30,0 g	O_2
(C)	30,0 g	CH_3CHO
(D)	60,0 g	O_2
(E)	120,0 g	CH_3CHO

05 (CESGRANRIO) O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é dada a seguir:

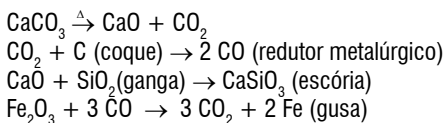


Um analista utilizou uma quantidade suficiente de H_2SO_4 para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Nesse processo, o analista obteve um rendimento aproximado de:

Dados: $\text{Al} = 27$

- 75%.
- 80%.
- 85%.
- 90%.
- 95%.

06 (CESGRANRIO) Na obtenção de ferro-gusa no alto-forno de uma siderúrgica utilizam-se, como matérias-primas, hematita, coque, calcário e ar quente. A hematita é constituída de Fe_2O_3 e ganga (impureza ácida rica em SiO_2), com o calcário sendo responsável pela eliminação da impureza contida no minério e pela formação do redutor metalúrgico para a produção do ferro-gusa, de acordo com as seguintes reações:



Nesse processo de produção de ferro-gusa, para uma carga de 2 toneladas de hematita com 80% de Fe_2O_3 , a quantidade necessária de calcário, em kg, contendo 70% de CaCO_3 , será:

- 2.227.
- 2.143.
- 1.876.
- 1.428.
- 1.261.

07 (MACKENZIE) Uma amostra de 340,0 g de salitre do chile, cujo teor em nitrato de sódio é de 75%, reage com ácido sulfúrico concentrado, produzindo bissulfato de sódio (NaHSO_4) e ácido nítrico. A massa mínima de ácido, necessária para reagir com todo o nitrato de sódio, é igual a: Dadas as massas molares: (g/mol) H = 1, N = 14, O = 16, Na = 23 e S = 32.

- 147,0 g.
- 522,7 g.
- 73,5 g.
- 294,0 g.
- 392,0 g.

08 (PUC-MG) O medicamento *leite de magnésia* é uma suspensão de hidróxido de magnésio. Esse medicamento é utilizado para combater a acidez estomacal provocada pelo ácido clorídrico, encontrado no estômago. Sabe-se que, quando utilizamos 12,2 g desse medicamento, neutraliza-se certa quantidade do ácido clorídrico, produzindo 16,0 gramas de cloreto de magnésio. O grau de pureza desse medicamento, em termos do hidróxido de magnésio, é igual a:

(Massas molares (g/mol): H = 1; Cl = 35,5; Mg = 24.)

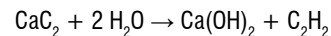
- 90 %.
- 80 %.
- 60 %.
- 40 %.
- 30 %.

09 (UECE) A massa de sulfato de cálcio obtida, quando se trata de 185 g de hidróxido de cálcio contendo 40% de impurezas, por excesso de solução de ácido sulfúrico, é de:

(Massas atômicas: Ca = 40; S = 32; O = 16; H = 1.)

- 204 g.
- 136 g.
- 36 g.
- 111 g.

10 (UFSM) O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbetto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação.



Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido, nas CNTP, em litros, é de aproximadamente:

(Dados: massas molares C = 12 g/mol; Ca = 40 g/mol; H = 1 g/mol.)

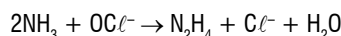
- 0,224.
- 2,24.
- 26.
- 224.
- 260.

11 (ITA) Calcule o máximo de massa de água que se pode obter partindo de 8,0 gramas de hidrogênio e 32,0 gramas de oxigênio. Indique qual o reagente em excesso e quanto sobra dele.

12 (UNIFESP) O gás sulfeto de hidrogênio é uma substância que dá aos ovos podres o nauseabundo odor que exalam. Esse gás é formado na reação de um ácido forte, como o ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, com sulfeto de sódio, Na_2S . Considerando que a reação química se processa até consumir todo o reagente limitante, quando são transferidos para um recipiente 195 g de sulfeto de sódio, 584 g de ácido clorídrico a 25% em massa e água destilada, a quantidade produzida de sulfeto de hidrogênio, em gramas, é igual a:

- (A) 779. (D) 85.
(B) 683. (E) 68.
(C) 234.

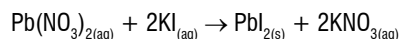
13 (UNESP) Um químico deseja preparar hidrazina (N_2H_4) através da reação de 3,6 mol de NH_3 com 1,5 mol de OCl^- . A reação química é dada pela equação:



O número de mols de hidrazina obtido é:

- (A) 1,5. (D) 3,6.
(B) 1,8. (E) 5,1.
(C) 2,1.

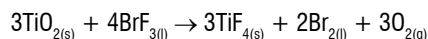
14 (EFOA) O iodeto de potássio reage com nitrato de chumbo segundo a equação abaixo:



Sabendo que em um recipiente foram colocados para reagir, em solução aquosa, 5 mols de nitrato de chumbo e 2,0 kg de iodeto de potássio, assinale a afirmativa **incorreta**:

- (A) Cada 5,0 mols de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ reagem com 1.660 g de KI.
(B) Cada 5,0 mols de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ produzem 2.305 g de PbI_2 .
(C) Serão formados 1 mol de PbI_2 e 2 mols de KNO_3 .
(D) Completada a reação, sobrarão 340 g de KI.
(E) Cada 5,0 mols de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ formarão 5,0 mols de PbI_2 e 10 mols de KNO_3 .

15 (UFC) A porcentagem de TiO_2 em um minério pode ser determinada através da seguinte reação:



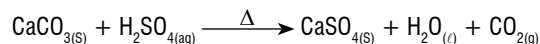
Se 12,0 g do minério produzem 0,96 g de O_2 , a porcentagem aproximada de TiO_2 nesse minério é de:

- (A) 10%. (D) 40%.
(B) 20%. (E) 50%.
(C) 30%.

16 (UEPB) Um caminhão tanque carregando $9,8 \times 10^3$ kg de ácido sulfúrico concentrado tomba e derrama sua carga. Se a solução é 95% de H_2SO_4 em massa, quantos quilogramas de carbonato de cálcio (CaCO_3) são necessários para neutralizar o ácido?

- (A) 9800 kg. (D) 9120 kg.
(B) 9500 kg. (E) 10500 kg.
(C) 10000 kg.

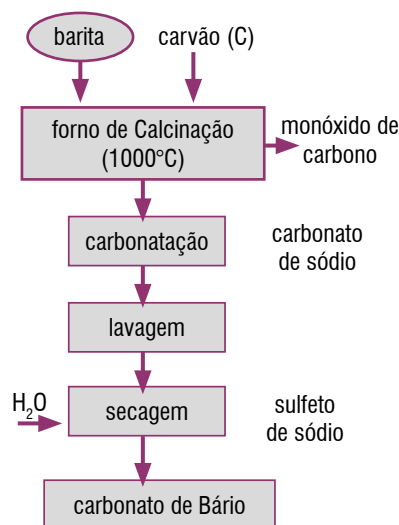
17 Oitenta gramas de calcário (grau de pureza é de 90% em CaCO_3) reagem com ácido sulfúrico, segundo a equação química: (Considere as seguintes massas atômicas: Ca = 40; O = 16; C = 12; S = 32; H = 1 e volume molar = 22,4 L).



Qual o volume de gás carbônico formado nas CNTP, na reação acima?

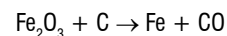
- (A) 16,13 L. (D) 161,3 L.
(B) 17,92 L. (E) 22,4 L.
(C) 1,61 L.

18 (UFRJ) O carbonato de bário é um insumo importante na indústria eletro-eletrônica, onde é utilizado na fabricação de cinescópios de televisores e de monitores para computadores. O carbonato de bário pode ser obtido a partir da barita, um mineral rico em sulfato de bário, pelo processo esquematizado a seguir.



- a. Escreva a reação que ocorre no forno de calcinação.
b. Sabendo que o rendimento global do processo é de 50%, calcule a quantidade, em kg, de carbonato de bário puro obtida a partir do processamento de 4,66 kg de sulfato de bário.

19 (UNIFICADO) Em um processo de obtenção de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), considere a equação não balanceada:



Utilizando-se 4,8 toneladas de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:
Pesos atômicos: C = 12; O = 16; Fe = 56

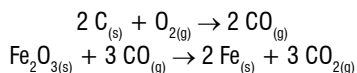
- (A) 2688 kg. (D) 2688 t.
(B) 3360 kg. (E) 3360 t.
(C) 1344 t.

20 (Faap SP) Aquecendo-se 2 g de hidrogeno-carbonato de sódio, verificou-se a formação de 1,06 g de carbonato. Qual o rendimento da decomposição?

- (A) 80%. (D) 100%.
(B) 42%. (E) 84%.
(C) 50%.

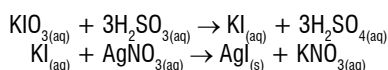
EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (FUVEST) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



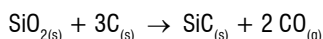
O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda reação. Considerando apenas estas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro.

02 (UNB) Um aluno decidiu realizar um projeto de Química para sua escola, investigando o teor de iodato de potássio em uma marca de sal. Uma amostra de massa igual a 1,0 g do sal de cozinha foi dissolvida em água e o iodo foi precipitado na forma de iodeto de prata (AgI), conforme representado pelas seguintes equações:



Sabendo que a massa de iodeto de prata obtida foi de $4,70 \times 10^{-5}$ g e considerando que $M(\text{KIO}_3) = 214$ g/mol e $M(\text{AgI}) = 235$ g/mol, calcule, em gramas, a massa de iodato de potássio presente em uma tonelada de sal. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

03 (UFSE) Carbeto de Silício, SiC, carborundum, usado como abrasivo, é obtido pela reação representada pela equação:



Considere os seguintes experimentos, em que foram submetidas à reação, massas diferentes de SiO₂ e C:

Experimento	Massas SiO ₂ (g)	Massa C (g)
I	3,0	2,0
II	3,0	4,0
III	4,0	2,4

Em relação à massa de carbeto de silício obtida pode-se afirmar que:

- (A) a maior massa de SiC é obtida no experimento II.
- (B) a menor massa de SiC é obtida no experimento III.
- (C) massas iguais de SiC são obtidas nos experimentos I e II.
- (D) massas iguais de SiC são obtidas nos experimentos I e III.
- (E) massas iguais de SiC são obtidas nos experimentos II e III.

04 (PETER ATKINS) Um vaso de reação contém 5,77 g de fósforo branco e 5,77 g de oxigênio. A primeira reação que ocorre é a formação de óxido de fósforo (III). Se o oxigênio presente é suficiente, a reação prossegue, com formação de óxido de fósforo (V).

- a. Qual o reagente limitante para a formação de P₄O₁₀?
- b. Qual a massa de P₄O₁₀ produzida?
- c. Quantos gramas de reagente em excesso permanecem no vaso de reação?
(Reações: $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$ e $\text{P}_4\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$)

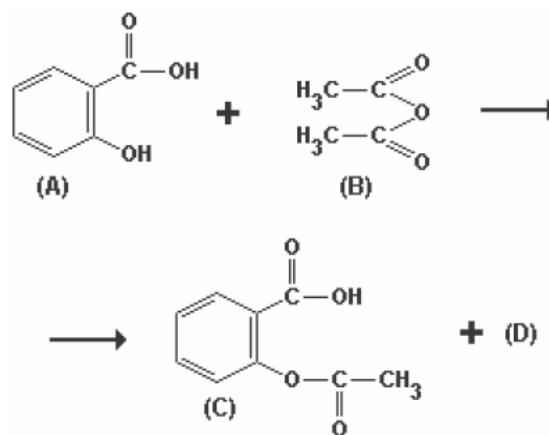
05 (PETER ATKINS) Quando soluções de nitrato de cálcio e ácido fosfórico em água são misturadas, um sólido branco precipita.

- a. Qual a fórmula do sólido?
- b. Quantos gramas de sólido podem se formar a partir de 206 g de nitrato de cálcio e 150 g de ácido fosfórico?

06 (UNIRIO) “Analgésicos vendidos sem prescrição médica podem ter efeitos colaterais graves. Em estudo da Universidade de Stanford, com 4.164 pessoas, verificou-se que as que tomaram sistematicamente anti-inflamatórios não hormonais, como aspirina, têm risco quatro vezes maior de hemorragias gastrointestinais.”

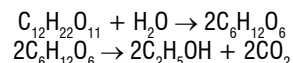
(Jornal do Brasil, 09/09/98.)

A aspirina é obtida a partir do ácido salicílico, segundo a reação:



- a. Qual o nome do reagente B?
- b. Qual a estrutura do subproduto D?
- c. Partindo de 0,5 mol do reagente A, quantos gramas do produto C serão obtidos, considerando que o rendimento da reação seja de 90%?

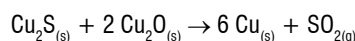
07 (CESGRANRIO) O álcool etílico, C₂H₅OH, usado como combustível, pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose, representada simplificada pelas equações:



Partindo-se de uma quantidade de caldo de cana, que contenha 500 kg de sacarose, e admitindo-se um rendimento de 68,4%, a massa de álcool obtida em kg será:

- (A) 44.
- (B) 46.
- (C) 92.
- (D) 107.
- (E) 342.

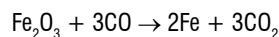
08 (FEI) O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Sua obtenção pode ocorrer pela reação da calcosita (Cu₂S) com a cuprita (Cu₂O) representada a seguir:



Em uma reação com 60% de rendimento, a massa de cobre obtida a partir de 200 g de calcosita com 20,5% de impureza e cuprita suficiente é: (Dados: O = 16 u S = 32,0 u Cu = 63,5 u.)

- (A) 58,9 g. (D) 381,0 g.
(B) 98,2 g. (E) 405,0 g.
(C) 228,6 g.

09 (MACK)



Dados: massas molares (g/mol): Fe = 56 ; O = 16 ; C = 12

Relativamente à equação anterior, que representa de forma simplificada a obtenção do ferro a partir da hematita, fazem-se as afirmações a seguir.

- O ferro é obtido por redução da hematita.
- Ocorre uma reação de adição.
- Obtêm-se 210 kg de ferro, se for usada uma tonelada de hematita com 40% de pureza e considerando que o rendimento da reação foi de 75%.
- No monóxido de carbono ocorre redução.

Dentre as afirmações, somente são corretas:

- (A) I e II.
(B) II e IV.
(C) II e III.
(D) III e IV.
(E) I e III.

10 (VUNESP) O solvente acetato de etila é obtido pela reação entre ácido acético e etanol, em presença de pequena quantidade de ácido sulfúrico. Forma-se, também, água no processo.

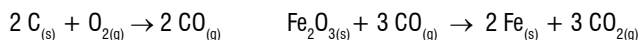
(Massas molares, em g/mol: ácido acético = 60; acetato de etila = 88.)

- Escreva a equação balanceada da reação.
- Sabendo-se que o rendimento do processo é de 80%, calcule a massa de ácido acético necessária para a produção de 70,4 kg de acetato de etila.

11 (FUVEST) O isoctano é um combustível automotivo. A combustão desse material ocorre na fase gasosa. Dados a massa molar do isoctano igual a 114 g/mol, o volume molar de gás nas condições ambientes igual a 25 L/mol e a composição do ar (em volume): O₂ = 20% e N₂ = 80%.

- Escreva a equação balanceada da reação de combustão completa do isoctano, usando fórmulas moleculares.
- Calcule o volume de ar, nas condições ambiente, necessário para a combustão completa de 228 g de isoctano.

12 O ferro é produzido em altos-fornos no interior dos quais ocorrem as seguintes reações químicas.



Sabendo-se que todo o monóxido de carbono formado na primeira etapa é consumido na segunda, determine a quantidade de carbono necessária para que haja a produção de 5,6 toneladas de ferro. Supondo-se um rendimento de 80%, qual a quantidade real de ferro produzido? Partindo-se de uma tonelada de Fe₂O₃ e 180g de carvão, calcule a quantidade de reagente em excesso (considere 100% de rendimento).

13 (UFF) A reação do ácido salicílico (C₇H₆O₃) com o anidrido acético (C₄H₆O₃) produz aspirina (C₉H₈O₄) e o composto C₂H₄O₂.

- Calcule a massa de aspirina produzida pela reação de 2,76 g do ácido com 5,10 g do anidrido.
- Calcule a massa, em g, de aspirina produzida na reação anterior, cujo rendimento foi 70,0%.

14 (UESC) Em uma reação entre metano e cloro quatro produtos podem ser formados: CH₃Cl, CH₂Cl₂, CHCl₃, CCl₄. Em dada situação particular, 20,8 g de CH₄ reagiram produzindo 5 g de CH₃Cl, 25,5 g de CH₂Cl₂ e 59 g de CHCl₃. Todo o CH₄ reagiu.

- Quantos gramas de CCl₄ foram formados?
- Baseando-se no CH₄ disponível, qual o rendimento teórico de CCl₄?
- Qual foi o rendimento centesimal do CCl₄?
- Quantos gramas de Cl₂ reagiram com o CH₄? (Obs.: o hidrogênio também combina com o cloro para formar o HCl.)

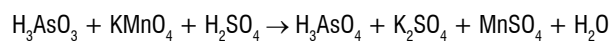
15 (UFES) Uma amostra de óxido de crômio (III) contaminada com impurezas inertes é reduzida com hidrogênio de acordo com a equação: Cr₂O₃ + 3 H₂ → 2 Cr + 3 H₂O. O volume de hidrogênio medido nas CNTP, necessário para purificar 5 gramas de óxido de crômio (III) contendo 15% de impurezas inertes é igual a:

- (A) [(0,15 × 5,0 × 3 × 22,4) / 152] litros
(B) [(0,85 × 5,0 × 3 × 22,4) / 152] litros
(C) [(0,15 × 5,0 × 3 × 22,4) / 104] litros
(D) [(0,85 × 5,0 × 3 × 22,4) / 104] litros
(E) [(0,15 × 5,0 × 3 × 22,4) / 102] litros

16 (UFF) Ao se analisar uma amostra de sal comum, NaCl, são pesados 3,4280 g do sal que se dissolvem em água, completando-se o volume a 100 mL. Desta solução, 25 mL são acidificados com HNO₃ e se adiciona AgNO₃ em excesso. O produto formado é “pouco solúvel”, sendo separado da solução por filtração e pesado após secagem, obtendo-se 2,0640 g do produto. Considere a situação descrita e, por meio de cálculos, informe:

- o grau de pureza da amostra original;
- a composição centesimal do cloreto de prata.

17 (UFES) O óxido de arsênio III é um composto muito utilizado na fabricação de vidros, inseticidas e herbicidas. Em presença de água, converte-se totalmente no ácido arsenioso (H₃AsO₃). Uma maneira de se determinar o teor do óxido de arsênio III em inseticidas é através da oxidação do ácido arsenioso com permanganato de potássio na presença de ácido sulfúrico, conforme a equação não balanceada a seguir:



Em uma amostra de 5,0 g de um inseticida, foram gastos 21,6 mL de uma solução 0,05 mol/L de KMnO₄ para transformar todo H₃AsO₃ em H₃AsO₄. Qual a percentagem em massa de óxido de arsênio III na amostra acima?

18 (UFF) Em um certo experimento, uma amostra de KClO₃, com 3,00 g de massa, sofreu decomposição térmica. No final do experimento, apenas parte da amostra foi decomposta, restando 2,84 g de material.

- Qual o % da amostra que reagiu?
- Qual o volume de gás oxigênio produzido, medido nas CNTP?

19 Certa massa de cobre impuro, com 95% de Cu, reagiu com ácido nítrico comercial ($d = 1,4$ e 70% de HNO_3), usando-se 30% de excesso de ácido, segundo as reações:

- I. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, com rendimento de 80%. O gás liberado foi oxidado a NO_2 .
- II. $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$, com rendimento de 95% e o NO_2 reagiu com solução de KOH em excesso.
- III. $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, cujo rendimento foi de 90% e tendo sido obtidos 8,5 g de KNO_2 .

Pede-se, calcular:

- a. a massa de nitrato de potássio produzida;
- b. a massa de cobre impuro empregada;
- c. o volume de ácido nítrico comercial utilizado.

20 (CESGRANRIO) Têm-se 200 litros de um gás natural composto por 95% de metano e 5% de etano. Considerando o teor de oxigênio no ar igual a 20%, qual o volume de ar necessário para queimar completamente a mistura gasosa?

21 (UFF) Um cubo maciço de ferro ($d_{\text{Fe}} = 7,5 \text{ g/cm}^3$), com 1,0 cm de aresta, é totalmente dissolvido por ácido clorídrico de 29,2% em peso e densidade 1,2 g. mL⁻¹. Calcule (considerar que o Fe é oxidado até nox +2):

- a. a massa (em gramas) do gás liberado;
- b. o volume (em litros) desse gás a 0°C e 5 atm de pressão;
- c. o volume (em litros) do ácido gasto;
- d. a massa (em gramas) do sal formado.

22 (UFMS) Observe o conjunto das quatro reações dadas, nem todas balanceadas, em que as três primeiras resultam na preparação do acetileno, C_2H_2 .

- I. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- II. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CaC}_2(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$
- III. $\text{CaC}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
- IV. $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{calor}$

Considerando que todas as reações possuem 100% de rendimento, é correto afirmar que:

01. o número de oxidação do carbono não varia nas reações I, II, III e IV.
02. o carbetto de cálcio, CaC_2 , sofre hidrólise ácida em III.
04. a reação de 1,00 kg de C e de 1,00 kg de CaO, quando colocados em água líquida suficiente, produz 300 L de acetileno, nas CNTP.
08. na reação IV, nas mesmas condições de pressão e temperatura, 1 volume de C_2H_2 requer 2,5 volumes de O_2 para produzir 3 volumes da mistura gasosa de CO_2 e H_2O .
16. a reação IV mostra que o acetileno é um combustível.

Soma: ()

23 (UFAM) Uma reação de 54 g de pentóxido de dinitrogênio gasoso com 60 g do soda cáustica com 66,666% de pureza, resultou em nitrato de sódio e água. O reagente que está em excesso e a massa de nitrato de sódio formada são, respectivamente: (Dados: Na = 23 g/mol; O = 16 g/mol; N = 14 g/mol)

- (A) Hidróxido de sódio; 170 g.
- (B) Pentóxido de sódio; 170 g.
- (C) Nenhum dos reagentes está em excesso; 85 g.
- (D) Soda cáustica; 85 g.
- (E) Ambos os reagentes estão em excesso; 70,8 g.

24 (UFRJ) A diferença de eletronegatividade entre os elementos de um composto químico é um fator determinante para sua classificação como iônico ou covalente, e se relaciona, também, com diversas características de cada composto. Os sólidos iônicos, por exemplo, são em geral brancos; já os covalentes apresentam cores que aumentam de intensidade de acordo com o aumento do caráter covalente.

- a. Dentre os compostos sólidos Al_2O_3 , CdS, PbS, AuCl e AgF, identifique os que devem apresentar cor branca. Justifique sua resposta.
- b. O sulfeto de cádmio (CdS) é um composto sólido que pode ser obtido segundo a reação: $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CdS} + 2 \text{NaNO}_3$. Supondo que o rendimento da reação é de 75%, calcule a massa de Na_2S necessária para obter-se 54 g de CdS.

25 (IME) Uma forma de sintetizar óxido nítrico em meio aquoso é reagir nitrito de sódio com sulfato ferroso e ácido sulfúrico, produzindo, além do óxido nítrico, sulfato férrico e bissulfato de sódio. Partindo de 75,0 g de nitrito de sódio, 150,0 g de ácido sulfúrico e 152,0 g de sulfato ferroso e tendo a reação 90% de rendimento, determine a massa de óxido nítrico obtido.

26 (IME) Uma amostra de 12,5 g de calcário (CaCO_3 impuro) foi calcinada e o resíduo obtido adicionado a 1 L de água. Após filtração borbulhou-se anidrido sulfúrico no meio, fazendo precipitar 13,6 g de sulfato de cálcio. Qual a pureza do calcário? (Dados: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$; $\text{CaSO}_4 = 136 \text{ g/mol}$)

27 (UNI) A sequência de reações abaixo mostra a formação do cloreto de polivinila (PVC):

- I. $\text{CaO} + 3\text{C} \xrightarrow{2500^\circ\text{C}} \text{X} + \text{CO}$
- II. $\text{X} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
- III. $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Y}$
- IV. $n\text{Y} \rightarrow (\dots\text{CH}_2 - \text{CHCl}\dots)_n$

Supondo que a etapa de polimerização ocorra com rendimento de 100% e as demais, com rendimento de 50%, a massa em gramas de PVC que se forma a partir de 11,20 g de CaO, admitindo-se que os demais reagentes estejam em excesso, é, aproximadamente de:

Dados: MA (Ca = 40; O = 16; C = 12; Cl = 35,5; H = 1)

- (A) 0,390 g.
- (B) 0,781 g.
- (C) 1,562 g.
- (D) 3,125 g.
- (E) 6,250 g.

28 (UFBA)

A cidade de Angical, na Bahia, onde está situado o maior assentamento de “sem terras” da América Latina, com 1.032 famílias vivendo de forma bastante precária, foi escolhida para sediar o Programa de Geração de Energia em Comunidades Rurais. O projeto prevê a implantação de uma mini-usina para geração de energia elétrica a partir do biodiesel, representado pelo ricinoleato de etil, $\text{C}_{20}\text{H}_{38}\text{O}_3$, principal produto obtido do óleo de mamona. A meta do Governo, até 2007, é incorporar 5% de biodiesel ao diesel, representado por $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$.

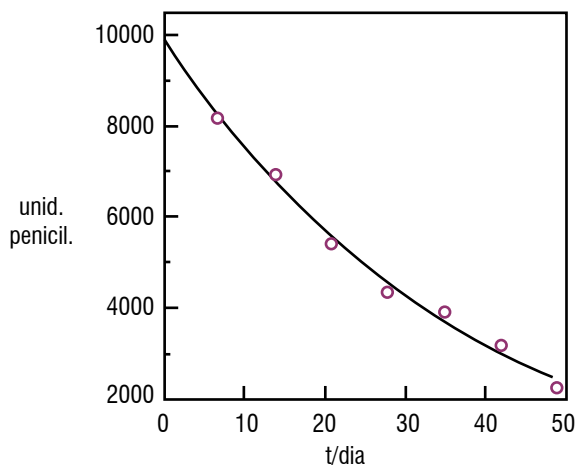
A inclusão de biodiesel à matriz energética brasileira representará inicialmente uma redução de 2% dos $4,0 \cdot 10^{10} \text{ L}$ ($3,2 \cdot 10^{10} \text{ kg}$) de diesel consumidos anualmente, no Brasil.



(SILVA. In: *A tarde*, p. 21).

Considerando 100 kg de diesel e 100 kg de uma mistura formada por 5% de biodiesel e 95% de diesel, em massa, e com base nas informações do texto, determine o valor percentual aproximado da diferença entre a quantidade de matéria de CO_2 produzida na combustão completa do diesel e a produzida na combustão completa da mistura de biodiesel-diesel. Analise, com base no consumo anual de diesel no Brasil e na emissão de CO_2 para a atmosfera, se é vantajosa a substituição de 5% de diesel por biodiesel.

29 (FUVEST) Uma solução aquosa de penicilina sofre degradação com o tempo, perdendo sua atividade antibiótica. Para determinar o prazo de validade dessa solução, sua capacidade antibiótica foi medida em unidades de penicilina G. * Os resultados das medidas, obtidos durante sete semanas, estão no gráfico.



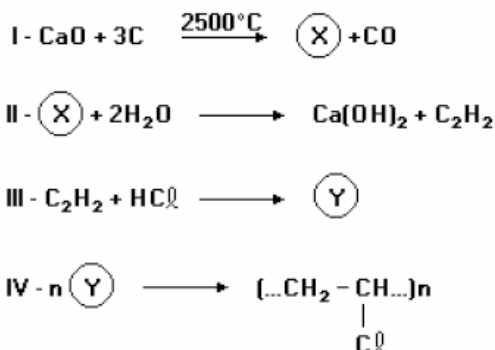
* Uma unidade de penicilina G corresponde a 0,6 μg dessa substância.

Supondo-se como aceitável uma atividade de 90% da inicial, o prazo de validade da solução seria de:

- (A) 4 dias.
- (B) 10 dias.
- (C) 24 dias.
- (D) 35 dias.
- (E) 49 dias.

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

01 (Unirio) A sequência de reações adiante mostra a formação do cloreto de polivinila (PVC):



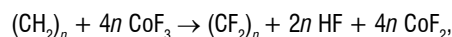
Supondo que a etapa de polimerização ocorra com rendimento de 100% e as demais, com rendimento de 50%, a massa em gramas de PVC que se forma a partir de 11,20 g de CaO , aproximadamente de:

Dados: MA ($\text{Ca} = 40$; $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$; $\text{Cl}_2 = 35,5$; $\text{H} = 1$)

- (A) 0,390 g.
- (B) 0,781 g.
- (C) 1,562 g.
- (D) 3,125 g.
- (E) 6,250 g.

02 Uma amostra de cocaína, $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{O}_4\text{N}$, é diluída com açúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Quando uma amostra de 1 mg dessa mistura é queimada, são formados 2,00 mg de CO_2 . Qual é a percentagem de cocaína na amostra?

03 Polímeros de carbono e flúor podem ser formados pela fluoretação de polietileno, de acordo com a reação:

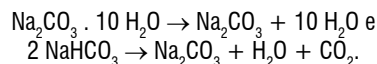


em que n é um número inteiro grande. O CoF_3 pode ser regenerado pela reação $2\text{CoF}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{CoF}_3$

- a. Se o HF formado na primeira reação não puder ser reutilizado, quantos kg de flúor serão consumidos por kg de polímero produzido, $(\text{CF}_2)_n$?
- b. Se o HF puder ser recuperado e então eletrolisado a hidrogênio e flúor, sendo o flúor usado na regeneração do CoF_3 , qual será o consumo de flúor por kg de polímero?

04 (UFES) Etileno gasoso e hidrogênio puros reagem quantitativamente entre si, na presença de um catalisador de platina, para formar etano como único produto. Um volume de 600 cm^3 de uma mistura desses reagentes, contendo excesso de hidrogênio, tem uma pressão de 52,0 mm Hg a uma temperatura de 50,0°C. Completada a reação, a pressão cai para 33,8 mm Hg no mesmo volume e à mesma temperatura. Calcule, em número de mols, o excesso de hidrogênio.

05 (OBQ) Em um cadinho foi colocada uma mistura de carbonato de sódio decaidratado e carbonato ácido de sódio. Após aquecê-la na mufla restou unicamente carbonato de sódio, verificando-se uma perda total de peso na ordem de 16 gramas. Se a quantidade de CO_2 seco desprendido do cadinho foi de 4,4 g e as reações ocorridas foram:



Determine a quantidade, em gramas, de $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ existente na mistura.

06 (ITA) Um estudante preparou uma mistura A, constituída dos seguintes sólidos: cloreto de sódio, cloreto de potássio e cloreto de bário. Em uma primeira experiência, foi preparada uma solução aquosa pela total dissolução de 34,10 g da mistura A em água destilada, a 25°C, à qual foi adicionada, a seguir, uma solução aquosa de nitrato de prata em excesso, obtendo-se 57,40 g de um certo precipitado. Em um segundo experimento, foi preparada uma solução aquosa pela total dissolução de 6,82 g da mistura A em água destilada, a 25°C, à qual foi adicionada, a seguir, uma solução aquosa de sulfato de sódio em excesso, obtendo-se 4,66 g de um outro precipitado. Qual das opções a seguir apresenta o valor correto da composição percentual, em massa, da mistura A?

- (A) 17,2% de NaCl , 21,8% de KCl e 61,0% de BaCl_2 .
- (B) 21,8% de NaCl , 17,2% de KCl e 61,0% de BaCl_2 .
- (C) 61,0% de NaCl , 21,8% de KCl e 17,2% de BaCl_2 .
- (D) 21,8% de NaCl , 61,0% de KCl e 17,2% de BaCl_2 .
- (E) 61,0% de NaCl , 17,2% de KCl e 21,8% de BaCl_2 .

07 Uma dada amostra sólida consiste unicamente de KI e NaI. Quando 3,309 g deste material são oxidados por KIO_3 em solução ácida, obtêm-se 3,198 g de I_2 . Calcule a porcentagem em peso da amostra original.

08 (IME) Uma amostra, contendo uma mistura de óxidos ferroso e férrico, pesando 2 g, foi reduzida totalmente com H_2 . O metal obtido foi completamente dissolvido em H_2SO_4 diluído. O gás desprendido mediu 0,70 L a 730 mmHg e 32°C . Calcule o peso de FeO na amostra original, admitindo que o gás tem comportamento ideal.

09 Uma mistura de NaCl e NaBr pesando 1,234 g é aquecida em presença de cloro, que converte a mistura completamente a NaCl. A massa total de NaCl é agora 1,129 g. Quais são os percentuais em massa de NaCl e NaBr na amostra original?

10 (UFF) A massa de 0,48 kg de carbonato de amônio reage com excesso de ácido o-fosfórico de acordo com a reação: $3(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2$. Qual é o volume de CO_2 liberado a 0°C e 2atm?

11 12 gramas de pirita (FeS_2) sofrem ustulação com a quantidade estequiométrica de O_2 fornecida pelo ar, segundo a equação: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$. Qual será o volume gasoso final medido nas CNTP?

Dado: composição volumétrica do ar: 20% de O_2 e 80% de N_2

12 O experimento descrito a seguir contribuiu para que Lavoisier derrubasse a Teoria do Flogístico. Lavoisier aqueceu o litargírio (óxido de chumbo II) até que este se convertesse completamente em um ar – termo usado, na época, para designar um gás – e um metal. Mediu o volume do ar produzido e afirmou que este volume era 1000 vezes maior que a quantidade de litargírio utilizada. Considere que a comparação de Lavoisier referia-se ao volume das substâncias, que a densidade do litargírio equivale a $9,37\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$, que o experimento foi realizado no nível do mar e que o gás apresenta comportamento ideal. Determine a temperatura absoluta em que Lavoisier realizou o experimento.

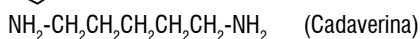
RASCUNHO

1. Reconhecimento

1.1 Aminas

As aminas são compostos orgânicos derivados da amônia (NH_3), através da substituição de um, dois ou três hidrogênios por radicais orgânicos (cadeias carbônicas). São, muitas vezes, as principais causadoras de odores muito fortes. A exemplo temos a putrescina (1,4-butanodiamina) e a cadaverina (1,5-pentanodiamina), que é liberada na decomposição dos seres vivos. Existem diversos tipos de aminas. Caso os grupos ligados sejam não aromáticos as aminas são chamadas de alifáticas, caso sejam aromáticas, aminas aromáticas. Podem ter classificação de cadeia como heterogênea, homogênea (dependendo do número de substituições na amônia), ou heterocíclicas quando o nitrogênio é parte integrante de um ciclo.

Apresentam fórmula geral: RNH_2 , R_2NH , R_3N .

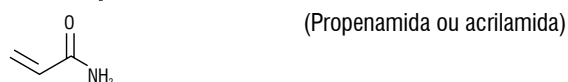


1.2 Amidas

As amidas são compostos orgânicos que apresentam um nitrogênio ligado diretamente a uma carbonila, esse nitrogênio pode estar ligado a hidrogênio ou a outras cadeias carbônicas. São, portanto compostos derivados dos ácidos carboxílicos (substituição da hidroxila por um grupo ligado pelo nitrogênio).

Apresentam como grupo funcional: R-CONH_2 , R-CONHR_1 e $\text{R-CONR}_1\text{R}_2$.

Ex.:



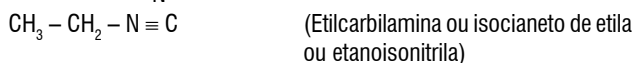
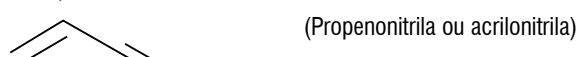
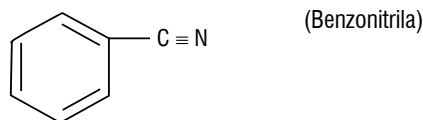
1.3 Nitrilas

Nitrilas são compostos que apresentam por grupo funcional o cianeto ($-\text{CN}$), que pode estar ligado em qualquer parte da cadeia. Podemos considerar o gás cianídrico (HCN) como sendo a nitrila mais simples, da qual todas as demais seriam derivadas. E como uma das mais importantes, a acrilonitrila, que é utilizada na produção de borrachas sintéticas de alta qualidade.

1.4 Isonitrilas

As isonitrilas são compostos que apresentam por grupo funcional o isocianeto ($-\text{NC}$). Então, caso uma nitrila e isonitrila possuam o mesmo número de átomos de carbonos, serão isômeros. É possível transformar as isonitrilas em nitrilas por aquecimento. Os isocianetos são pouco comuns e não muito estudados.

Ex.:

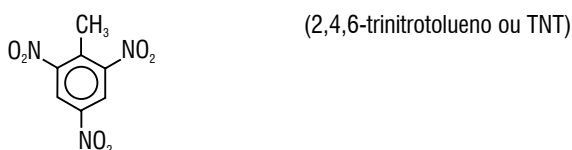
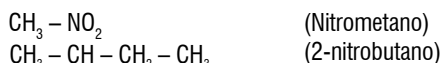


1.5 Nitrocompostos

Os nitrocompostos são substâncias amplamente utilizadas em diversas áreas, como na fabricação de explosivos, sendo um dos mais famosos o trinitrotolueno, mais conhecido pela sigla TNT. Apresentam por grupo funcional, o grupo nitro ($-\text{NO}_2$) ligado à cadeia carbônica. Podem ser cadeias não aromáticas ou aromáticas, e os números de grupos nitros ligados também são livres.

São geralmente representados como: R-NO_2 ou Ar-NO_2 .

Ex.:



1.6 Sais de amônio quaternários

Os sais de amônio quaternário apresentam uma estrutura peculiar, pois sua parte orgânica é seu cátion que teoricamente é derivado do íon amônio (NH_4^+), pela substituição dos quatro hidrogênios por cadeias carbônicas. Desta forma esses compostos são compostos iônicos.

Possuem forma geral: $(\text{NR}_4)^+\text{X}^-$

2. Nomenclatura

2.1 Aminas

Para efeito do estudo da nomenclatura das aminas, iremos separar em três tópicos:

- **Aminas primárias:** a IUPAC recomenda nomearmos as aminas primárias de um dos dois modos a seguir. São eles:
 1. Substituição do sufixo "o" do hidrocarboneto pelo sufixo "amina". Esta nomenclatura é reconhecida como nomenclatura substitutiva.

Ex. 1: CH₄ (metano)

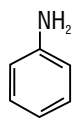
Ex. 2: CH₃ – NH₂ (metanamina)

II. Adição do sufixo “amina” ao nome do radical. Este tipo de nomenclatura é chamado de nomenclatura de adição.

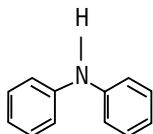
Ex. 1: CH₃ – (metil)

Ex. 2: CH₃ – NH₂ (metilamina)

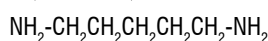
Outros exemplos:



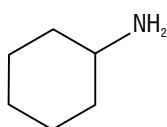
Fenilamina



Difenilamina



1,5-pentanodiamina

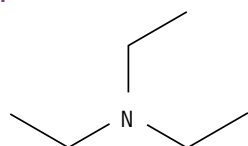


Ciclo-hexilamina ou ciclo-hexanamina

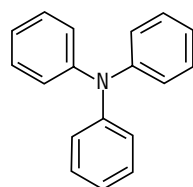
Obs.: Aqui a letra “o” foi mantida apenas por uma questão de escrita do português do Brasil. Seria estranho uma palavra com a letra “n” seguida da letra “d”.

• **Aminas secundárias ou terciárias simétricas:** a IUPAC recomenda nomear as aminas secundárias e terciárias que são simétricas, isto é, nas quais os radicais ligados ao nitrogênio são iguais, do seguinte modo: citar o nome do radical R, precedido pelos prefixos apropriados, no caso, di ou tri, que indicam a quantidade dos radicais, seguidos, sem espaço, pelo sufixo amina. De novo, a nomenclatura aditiva, apresentada na nomenclatura de aminas primárias.

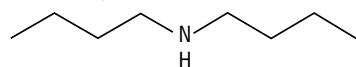
Ex.:



Trietilamina



Trifenilamina

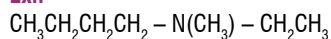


Dibutilamina

• **Aminas secundárias ou terciárias assimétricas:** a IUPAC recomenda que a nomenclatura de aminas secundárias ou terciárias assimétricas seja feita através do uso de um dos dois métodos apresentados a seguir:

I. Como derivados N-substituídos de uma amina primária RNH₂ ou de uma amina secundária R₂NH.

Ex.:



O que a IUPAC quis dizer com este método?

Teremos que considerar um dos radicais como sendo cadeia principal, e os demais como radicais ligados ao nitrogênio, isto é, N-substituídos.

Assim, escolheremos o maior radical para ser cadeia principal, afinal, cadeia principal é a maior sequência de átomos de carbonos.

Sendo desta forma, a nomenclatura é N-etil-N-metilbutan-1-amina.

Repare que indicou-se na nomenclatura em quais dos carbonos do radical n-butil o nitrogênio está ligado, e que este é mais um exemplo de nomenclatura substitutiva, na qual o sufixo “o” do hidrocarboneto foi substituído pelo sufixo “amina”.

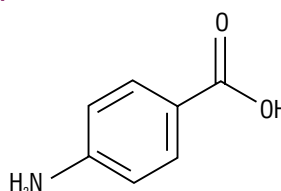
Outra forma de nomear a amina anterior seria:

Citar os nomes de todos os radicais em ordem alfabética, como se fosse uma única palavra, precedidos pelos prefixos numéricos apropriados, caso haja necessidade, seguidos diretamente, sem espaços, pelo nome da classe “amina”.

Assim, a nomenclatura da amina no exemplo anterior seria: Butilmetilmetilamina.

Obs.: Em alguns casos, a IUPAC recomenda chamar o grupo NH₂ de “amino”, porém somente no caso de o grupo NH₂ não ser considerado o grupo característico principal.

Ex.:



Ácido 4-aminobenzoico

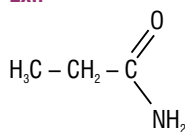
A molécula acima representa um ácido carboxílico, sendo, então, a carboxila o grupo característico principal da molécula, e o NH₂ tratado como um substituinte.

2.2 Amidas

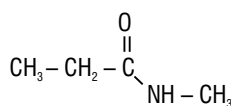
Para as amidas chegamos ao nome do composto substituindo o sufixo –oico do ácido carboxílico original pelo sufixo –amida. As ramificações que estão ligadas diretamente ao nitrogênio não são numeradas, pois recebem como indicação de posição a letra N (mostrando que estão ligados ao nitrogênio e não à cadeia principal, que apresenta numeração normalmente).

Este tipo de nomenclatura é chamado de nomenclatura de permuta, pois indica a substituição de um átomo ou grupo de átomos diferentes de hidrogênio, neste caso a hidroxila (OH), por outro átomo ou grupo de átomos, neste caso os grupos –NH₂, –NHR, –NR₂.

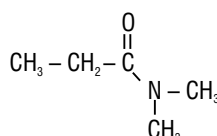
Ex.:



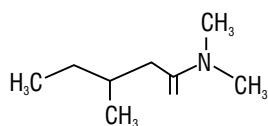
Propanamida



N-metilpropanamida



N,N-dimetilpropanamida



N,N,3-trimetilpentanamida

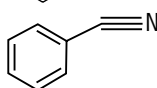
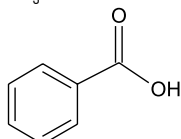
2.3 Nitrila

Para as nitrilas, a IUPAC recomenda retirar a palavra “ácido” do ácido carboxílico correspondente e substituir a terminação “oico” do ácido por “onitrila”, ou de um jeito mais fácil, pensar no hidrocarboneto correspondente e substituir o sufixo “o” pelo sufixo “nitrila”.

Ex.:



Etano
Etanonitrila
Ácido benzoico

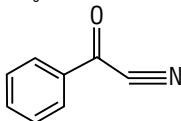


Benzonitrila

Obs.: A IUPAC também aceita a seguinte nomenclatura: Cianeto de + (nome do radical ligado ao grupo -CN)



Cianeto de metila
Cianeto de benzoíla



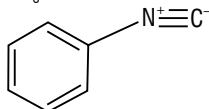
2.4 Isonitrila

Para as isonitrilas a IUPAC recomenda um método análogo ao das nitrilas, sendo a única diferença que em vez de utilizarmos o prefixo “nitrila”, utilizamos o prefixo “isonitrila”, e, ainda em vez de utilizarmos o prefixo “cianeto”, utilizamos “isocianeto”.

Ex.:

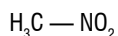


Metanoisonitrila
Isocianeto de fenila

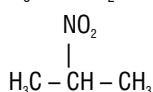


2.5 Nitrocomposto

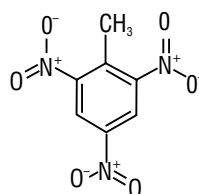
Para os nitrocompostos, a IUPAC recomenda consideramos o grupo funcional -NO₂ como uma ramificação (nitro) e atribuímos o nome normalmente para um hidrocarboneto, indicando as posições e quantidade de grupos, seguindo as regras gerais de nomenclatura.



Nitrometano
2-nitropropano



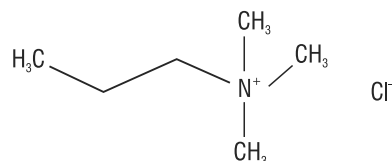
2,4,6-trinitrotolueno



2.6 Sais de amônio quaternário

Segue a nomenclatura de qualquer sal: Nome do ânion + Nome do cátion (nome dos radicais orgânicos, ordem alfabética + amônio).

Ex.:



Cloreto de n-propil-trimetilamônio

3. Propriedades físico-químicas

3.1 Aminas

- **Forças intermoleculares:** As aminas são polares; as primárias e secundárias podem realizar pontes de hidrogênio entre si, fato que não ocorre nas terciárias.
- **Pontos de fusão e ebulição:** Apresentam valores intermediários.
- **Fase de agregação:** As de 1 a 3 radicais substituintes são gasosas em meio ambiente; temos ainda as mais substituídas líquidas e as muito complexas no estado sólido.
- **Densidade:** As alifáticas são menos densas que a água, enquanto, as aromáticas são mais densas.
- **Solubilidade:** As de pequeno tamanho são solúveis e as maiores são insolúveis.
- **Propriedades organolépticas:** As metilaminas e as etilaminas possuem cheiro semelhante ao da amônia, os demais normalmente cheiram a peixe. As aminas aromáticas são extremamente tóxicas e sua absorção prolongada através da pele pode trazer consequências letais. Quase sempre são incolores, mas oxidadas com o ar formam compostos amarelos.
- **Reatividade:** Aumenta com o aumento do caráter básico.
- **Aplicações práticas:** São usados na síntese de compostos orgânicos. Ingrediente de sabões e vulcanização de borracha. A fenilalanina (anilina) é usada na fabricação de corante. Dimetilamina e trimetilamina são produtos da putrefação de peixes. A putrescina e a cadaverina, que se forma na decomposição de cadáveres, também são aminas. A hexametilendiamina é matéria-prima na indústria do náilon.

3.2 Amidas

- **Forças intermoleculares:** São bastante polares, podem fazer várias ligações de hidrogênio entre si.
- **Pontos de fusão e ebulição:** São muito elevados.
- **Estado de agregação:** Apenas a metanamida é um líquido incolor, as demais são sólidas.
- **Densidade:** São mais densas que a água.
- **Solubilidade:** As amidas mais simples são solúveis em água, em geral são solúveis em alcoóis e éteres.
- **Propriedades organolépticas:** A metanamida é um líquido oleoso, incolor de odor característico. As demais são sólidos cristalinos incolores e deliquescentes (se desagregam e se desfazem facilmente).
- **Reatividade:** São compostos bem reativos. Possuem um caráter básico muito fraco, pois o oxigênio do grupo carbonila atrai os elétrons para si, diminuindo a densidade eletrônica do nitrogênio, o que indisponibiliza o compartilhamento do par de elétrons do nitrogênio com outro átomo.
- **Aplicações práticas:** são importantes na síntese de outros compostos orgânicos e na síntese de medicamentos. A mais conhecida é a ureia, produto do metabolismo animal, por suas funções: produção de chuva artificial, hidratante e umectante de pomadas, produção de fertilizantes.

3.3 Nitrocompostos

- **Forças intermoleculares:** São bastante polares, sofrem forças de dipolo permanente.
- **Pontos de fusão e ebulição:** São elevados.
- **Fase de agregação:** Temos alguns de fase líquida e chegamos, com o aumento da massa, a ter em fase sólida.
- **Densidade:** São mais densas que a água.
- **Solubilidade:** Os mais simples são solúveis em água, os demais são insolúveis.
- **Propriedades organolépticas:** Os alifáticos normalmente possuem cheiro agradável e na maioria dos casos não são venenosos, já os aromáticos possuem odor desagradável e são tóxicos.
- **Reatividade:** São compostos bem reativos.
- **Aplicações práticas:** O nitrobenzeno é o mais importante. Trata-se de um líquido amarelo, tóxico, mais denso que a água e insolúvel nesse meio, usado como solvente de compostos orgânicos. O dinitro e o trinitrotolueno são sólidos e explosivos.

3.4 Sais de amônio quaternários

- **Forças intermoleculares:** São bastante polares, pois apresentam ligação iônica. Quanto maiores as cadeias carbônicas, maior a parte apolar.
- **Pontos de fusão e ebulição:** Normalmente, as temperaturas para a fusão de um sal são tão altas que, antes de serem atingidas, as ligações carbono-carbono se rompem, e as moléculas se decompõem.
- **Fase de agregação:** Como todos os sais, são cristalinos não voláteis.
- **Densidade:** São mais densas que a água.
- **Solubilidade:** São solúveis em água e álcool etílico e insolúveis em compostos apolares, como o benzeno.
- **Propriedades organolépticas:** São inodoros e apresentam sabor característico.
- **Reatividade:** São compostos bem reativos. Apresentam propriedades semelhantes as dos ácidos carboxílicos.
- **Aplicações práticas:** Os que apresentam pelo menos um radical de cadeia longa são classificados como tensoativos catiônicos, pois neutralizam as cargas negativas deixadas pelos tensoativos aniônicos. A ação desses tensoativos aniônicos deixa as fibras de roupas e cabelos embaraçados, dando um aspecto áspero e arripiado. Os amaciantes e condicionadores contêm sais de amônios que neutralizando as cargas negativas desembaraçam as fibras.

3.5 Nitrilas

- **Forças intermoleculares:** São compostos polares ligados por ligações dipolo-dipolo permanentes.
- **Pontos de fusão e ebulição:** Apresentam altos pontos de fusão e ebulição.
- **Fase de agregação:** Em condições ambientes as nitrilas que possuem de 2 a 14 carbonos são líquidos, as que possuem 15 ou mais são sólidos.
- **Densidade:** São menos densas que a água.
- **Solubilidade:** São praticamente insolúveis em água.
- **Propriedades organolépticas:** Todas as nitrilas são tóxicas.
- **Reatividade:** São compostos bem reativos e estáveis.
- **Aplicações práticas:** A propanonitrila é amplamente utilizada na indústria, na produção de borracha sintética de grande qualidade.

3.6 Isonitrilas

- **Forças intermoleculares:** São compostos polares ligados por ligações dipolo-dipolo permanentes.
- **Pontos de fusão e ebulição:** Apresentam altos pontos de fusão e ebulição.
- **Fase de agregação:** Conforme a massa molar aumenta passam de líquido incolor a sólidos.
- **Densidade:** São menos densas que a água.

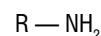
- **Solubilidade:** São praticamente insolúveis em água e bastante em alcoóis e éteres.
- **Propriedades organolépticas:** Todas as isonitrilas são tóxicas e possuem cheiro repugnante.
- **Reatividade:** São compostos bem reativos, sendo mais que as nitrilas devido à presença de ressonância. Contudo, são instáveis e por aquecimento se transformam em nitrilas (que são mais estáveis).
- **Aplicações práticas:** Utilizados normalmente em sínteses orgânicas.

4. Classificação das aminas e amidas

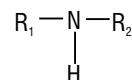
4.1 Aminas

Quanto ao número de hidrogênios substituídos por cadeias carbônicas no nitrogênio:

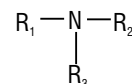
- I. **Amina primária:** Apenas um hidrogênio foi substituído.



- II. **Amina secundária:** Dois dos hidrogênios foram substituídos.



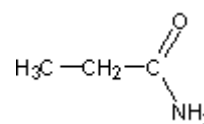
- III. **Amina terciária:** Todos os três hidrogênios foram substituídos.



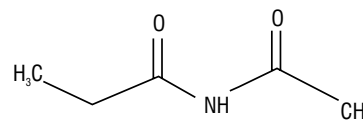
4.2 Amidas

Quanto ao número de grupos carbonilas que estão ligados ao nitrogênio:

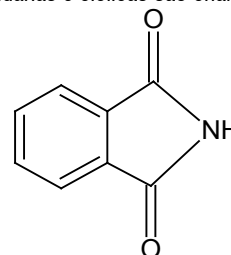
- I. **Amida primária:** Possuem só um grupo carbonila ligado ao nitrogênio.



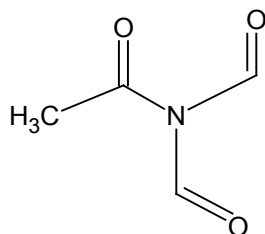
- II. **Amidas secundárias:** Possuem dois grupos carbonilas ligados a um mesmo nitrogênio.



Obs.: As amidas secundárias e cíclicas são chamadas de imidas.



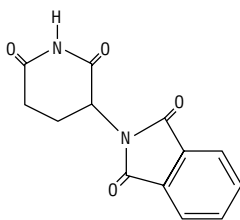
III. **Amida terciária:** Possuem três grupos carbonila ligados a um mesmo nitrogênio.



EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UFJF) Na questão a seguir escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.

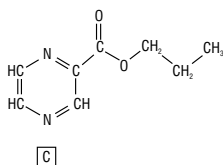
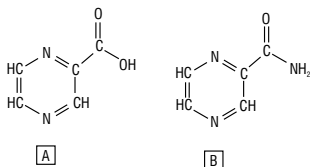
O uso da talidomida no tratamento de enjoo e como sedativo durante a gravidez foi relacionado com malformação congênita. Entretanto, esta droga continua sendo utilizada no tratamento de certos casos de hanseníase e, mais recentemente, como uma opção no tratamento da AIDS. Com base na estrutura da talidomida, representada na figura a seguir, assinale as afirmativas corretas:



01. Todos os átomos de carbono ligados aos átomos de oxigênio apresentam hibridação sp^3 .
02. O composto apresenta as funções amina e aldeído.
04. As duplas-ligações do anel benzênico estão totalmente conjugadas entre si, existindo, inclusive, conjugação dessas duplas com as duplas dos grupos $C=O$ diretamente ligados ao referido anel.
08. Na estrutura da talidomida existem 5 pares de elétrons pi.
16. A fórmula molecular da talidomida é $C_{13}H_{10}N_2O_4$.

Soma ()

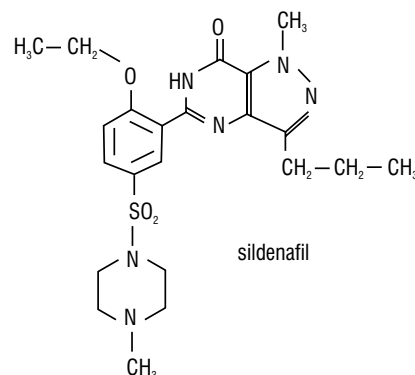
02 (FUVEST) A tuberculose voltou a ser um problema de saúde em todo o mundo, devido ao aparecimento de bacilos que sofreram mutação genética (mutantes) e que se revelaram resistentes à maioria dos medicamentos utilizados no tratamento da doença. Atualmente, há doentes infectados por bacilos mutantes e por bacilos não mutantes. Algumas substâncias (A, B e C) inibem o crescimento das culturas de bacilos não mutantes. Tais bacilos possuem uma enzima que transforma B em A e outra que transforma C em A. Acredita-se que A seja a substância responsável pela inibição do crescimento das culturas.



O crescimento das culturas de bacilos mutantes é inibido por A ou C, mas não por B. Assim sendo, dentre as enzimas citadas, a que está ausente em tais bacilos deve ser a que transforma:

- (A) ésteres em ácidos carboxílicos.
 (B) amidas em ácidos carboxílicos.
 (C) ésteres em amidas.
 (D) amidas em cetonas.
 (E) cetonas em ésteres.

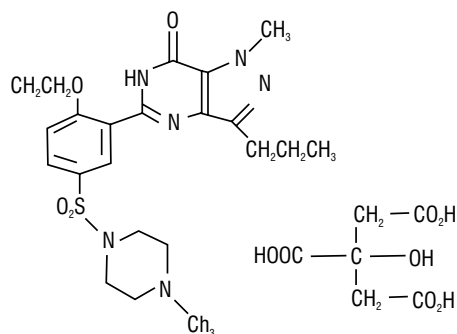
03 O sildenafil, princípio ativo do medicamento Viagra, tem a fórmula estrutural:



Sobre o sildenafil, é correto afirmar que apresenta:

- (A) átomos de nitrogênio incorporados a todos os anéis.
 (B) átomo de carbono assimétrico.
 (C) somente anéis aromáticos.
 (D) duplas ligadas a ligantes diferentes.
 (E) função éter.

04 (CESGRANRIO) BOSTON, EUA – ... O estudo da equipe do doutor Irwin Goldstein, da Universidade de Boston (Massachusetts), que analisou 532 casos de homens com problemas de ereção, indica que 69% dos pacientes que mantiveram relações sexuais depois de ingerir sildenafil – nome científico do Viagra – atingiram seu objetivo com êxito, contra os 22% que receberam apenas um placebo (pílula idêntica, mas sem eficácia).



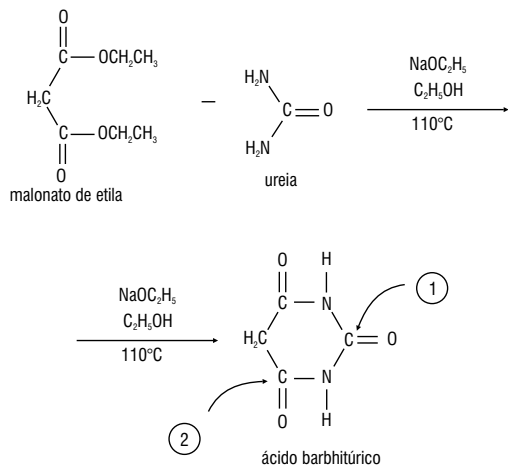
Com base na constituição do Viagra apresentada anteriormente, podemos verificar a ausência de grupo funcional relativo à função orgânica:

- (A) aldeído.
 (B) éter.
 (C) amina.
 (D) álcool.
 (E) ácido carboxílico.

05 Podemos afirmar corretamente que:

- (A) o aldeído é um ácido carboxílico com dois átomos de oxigênio a mais.
- (B) éter e éster possuem o oxigênio como heteroátomo.
- (C) a etilamina e o tio-álcool são dois compostos diferentes, mas possuem em comum o átomo de enxofre.
- (D) a isonitrila e a dimetilamina possuem em comum o átomo de oxigênio.

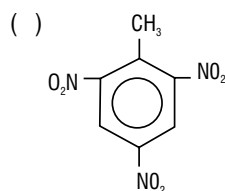
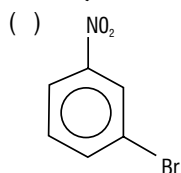
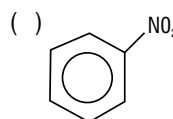
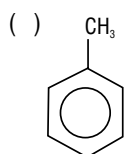
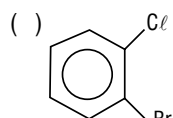
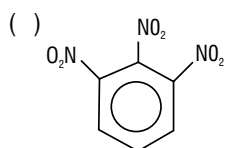
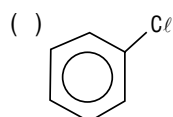
06 (UERJ) O ácido barbitúrico e seus derivados são indicados como tranquilizantes para reduzir a ansiedade e induzir o sono. A síntese desse ácido pode ser resumida pela seguinte equação:



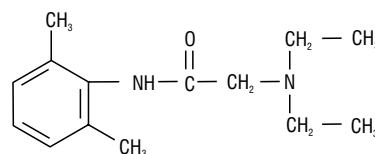
- a. Identifique a função orgânica presente no ácido barbitúrico e apresente a estrutura em bastão do ácido carboxílico derivado do malonato de etila.
- b. Com base nos valores de eletronegatividade indicados na tabela de classificação periódica, determine os números de oxidação dos átomos de carbono indicados por 1 e 2 na molécula do ácido barbitúrico.

07 (UFSC) Associe, quando correto, as estruturas a seguir aos nomes:

- (A) p-diclorobenzeno.
- (B) m-bromonitrobenzeno.
- (C) 1,2,3-trinitrobenzeno.
- (D) 2,4,6-trinitrotolueno.



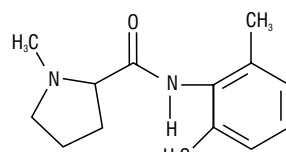
08 (UNESP) Em agosto de 2005 foi noticiada a apreensão de lotes de lidocaína que teriam causado a morte de diversas pessoas no Brasil, devido a problemas de fabricação. Este fármaco é um anestésico local muito utilizado em exames endoscópicos, diminuindo o desconforto do paciente. Sua estrutura molecular está representada a seguir



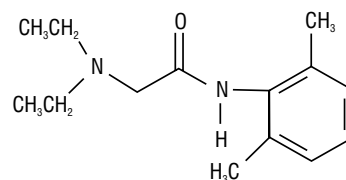
e apresenta as funções:

- (A) amina secundária e amina terciária.
- (B) amida e amina terciária.
- (C) amida e éster.
- (D) éster e amina terciária.
- (E) éster e amina secundária.

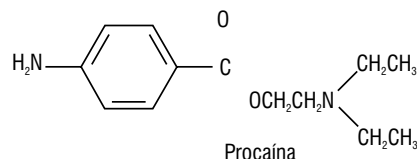
09 (PUC) A seguir estão representadas as estruturas de três substâncias usadas como anestésicos locais. Assinale o grupo funcional comum a todas elas.



Mepivacaina



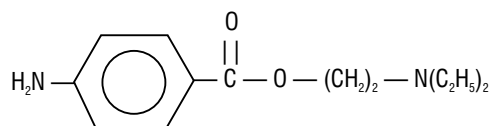
Lidocaína



Procaina

- (A) Amida.
- (B) Éster.
- (C) Amina.
- (D) Fenol.

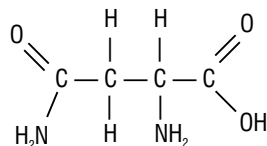
10 (UNESP) A novocaína é um anestésico de fórmula representada a seguir.



Este composto apresenta grupos característicos das funções:

- (A) éter, cetona e fenol.
 (B) aldeído, amida e éter.
 (C) amina aromática, amina alifática e éster.
 (D) amida aromática, amida alifática e cetona.
 (E) amina alifática, ácido carboxílico e nitrila.

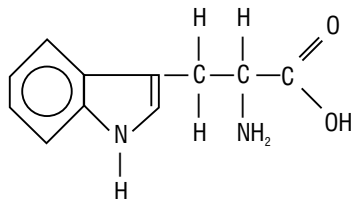
11 (UNESP) A asparagina, de fórmula estrutural



apresenta o(s) funcional(is):

- (A) álcool. (D) amida, amina e ácido carboxílico.
 (B) éster. (E) éter, amida e ácido carboxílico.
 (C) éter e éster.

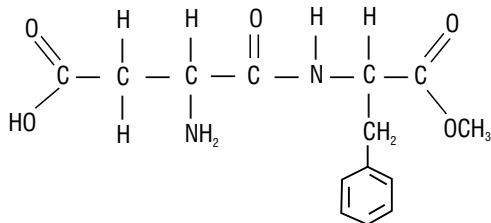
12 (UNESP) O aminoácido triptofano, de fórmula estrutural



se transforma no neurotransmissor serotonina após sofrer duas reações, uma de hidroxilação do anel benzênico e outra de descarboxilação (perda de CO_2). A molécula de serotonina apresenta as funções químicas:

- (A) álcool e amida. (D) fenol e amina.
 (B) álcool e cetona. (E) fenol e ácido.
 (C) ácido e amida.

13. (UNESP) O adoçante artificial aspartame tem fórmula estrutural



Sobre o aspartame, são feitas as seguintes afirmações:

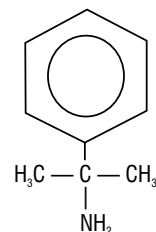
- I. apresenta as funções éster e amida;
 II. não apresenta carbono quiral;
 III. sua fórmula molecular é $\text{C}_{14}\text{H}_{13}\text{N}_2\text{O}_5$.

Das afirmativas apresentadas:

- (A) apenas I é verdadeira.
 (B) apenas I e II são verdadeiras.
 (C) apenas I e III são verdadeiras.
 (D) apenas II e III são verdadeiras.
 (E) I, II e III são verdadeiras.

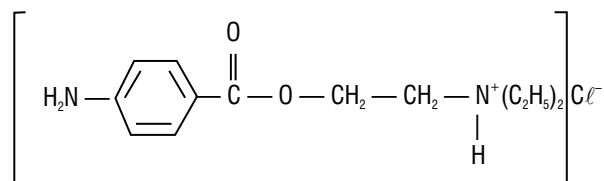
14. (UNESP)

- a. A gasolina contém 2,2,4-trimetilpentano. Escreva sua fórmula estrutural.
 b. O estimulante benzidrina apresenta a fórmula:



Escreva o nome do composto, segundo a nomenclatura oficial.

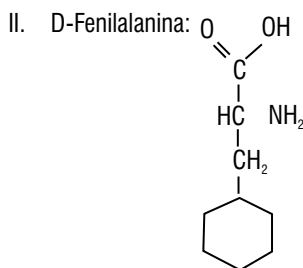
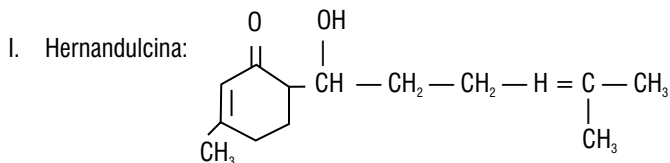
15. (FUVEST) Novocaína, usada como anestésico local, tem a seguinte fórmula:



- a. Cite duas funções químicas às quais pertence a novocaína.
 b. Calcule o número de cátions contidos em 0,273 g desse anestésico.

16. (DESAFIO) Construa a fórmula de um composto aromático que possua, na mesma estrutura, as funções orgânicas fenol, amina e ácido carboxílico.

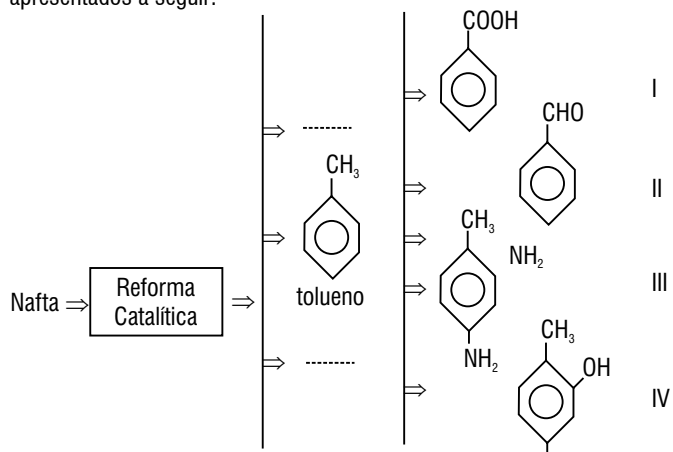
17. (UFRJ) O paladar humano possui quatro sabores reconhecidos: doce, azedo, amargo e salgado. Os sabores azedo e salgado são claramente associados a ácidos e sais, respectivamente, porém os sabores amargo e doce são detectados em um grande número de substâncias com diferentes estruturas químicas. As três substâncias apresentadas a seguir, por exemplo, apresentam um acentuado sabor doce.



III. Sulfato de berílio

- a. Identifique os grupos funcionais presentes nos compostos I e II.
 b. O composto III, mesmo sendo doce, não pode ser utilizado como adoçante, por ser altamente tóxico. Escreva a fórmula desse composto.

18. (UFRJ) A produção industrial de hidrocarbonetos aromáticos é feita a partir do processo de reforma catalítica de frações leves do petróleo. Dentre esses hidrocarbonetos, destaca-se o tolueno (metilbenzeno), matéria-prima principal na produção dos compostos I, II, III e IV, apresentados a seguir:



Quais as funções orgânicas dos compostos I, II, III e IV?

19. (UDESC) A trimetilamina tem o cheiro característico de peixe; por isso, quando foi obtida sinteticamente, em 1951, pela destilação de arenques (espécie de peixe) salgados, recebeu o nome de gás de peixe. Ela também é produzida pela respiração anaeróbica de animais marinhos e pela degradação de proteínas a partir de micro-organismos presentes em lagos ricos em nutrientes orgânicos. Em relação à substância química trimetilamina, determine:

- a. a sua fórmula estrutural e molecular;
 b. quantas ligações sigma existem nela;
 c. o tipo de hibridação que ocorre entre os orbitais dos átomos de carbono.

20. (UERJ) A feniletilamina é considerada um componente responsável pela sensação do bem-estar decorrente da ingestão do chocolate, que contém, também, substâncias inorgânicas. Na tabela a seguir estão relacionadas as quantidades de alguns minerais encontrados em 100 g de chocolate.

Mineral	Quantidade (mg)
Potássio	420
Cloro	270
Cálcio	220
Sódio	120
Magnésio	55
Ferro	1,6

EMBLEY, J. *Moléculas em exposição*. São Paulo: Edgard Blücher, 2001.

Escreva a fórmula estrutural da feniletilamina e calcule o número de átomos do metal alcalinoterroso do quarto período da tabela periódica, presentes em 100 g de chocolate.

21. Escreva a fórmula em bastão para os compostos abaixo:

- a. dietilpropilamina
 b. fenilamina (anilina)
 c. 3-metilpentanamida
 d. o-metilbenzamida
 e. p-nitrotolueno
 f. pentanonitrila
 g. 2,4,6-trinitrotolueno

22. (UFRJ) Em artigo publicado em 1968 na revista *Science*, Linus Pauling criou “psiquiatria ortomolecular”, baseado no conceito de que a variação da concentração de algumas substâncias presentes no corpo humano estaria associada às doenças mentais.

Por exemplo, sabe-se hoje que a variação da concentração do ácido glutâmico ($C_5H_9NO_4$) tem relação com diversos tipos e graus de problemas mentais.

a. Sabendo que o ácido glutâmico:

- apresenta cadeia normal com 5 átomos de carbono;
- é um ácido dicarboxílico saturado;
- apresenta um grupamento amino;
- apresenta um carbono assimétrico;
- escreva a fórmula em bastão deste ácido.

b. Determine o número total de átomos existentes em 0,5 mol de ácido glutâmico.

23. (UFG) A análise química do meteorito “Tagish Lake”, que caiu no Canadá em janeiro de 2000, revelou a presença das seguintes classes de substâncias orgânicas: ácido dicarboxílico, amina e amida.

Considerando essas informações:

- a. quais elementos químicos caracterizam as classes de substâncias orgânicas identificadas?
 b. escreva a fórmula estrutural plana e o nome IUPAC de um representante de cada uma dessas classes.

24. (DESAFIO) Uma mistura de metilamina e etilamina de 10,7 g de massa foi submetida à combustão, obtendo-se 3,36 L de nitrogênio (as condições são normais).

Determine as percentagens em massa das aminas na mistura.

1. Ácidos sulfônicos

Os ácidos sulfônicos são derivados orgânicos do ácido sulfúrico, apresentando o grupo sulfônico ($-\text{SO}_3\text{H}$) ligado a uma cadeia carbônica. Observe que essa função apresenta um hidrogênio ionizável.

2. Tiocompostos

Como o enxofre faz parte da mesma família do oxigênio na tabela periódica, ambos apresentam propriedades semelhantes. Assim, formam-se compostos muito semelhantes entre os dois átomos. O prefixo *tio* indica a substituição do oxigênio por um átomo de enxofre. Os principais tiocompostos são os tioálcoois (em que o oxigênio da hidroxila é substituído por um enxofre) e os tioéteres (cadeias carbônicas ligadas por um átomo de enxofre).

3. Haletos orgânicos

Haletos orgânicos são todos os compostos derivados de hidrocarboneto pela substituição de um ou mais hidrogênios da molécula por halogênios (flúor, cloro, bromo ou iodo). Dentre eles os chamados organoclorados (presença de cloro) possuem grande destaque.

4. Compostos de Grignard

Os compostos de Grignard são compostos organometálicos, pois apresentam metal ligado diretamente a um átomo de carbono. Sua estrutura apresenta um átomo de magnésio ligado a uma cadeia carbônica e a um halogênio, completando sua valência ($\text{R} - \text{MgX}$). Normalmente não encontramos flúor constituindo um composto de Grignard. Esses compostos recebem esse nome em homenagem ao cientista que “descobriu” tal função. Devido a sua alta aplicabilidade em reações orgânicas, também é conhecido por reagente de Grignard.

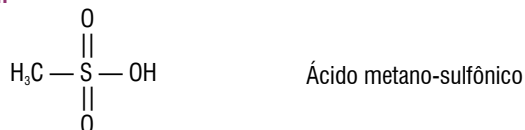
5. Nomenclatura

5.1 Ácidos sulfônicos

O nome do composto será formado pela palavra ácido mais o nome da cadeia principal acrescido pela palavra sulfônico.

Nome: ácido + nome da cadeia principal + (o)sulfônico

Ex.:

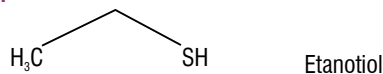


5.2 Tioálcoois (também chamados de mercaptanas)

O nome será formado pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e o nome da cadeia principal. A numeração dos carbonos deverá privilegiar o grupo $-\text{SH}$, que deve ter sua posição indicada no nome do composto. O número de grupos funcionais também deve ser indicado. Caso o composto apresente insaturação, isso deve ser indicado no nome do composto (indicando a posição).

Nome da cadeia principal: prefixo do nº de carbonos + (an/en/in) + (-,di,tri,tetra)tiol

Ex.:



Os tioálcoois apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Nome: Identifique os radicais ligados ao grupo $-\text{SH}$. A nomenclatura usual será o nome dos radicais ligados ao grupo $-\text{SH}$, em ordem alfabética + mercaptana

Ex.:

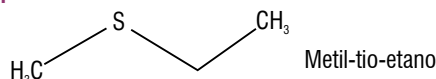


5.3 Tioéteres ou sulfetos

O nome será formado pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e o nome da cadeia principal. A cadeia principal deverá considerar os grupos ligados ao enxofre como radicais e receberá nomenclatura específica:

Nome da cadeia principal: nome do menor radical + *tio* + nome do maior radical + *ano*.

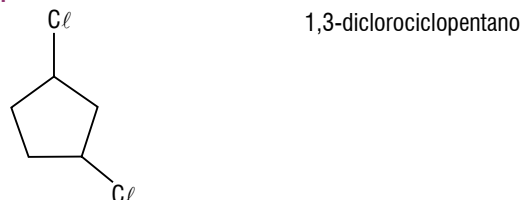
Ex.:



5.4 Haletos orgânicos

Os halogênios presentes são considerados ramificações, sendo a nomenclatura realizada de forma normal, indicando as posições e números dos halogênios e colocando-os em ordem alfabética antes do nome da cadeia principal.

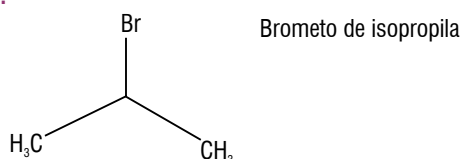
Ex.:



A nomenclatura usual dos haletos se inspira na nomenclatura dos sais, sendo da forma:

Nome dos ânions (derivado do halogênio) + nome do cátion (nome do radical com terminação *ila*)

Ex.:

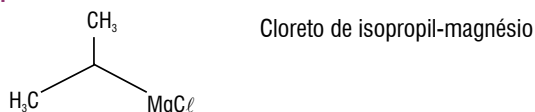


5.5 Compostos de Grignard

A nomenclatura dos reagentes de Grignard leva como referência o magnésio. O nome será dado pelo nome do halogênio mais o radical ligado acrescido de magnésio.

Nome: nome do íon halogeneto + de + nome do radical + magnésio.

Ex.:



6. Propriedades físico-químicas

6.1 Ácidos sulfônicos

- **Forças intermoleculares:** São moléculas bastante polares e podem estabelecer pontes de hidrogênio entre si.
- **Ponto de fusão e ebulição:** Apresentam valores altos.
- **Fase de agregação:** Em sua maioria são sólidos cristalinos.
- **Densidade:** São mais densos do que a água.
- **Solubilidade:** São bastante solúveis em água, e essa solubilidade estende-se também aos sais de cálcio, bário e chumbo.
- **Propriedades organolépticas:** Apresentam odor característico irritante.
- **Reatividade:** São compostos muito reativos.
- **Aplicações práticas:** Os mais importantes são os aromáticos. O ácido benzenossulfônico apresenta diversos usos, como a preparação de detergentes, de sulfoaminas, de sacarina e de corantes orgânicos.

6.2 Tioálcoois

- **Forças intermoleculares:** São menos polares do que os álcoois (devido à diferença de eletronegatividade).
- **Ponto de fusão e ebulição:** Apresentam valores intermediários (menores do que os álcoois correspondentes).
- **Fase de agregação:** Em sua maioria são sólidos cristalinos.
- **Densidade:** São mais densos do que a água.
- **Solubilidade:** São pouco solúveis em água, mas são solúveis em soluções básicas devido a seu caráter ácido.
- **Propriedades organolépticas:** Quando voláteis, apresentam cheiro repugnante, perceptível mesmo em quantidades mínimas (cheiro de alguns gambás).
- **Reatividade:** Apresentam um caráter ácido mais forte do que dos álcoois.
- **Aplicações práticas:** Devido ao cheiro forte, alguns compostos são adicionados a gases combustíveis para detectar possíveis vazamentos nos tubos.

6.3 Tioéter

- **Forças intermoleculares:** São fracamente polares devido à geometria molecular angular.
- **Ponto de fusão e ebulição:** Apresentam valores baixos de ponto de fusão e ebulição.
- **Fase de agregação:** Os mais simples são líquidos e os mais complexos, sólidos.
- **Densidade:** Em geral são menos densos do que a água.
- **Solubilidade:** São insolúveis em água, mas solúveis em solventes orgânicos comuns.
- **Propriedades organolépticas:** Os mais simples são líquidos incoloros, com cheiro de éter.
- **Reatividade:** São compostos pouco reativos.
- **Aplicações práticas:** O composto mais conhecido dessa classe é o sulfeto de di(cloroetila), também conhecido como gás mostarda ou iperita, usado como arma química.

6.4 Haletos orgânicos

- **Forças intermoleculares:** Os mono-haletos são levemente polares e suas moléculas mantêm-se unidas por forças dipolo-dipolo. Os poli-haletos podem ser apolares, e quando isso ocorre, ligam-se por forças de dipolo induzido (ou forças de London).

- **Ponto de fusão e ebulição:** Apresentam valores próximos ao dos alcanos.
- **Fase de agregação:** A grande maioria dos mono-haletos é líquida em condições ambientais. Os poli-haletos são geralmente líquidos e os de massa mais elevada podem ser sólidos.
- **Densidade:** Os monofluoretos e os monocloretos não aromáticos são menos densos que a água. Os monobrometos e os monoiodetos são mais densos. Destaque para o di-iodometano, líquido mais denso conhecido na química orgânica ($d = 3,32 \text{ g/mL}$).
- **Solubilidade:** São insolúveis em água, mas solúveis em outros solventes orgânicos.
- **Propriedades organolépticas:** Possuem cheiro forte característico, muitos apresentam sabor adocicado, mas são extremamente tóxicos por ingestão.
- **Reatividade:** São compostos pouco reativos.
- **Aplicações práticas:** São usados na síntese de diversos compostos orgânicos; o tetracloreto, o mais comum deles, é um líquido transparente, mais denso que a água, não é combustível, mas é tóxico por inalação, ingestão e absorção cutânea.

6.5 Compostos de Grignard

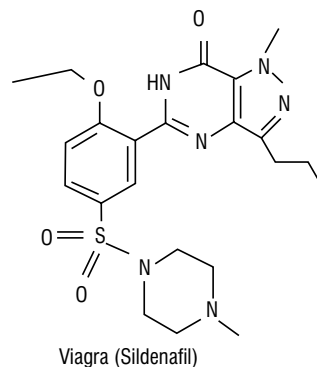
- **Forças intermoleculares:** A ligação carbono-magnésio é considerada predominantemente covalente, porém é altamente polar. A ligação magnésio-halogênio é iônica.
- **Ponto de fusão e ebulição:** Bastante elevados.
- **Fase de agregação:** Em geral, mais densos do que a água.
- **Densidade:** Em geral, são mais densos do que a água.
- **Solubilidade:** Não formam soluções, pois reagem fortemente com a água. Como também reagem com o oxigênio do ar, são guardados em éter etílico.
- **Propriedades organolépticas:** São tóxicos e extremamente higroscópicos.
- **Reatividade:** São compostos muito reativos.
- **Aplicações práticas:** Utilizados em sínteses de compostos orgânicos.

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UFPI) Assinale a função química que seguramente tem enxofre:

- (A) Amidas. (D) Cetonas.
 (B) Mercaptanas. (E) Cianetos.
 (C) Éteres.

02 As denúncias de falsificação de medicamentos têm sido embasadas em diferenças na rotulagem e aspectos físicos dos produtos, mas somente uma análise química pode identificar e quantificar a presença dos princípios ativos. Na estrutura a seguir mostra-se o Sildenafil, princípio ativo do Viagra. A análise preliminar de um comprimido desse medicamento, comprado em uma farmácia qualquer, revela:



"A amostra apresenta, dentre outras possíveis, as funções orgânicas éter e amina e átomos de carbono, hidrogênio, nitrogênio, enxofre e oxigênio." Com base nas informações apresentadas, é correto afirmar:

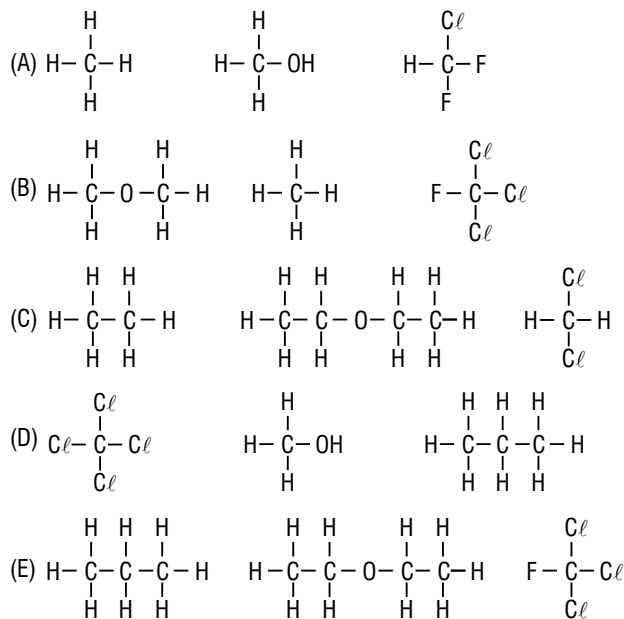
01. O resultado da análise preliminar indica a presença de todos os elementos químicos que compõem a molécula do princípio ativo do Viagra.
02. A análise identifica duas funções orgânicas presentes na molécula do princípio ativo do Viagra.
04. O Sildenafil apresenta quatro anéis, sendo três heterocíclicos e um aromático.
08. Na estrutura ilustrada acima há onze carbonos com hibridização sp^3 .
16. O princípio ativo do Viagra apresenta caráter ácido devido aos pares de elétrons livres nos átomos de nitrogênio.
32. A estrutura do Sildenafil apresenta sete elétrons que participam de ligações pi no anel aromático.

Soma ()

03 Hidrocarbonetos halogenados, usados em aerossóis, são também responsáveis pela destruição da camada de ozônio da estratosfera. São exemplos de hidrocarbonetos halogenados:

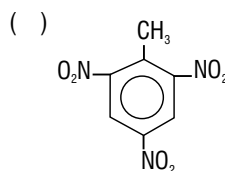
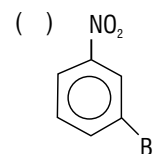
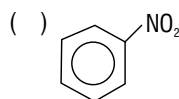
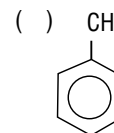
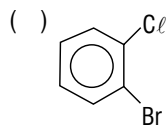
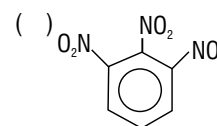
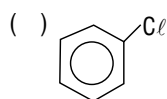
- (A) CH_2Cl_2 e CH_3CH_3 .
- (B) CH_3COCl e CH_3OCH_2Cl .
- (C) $CFCl_3$ e $CHCl_3$.
- (D) CH_3NH_2 e CFC_2Cl_3 .
- (E) CH_3CH_2Cl e CH_3COCl .

04 Hidrocarbonetos e éteres já estão sendo usados como gases propelentes no lugar do triclorofluorocarbano (freon) em desodorantes e outros produtos de "spray". Assinale a alternativa que contém, respectivamente, um hidrocarboneto, um éter e freon.



05 Associe, quando correto, as estruturas a seguir aos nomes:

- (A) p-diclorobenzeno.
- (B) m-bromonitrobenzeno.
- (C) 1,2,3-trinitrobenzeno.
- (D) 2,4,6-trinitrotolueno.



06 (UCS) Muitos papéis escurecem e apodrecem como consequência de reações químicas que produzem ácidos em suas fibras. Para bibliotecários e arquivistas, a perda de livros raros, manuscritos e jornais antigos é um problema preocupante. Recentemente, há muitos esforços para encontrar um meio de preservar vastos acervos, com baixo custo e sem danificar o papel ou a tinta. Uma solução promissora é a que utiliza o vapor de dietilzinco para neutralizar a acidez por meio da reação com os íons hidrogênio. O dietilzinco é um exemplo de:

- (A) hidrocarboneto alifático.
- (B) haleto orgânico.
- (C) composto organometálico.
- (D) carboidrato.
- (E) composto organoclorado.

07 (UEPB) Minamata é uma cidade japonesa que, na década de 50, sofreu contaminação por mercúrio em sua baía. Aos efeitos provocados por esses compostos de mercúrio no organismo humano deu-se o nome de "doença de Minamata", em que ocorrem disfunções do sistema nervoso central, como dormência em braços e pernas, visão nebulosa, perda de audição e da coordenação muscular, letargia e irritabilidade. Em Minamata, os peixes foram os principais bioacumuladores do mercúrio, na forma de CH_3HgCl e CH_3HgOH , que possui como dose referencial de toxicidade, ingestão diária aceitável, 0,1 micrograma por quilograma de peso corporal por dia. A que família pertence o composto CH_3HgCl , apresentado no texto, e qual o seu nome, seguindo a regra IUPAC?

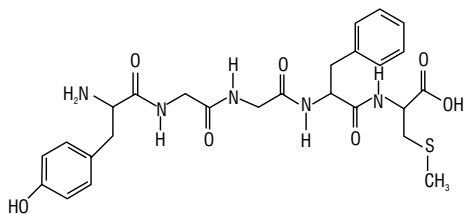
- (A) Cloreto de ácido carboxílico e cloreto de metilmercúrio.
- (B) Cloreto de ácido carboxílico e cloridrato de mercúrio metilado.
- (C) Composto organometálico e metilcloreto de mercúrio.
- (D) Composto organometálico e cloreto de metilmercúrio.
- (E) Tioeter e metilcloreto de mercúrio.

08 (ITA) Em junho deste ano, foi noticiado que um caminhão transportando cilindros do composto *t*-butil mercaptana (2-metil-2-propanotiol) tombou na Marginal Pinheiros – cidade de São Paulo. Devido ao acidente, ocorreu o vazamento da substância. Quando adicionada ao gás de cozinha, tal substância fornece-lhe um odor desagradável.

Assinale a opção que indica a fórmula molecular correta desse composto:

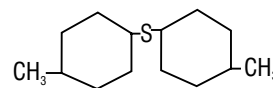
- (A) $(\text{CH}_3)_3\text{CNH}_2$
 (B) $(\text{CH}_3)_3\text{CSH}$
 (C) $(\text{CH}_3)_3\text{CNHCH}_3$
 (D) $(\text{CH}_3)_3\text{CCH}_2\text{NH}_2$
 (E) $(\text{CH}_3)_3\text{CSCH}_2\text{OH}$

09 (ITA) O composto mostrado abaixo é um tipo de endorfina, um dos neurotransmissores produzidos pelo cérebro.

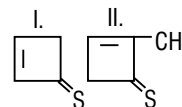


- Transcreva a fórmula estrutural da molécula.
- Circule todos os grupos funcionais.
- Nomeie cada um dos grupos funcionais circulosos.

10 Dê o nome oficial para o tiocomposto a seguir:



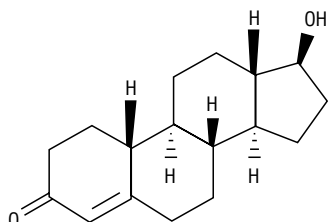
11 Dê o nome oficial para cada um dos tiocompostos a seguir:



RASCUNHO

1. Introdução

Até aqui, estudamos moléculas contendo apenas um grupo funcional característico, porém, existem moléculas polifuncionais, com mais de um grupo funcional característico. Essas moléculas estão muito presentes em nosso cotidiano, como, por exemplo, a testosterona, hormônio “masculino”, responsável pelo ganho de massa muscular; apresenta mais de um grupo funcional característico. Observe sua molécula:

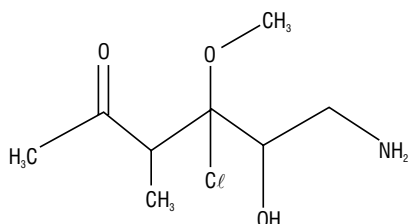


Na molécula da testosterona temos dois grupos funcionais, sendo um característico de um álcool e o outro característico de uma cetona. Então, é necessário sabermos nomear estas moléculas, e este é o grande objetivo deste assunto.

2. Nomenclatura

Quando uma molécula possui mais de um grupo característico, é necessário escolhermos um destes grupos para funcionar como o grupo funcional principal e considerar o restante como radicais.

Tomemos a molécula abaixo como exemplo:



A molécula anterior tem vários grupos característicos. Ela deve ser tratada como uma cetona, um álcool, um éter, um haleto, ou uma amina?

Para isto, a IUPAC criou uma ordem de prioridade na escolha do grupo funcional principal, conforme a tabela abaixo:

Função	Nome como radical caso não seja escolhido como grupo principal
Ácidos Carboxílicos	Carboxi
Ácidos Sulfônicos	Sulfo
Ésteres	Prefixo do Radical + oxicarbonil
Haleto de Acila	Halocarbonil
Amidas	Carbamoil
Nitrilas	Ciano
Aldeídos	Formil ou Oxo
Cetonas	Oxo

Função	Nome como radical caso não seja escolhido como grupo principal
Álcoois e Fenóis	Hidroxi
Tióis	Sulfanil
Aminas	Amino
Éteres	Prefixo do Radical + oxi
Tioéteres	Prefixo do Radical + sulfanil

A tabela acima indica a ordem decrescente de prioridade da escolha do grupo funcional principal, isto é, os ácidos carboxílicos serão escolhidos preferencialmente aos ácidos sulfônicos, que deverá ser escolhido preferencialmente aos ésteres e assim sucessivamente. Também consta na tabela o nome que devemos adotar caso o grupo não seja escolhido como grupo principal, tratando-o, deste modo, como radical.

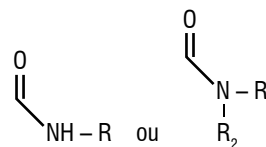
É claro que faltam grupos a serem mencionados, porém a própria IUPAC diz que em alguma publicação futura, irá apresentar esta ordem de prioridade de forma mais pormenorizada.

Assim, o nome da molécula anterior seria:

6-amino-4cloro-5-hidróxi-3-metil-4-metóxi-hexan-2-ona

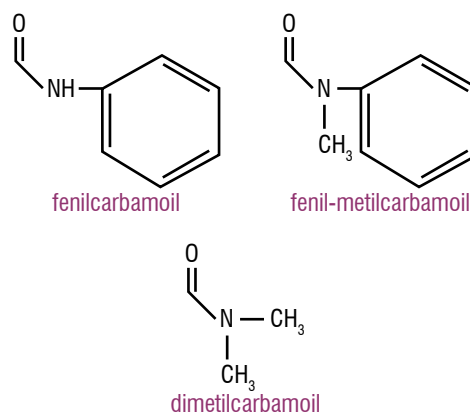
Obs. 1: Repare que utilizamos de regras de nomenclatura estudadas até aqui, isto é, nomeamos os radicais em ordem alfabética e numeramos a cadeia de tal forma a atribuir o menor número localizador possível para o grupo funcional principal. No caso do exemplo, como a cetona foi escolhida pela regra da prioridade, numeramos a cadeia da esquerda para a direita.

Obs. 2: Caso o grupo da amida for substituído, isto é,



os nomes dos radicais ligados ao nitrogênio têm que ser indicados. Caso seja mais de um radical, os nomes devem ser indicados em ordem alfabética.

Ex.:

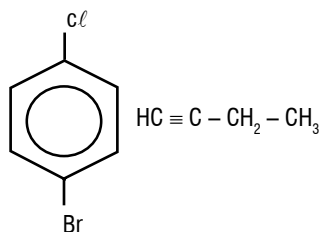


EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 São compostos orgânicos aromáticos:

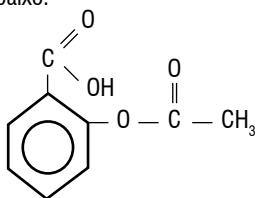
- (A) n-butano e isopropanol.
- (B) n-heptano e ciclohexano.
- (C) éter etílico e butanoato de metila.
- (D) propanona e clorofórmio.
- (E) ácido benzoico e fenol.

02 Considere os compostos de fórmula:



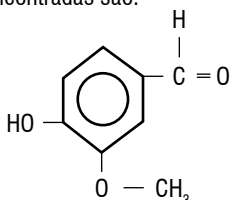
- a. Classifique cada um deles como saturado ou insaturado, alifático ou aromático.
- b. Escreva os nomes desses compostos, utilizando a nomenclatura oficial.

03 (ITA) Sabemos que o analgésico sintetizado por A. Bayer tem a fórmula estrutural mostrada abaixo:



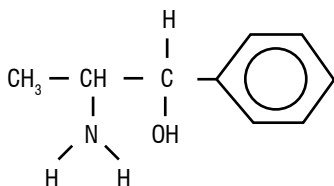
Dê a nomenclatura IUPAC da molécula acima.

04 (UNIFICADO) Em relação à molécula da vanilina, é correto afirmar que as funções químicas encontradas são:



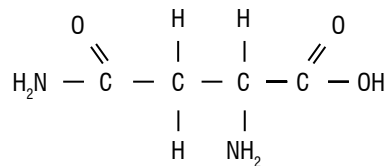
Dê a nomenclatura IUPAC da molécula acima.

05 (UERJ) Durante a Copa do Mundo de 1994, o craque argentino Armando Diego Maradona foi punido pela FIFA por utilizar um descongestionante nasal à base da substância efedrina (considerada como *dopping*), cuja fórmula estrutural é representada por:



Com relação a esta molécula, quais as funções presentes, e sua nomenclatura IUPAC?

06 (UNESP) A asparagina, tem fórmula estrutural:

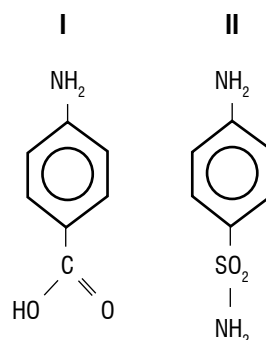


Dê a nomenclatura IUPAC da molécula acima.

07 (UEL) Com relação às moléculas abaixo, nomeie as funções orgânicas presentes e escreva sua nomenclatura IUPAC.



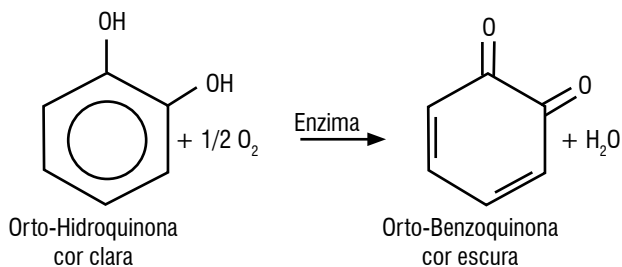
08 (UFRJ) Algumas bactérias, como os estafilococos, precisam, para crescer, de um composto químico simples chamado ácido p-aminobenzoico. Elas só conseguem crescer e multiplicar-se dentro do organismo humano por que lá encontram esse composto. A sulfanilamida, composto semelhante em forma, tamanho molecular e em várias propriedades químicas ao ácido p-aminobenzoico, “engana” as bactérias bloqueando o ponto ativo, matando-as ou paralisando-as. Suas estruturas são:



- I. Ácido p-amino-benzoico
- II. Sulfanilamida

- a. Quais as funções químicas presentes no ácido p-aminobenzoico?
- b. Quantos mols há em 43 g de sulfanilamida?

09 (UFRJ) A banana e a maçã escurecem quando são descascadas e guardados por algum tempo. A laranja e o tomate não escurecem, por não possuírem a substância orto-hidroquinona. Para evitar o escurecimento a sabedoria popular manda colocar gotas de laranja sobre as bananas e maçãs cortadas, pois o ácido cítrico, contido no limão, inibe a ação da enzima, diminuindo a velocidade da reação:



- a. Explique por que a salada de frutas não escurece quando contém laranja.
- b. Diga a que função química pertence a orto-hidroquinona.

RASCUNHO

1. Introdução

Observamos que uma mesma fórmula molecular pode representar uma série de compostos. Esses compostos podem se diferenciar em vários aspectos (serem de funções diferentes, possuírem ramificações ou heteroátomos em posições diferentes, por exemplo).

A partir disso, definimos a isomeria como o fenômeno que ocorre quando dois ou mais compostos apresentam a mesma fórmula molecular.

Dependendo da diferença entre os compostos, temos classificações distintas de isomeria, que se divide em dois grupos principais: isomeria plana (ou constitucional) e isomeria espacial (o estereoisomeria).

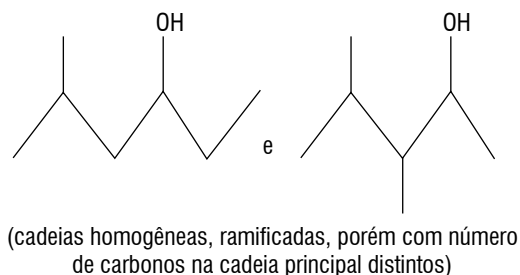
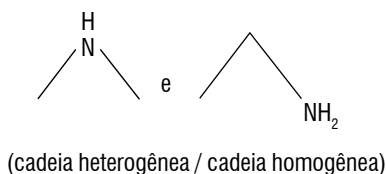
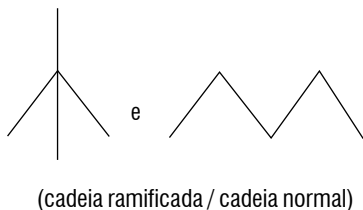
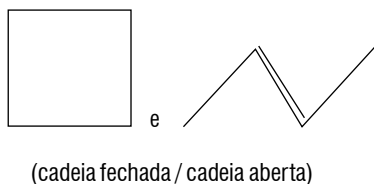
A isomeria plana tem como característica a diferenciação dos isômeros por meio da análise da fórmula estrutural plana (ou também da estrutura em linhas de ligação – fórmula bastão). Esse caso de isomeria se subdivide em cinco grupos, especificando ainda mais o ponto de diferença entre os compostos. São eles: cadeia, posição, metameria ou compensação, função e dinâmica ou tautomeria.

2. Classificação

2.1 Isomeria plana de cadeia

Os isômeros planos de cadeia são compostos, de mesma função orgânica, que apresentam cadeias principais distintas.

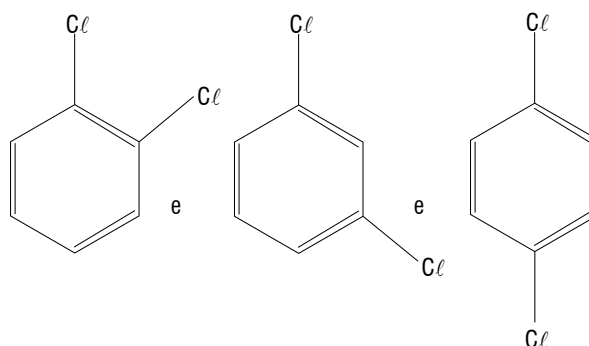
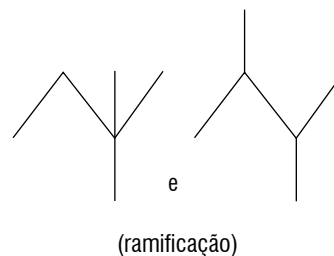
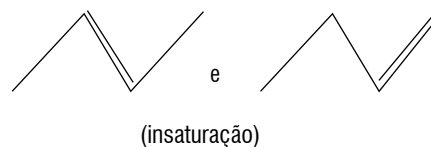
Ex.:



2.2 Isomeria plana de posição

Os isômeros planos de posição são compostos de mesma função orgânica, apresentando as mesmas cadeias principais, mas ao representar as fórmulas estruturais planas, encontram-se diferenças no posicionamento de ramificação, grupo funcional ou insaturação.

Ex.:

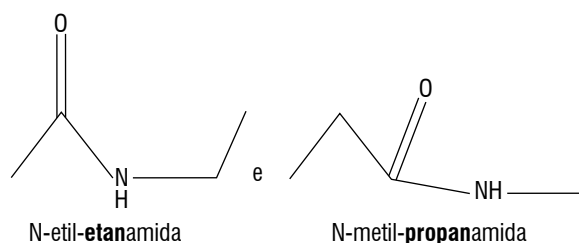


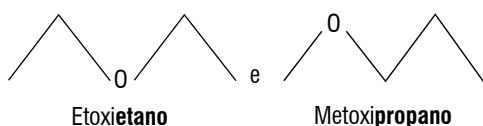
2.3 Isomeria plana de compensação ou metameria

Os isômeros planos de compensação ou metâmeros são compostos de mesma função orgânica, apresentando diferenças no posicionamento do heteroátomo. Assim, essa isomeria aparecerá apenas nos compostos que apresentam cadeia heterogênea.

Notemos que ao mudar a posição do heteroátomo, mudamos também a cadeia principal e a nomenclatura do composto, e por isso não devemos confundir esse caso com o caso da isomeria de posição.

Ex.:

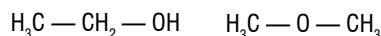




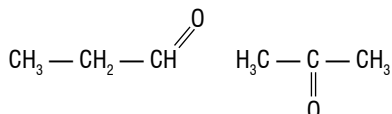
2.4 Isomeria plana de função

Os isômeros planos de função são compostos de diferentes funções químicas que apresentam mesma fórmula molecular. Principais casos:

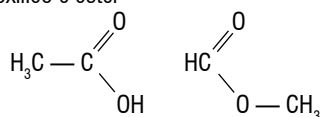
- Álcool e éter



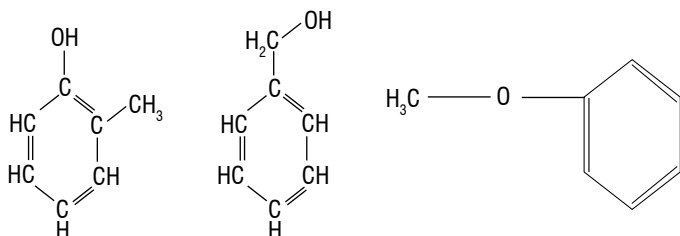
- Aldeído e cetona



- Ácido carboxílico e éster

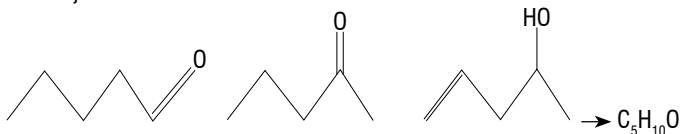


- Fenol, álcool aromático e éter aromático



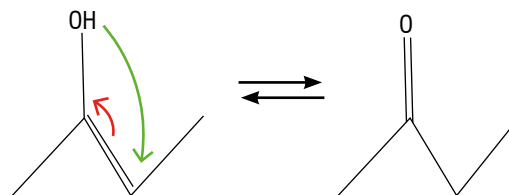
Notemos que estes são os principais casos, mas não os únicos. Podemos ter aldeídos ou cetonas isômeros de alcoóis ou éteres cíclicos ou insaturados, por exemplo.

Vejamos:

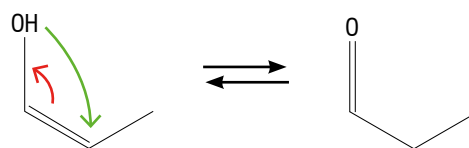


2.5 Isomeria plana dinâmica ou tautomeria

Esse tipo de isomeria difere das demais, pois nesse caso temos a coexistência dos dois isômeros através de um processo dinâmico. O processo de tautomerização ocorre devido à presença de um átomo muito eletronegativo próximo de uma ligação π . A alta eletronegatividade desse átomo faz com que os elétrons da ligação sejam atraídos por esse átomo, ocorrendo a substituição de uma ligação PI , em geral pela ligação com um átomo de hidrogênio.

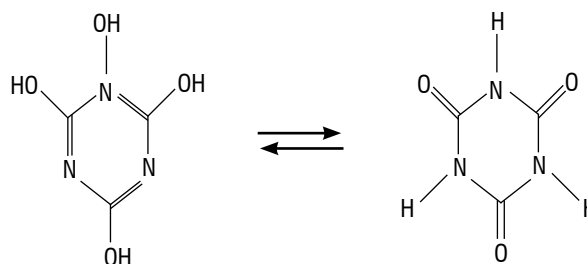


Caso de tautomeria ceto-enólica



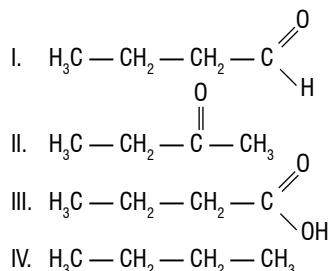
Caso de tautomeria aldo-enólica

Outro caso interessante de tautomeria pode ser verificado a seguir:



EXERCÍCIOS NÍVEL 1

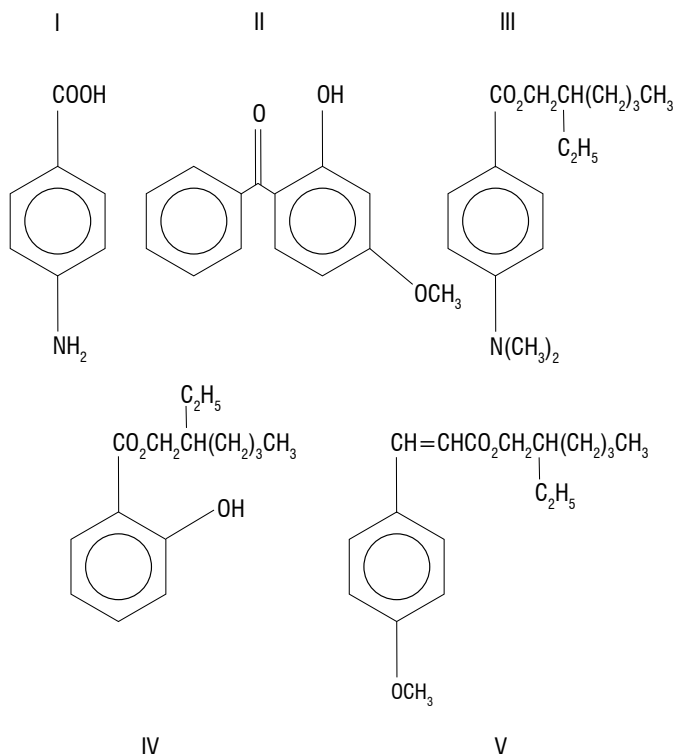
01 (UFSC) A seguir, temos compostos pertencentes a quatro funções orgânicas distintas:



01. O composto I chama-se butanal e o composto II, butanona.
02. O composto III chama-se ácido butanoico e o composto IV, butano.
04. O composto I e o composto II apresentam isomeria de função.
08. O composto III é encontrado na manteiga rançosa.
16. A cadeia do composto IV é acíclica ou aberta, normal, homogênea e saturada.
32. A cadeia do composto II é acíclica ou aberta, ramificada, heterogênea e insaturada.

Dê a soma das sentenças verdadeiras.

02 (UNB) O quadro abaixo apresenta as estruturas de algumas substâncias comumente usadas em protetores solares. Essas substâncias bloqueiam seletivamente a radiação ultravioleta, prejudicial à saúde. Suas estruturas químicas incluem anel benzênico substituído.



- I. ácido p-aminobenzoico (PABA)
 II. 2-hidroxi-4-metoxi-benzofenona (ozibenzona)
 III. p-(N, N-dimetil) aminobenzoato de 2-etil-hexila
 IV. salicilato de 2-etil-hexila
 V. p-metoxicinamato de 2-etil-hexila

Com relação a essas estruturas químicas, julgue os itens a seguir:

- (1) Os compostos II e V contêm a função éter.
 (2) O composto III é isômero do composto de fórmula molecular $C_{17}H_{27}NO_2$.
 (3) O composto IV contém a função fenol.
 (4) Por conterem anel benzênico, os compostos apresentados podem ser classificados como aromáticos.

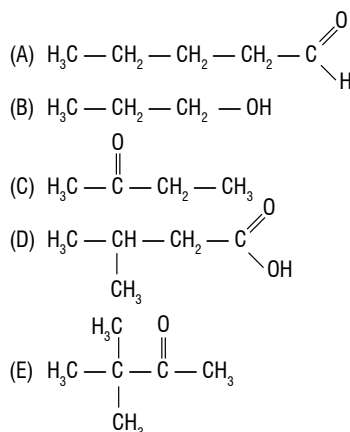
03 (FUVEST) Deseja-se saber se três hidrocarbonetos saturados I, II e III são isômeros entre si. Para tal, amostras desses hidrocarbonetos foram analisadas, determinando-se as quantidades de carbono e de hidrogênio presentes em cada uma delas. Os resultados obtidos foram os seguintes:

hidrocarboneto	massa de amostra / g	massa de C / g	massa de H / g
I	0,200	0,168	0,032
II	0,300	0,252	0,048
III	0,600	0,491	0,109

Com base nesses resultados pode-se afirmar que:

- (A) I não é isômero de II nem de III. (D) II é isômero apenas de III.
 (B) I é isômero apenas de II. (E) I é isômero de II e de III.
 (C) I é isômero apenas de III.

04 (MACKENZIE) O isômero de função do aldeído que apresenta a menor cadeia carbônica ramificada e saturada tem como fórmula estrutural plana:



05 (MACKENZIE) A alternativa que apresenta um par de isômeros planos é:

- (A) pentanal e 2-metil-1-butanol.
 (B) 3-metil-pentano e 2,3-dimetil-butano.
 (C) 1,2-di-hidróxi-propano e ácido propanoico.
 (D) trimetilamina e etildimetilamina.
 (E) metóxi-metano e etano.

06 (UFES) Dois líquidos incolores têm a fórmula molecular $C_4H_{10}O$, porém apresentam pontos de ebulição bastante diferentes ($117,7^\circ C$ e $34,6^\circ C$). Esses líquidos podem ser:

Obs.: Terá maior temperatura de ebulição aquele que apresentar interação intermolecular mais forte.

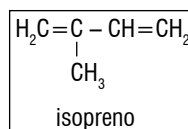
- (A) um aldeído e uma cetona.
 (B) um álcool e um éter.
 (C) dois éteres isoméricos.
 (D) duas cetonas isoméricas.
 (E) dois aldeídos isoméricos.

07 (UFMG) Dois compostos gasosos, o ciclopropano e o propeno, são isômeros.

Todas as seguintes propriedades permitem distinguir esses gases, **exceto**:

- (A) A quantidade de CO_2 produzida na combustão completa.
 (B) A reatividade frente ao hidrogênio em presença de catalisador.
 (C) A temperatura de liquefação.
 (D) O calor de combustão

08 (U.F. Pelotas) O odor de muitos vegetais, como o louro, a cânfora, o cedro, a losna, e a cor de outros, como a cenoura e o tomate, são devidos à presença de terpenoides (terpenos). Os terpenos são o resultado da união de duas ou mais unidades do isopreno, como se pode ver abaixo:



Em relação ao isopreno, podemos afirmar que:

- (A) sua nomenclatura, segundo a IUPAC, é 2-metil-1-buteno.
 (B) o isopreno não apresenta carbonos insaturados.
 (C) o isopreno é isômero de cadeia do 4-metil-2-pentino.
 (D) segundo a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), a nomenclatura do isopreno é 2-metil-1,3-butadieno.
 (E) pode apresentar isômeros de cadeia, funcionais e tautômeros.

09 (UFRGS) Com a fórmula molecular $C_4H_{11}N$, são representados os seguintes pares compostos:

- I. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$
 $CH_3 - CH - CH_2 - CH_3$
 $|$
 NH_2
- II. $CH_3 - NH - CH_2 - CH_2 - CH_3$
 $CH_3 - CH_2 - NH - CH_2 - CH_3$
- III. $CH_3 - CH - CH_2 - NH_2$
 $|$
 CH_3
- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$

Os pares I, II e III são, respectivamente:

- (A) isômeros de posição, metâmeros e isômeros de cadeia.
 (B) isômeros de posição, tautômeros e isômeros funcionais.
 (C) isômeros de cadeia, metâmeros e isômeros de posição.
 (D) isômeros funcionais, isômeros de posição e isômeros de cadeia.
 (E) isômeros de cadeia, isômeros de posição e metâmeros.

10 (FEI) O número de isômeros constitucionais existentes com a fórmula molecular C_2H_7N é:

- (A) 6.
 (B) 2.
 (C) 3.
 (D) 4.
 (E) 5.

11 (UNESP) Tem a mesma fórmula molecular C_5H_{10} :

- (A) n-pentano e metilciclobutano.
 (B) penteno-1 e ciclopentano.
 (C) pentino-2 e ciclopenteno.
 (D) 2-metilbutano e dimetilciclopropano.
 (E) 2,2-dimetilpropano e etilciclopropano.

12 (VUNESP) Considerando-se a posição dos grupos $-CH_3$ no anel aromático, o dimetilbenzeno possui:

- (A) 10 isômeros.
 (B) 6 isômeros.
 (C) 5 isômeros.
 (D) 3 isômeros.
 (E) 2 isômeros.

13 (UNIRIO) Os especialistas sabem que quanto mais ramificado um hidrocarboneto, mais resistente ele será à compressão sem sofrer ignição espontânea. Quanto maior a resistência, maior a "octanagem". A indústria de petróleo classifica as gasolinas comparando-as com a eficiência do n-heptano (I), que possui octanagem zero, e com a eficiência do 2,2,4-trimetilpentano (II), que possui octanagem 100.

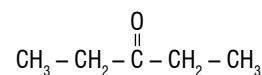
Dica: Para definir a solubilidade devemos analisar a polaridade e lembrar: polar dissolve polar e apolar dissolve apolar.

Assinale a opção correta:

- (A) I e II são isômeros de cadeia.
 (B) I e II são substâncias polares.
 (C) O composto I possui ligações sigma e ligações pi.
 (D) O composto I é insolúvel no composto II.
 (E) O composto II é solúvel no composto I.

14 (UFRJ) Com base nos seus conhecimentos de química orgânica, utilize as informações a seguir e informe o que se pede:

- a. Nome do ácido isômero de função do metanoato de metila.
 b. Nome oficial de $CH_3 - CH_2 - CH_3$.
 c. Nome oficial do isômero de cadeia do metil propano.
 d. Função química a que pertence o composto mostrado a seguir:

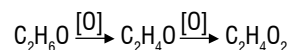


15 (UFRJ) A seguir são apresentados três compostos orgânicos e suas respectivas aplicações:

Composto orgânico	Aplicação
I. $H_3C - H_2C - O - \overset{O}{\parallel}{C} - CH_2 - C - \overset{O}{\parallel}{O} - CH_2 - CH_3$	Indústria farmacêutica
II. $CH_3 - CH_2 - NH - CH_2 - CH_3$	Anestésico
III. $CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$	Solvente

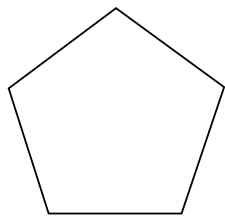
- a. Quais as funções orgânicas dos compostos I e II?
 b. Qual a função orgânica do isômero funcional do composto III?

16 (UFRJ) Segundo o Código Nacional de Trânsito, dirigir embriagado é crime, e o motorista flagrado nesse delito está sujeito a graves punições. Para avaliar o nível de embriaguez dos motoristas, a polícia utiliza um aparelho – o bafômetro – que mede a concentração de etanol (álcool etílico) no ar expirado pelo motorista. Os bafômetros mais simples consistem em um tubo transparente recheado de dicromato de potássio em meio ácido que, ao ser soprado, muda de cor, e, de acordo com uma escala comparativa, indica o nível de álcool ingerido pelo motorista. Essa mudança de cor resulta da oxidação do etanol pelo dicromato, na qual o Cr^{+7} , de cor alaranjada, é reduzido até Cr^{+3} , de coloração verde. A reação de oxidação do etanol acontece em duas etapas, segundo o esquema a seguir:



- a. Dê o nome dos compostos C_2H_4O e $C_2H_4O_2$.
 b. Escreva a fórmula estrutural e dê o nome do isômero funcional do etanol.

17 (UNESP) A fórmula simplificada representa um hidrocarboneto saturado.



- Escreva a fórmula estrutural do hidrocarboneto e dê seu nome oficial.
- Escreva a fórmula estrutural e dê o nome de um hidrocarboneto de cadeia linear, isômero do hidrocarboneto dado.

18 (UFJF) Os ácidos orgânicos de baixo peso molecular têm sido encontrados na atmosfera, em regiões urbanas, sub-urbanas e rurais. Os poluentes identificados nessas áreas incluem o ácido fórmico (ácido metanoico), o ácido acético (ácido etanoico), o ácido oxálico (ácido etanodioico), o ácido glicólico ($\text{HOCH}_2\text{CO}_2\text{H}$), o ácido pirúvico ($\text{CH}_3\text{COCO}_2\text{H}$) e o ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$). Os dados ambientais sobre esses componentes são ainda limitados, porém sabe-se que essa classe de compostos constitui aproximadamente 11% dos compostos orgânicos presentes no material particulado atmosférico.

(Química Nova – vol. 20 – nº 03 – maio/junho de 1997)

Sobre os compostos orgânicos citados no texto, pede-se:

- o nome daquele que apresenta em sua molécula dois grupos funcionais diferentes e também dois átomos de carbono sp^2 .
- o nome daquele que é um ácido carboxílico.
- o nome daquele que apresenta a função química álcool.
- o nome de um isômero funcional daquele que apresenta cadeia carbônica aromática.

19 (UFRJ) O ciclopropano e o éter etílico (etoxietano) foram muito utilizados, no passado, como anestésicos de inalação.

- Escreva a fórmula estrutural e o nome do isômero de cadeia do ciclopropano.
- Escreva a fórmula estrutural e o nome do álcool terciário que é isômero do éter etílico.

20 (UFRJ) As cetonas se caracterizam por apresentar o grupo funcional carbonila em carbono secundário e são largamente utilizadas como solventes orgânicos.

- Apresente a fórmula estrutural do isômero de cadeia da 3-pentanona.
- As cetonas apresentam isomeria de função com os aldeídos. Escreva a fórmula estrutural da única cetona que apresenta apenas um aldeído isômero.

21 (UNESP) Três compostos orgânicos, um ácido carboxílico, um álcool e um éter apresentam massas molares iguais e com valor de $46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. A 25°C e sob 1 atmosfera de pressão, dois deles são líquidos e o terceiro, isômero do álcool, é um gás.

São dadas as massas molares do carbono ($12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), do hidrogênio ($1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) e do oxigênio ($16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

- Forneça as fórmulas estruturais e os nomes dos compostos citados que são líquidos nas condições indicadas.

- Identifique o composto que é um gás a 25°C e sob 1 atmosfera de pressão. Explique por que, diferentemente do álcool, esse composto não é líquido nessas condições, apesar de apresentar a mesma massa molar.

22 (UNESP) Substitui-se no n-pentano um átomo de hidrogênio por um átomo de cloro.

- Escreva as fórmulas estruturais dos compostos possíveis de serem formados nessa substituição.
- Qual tipo de isomeria ocorre?

23 (UNESP) Represente as fórmulas estruturais de todos os isômeros resultantes da substituição de dois átomos de hidrogênio de benzeno por dois átomos de cloro. Dê os nomes dos compostos e o tipo de isomeria.

24 (DESAFIO) O propanoato de etila é isômero do:

- etil-propil-éter.
- pentanol.
- etil-propil-cetona.
- 1,5-pentano-diol.
- ácido pentanoico.

25 Indique o tipo de isomeria plana entre as substâncias abaixo:

- butanona e metil-propanal.
- ácido propanoico e metanoato de etila.
- etenol e etanal.
- butanamida e metil-propanamida.
- dietilamina e metil-propilamina.
- n-butanol e etóxi-etano.
- fenil-metanol e 1-hidróxi-2-metil-benzeno.
- metoxi-benzeno e 1-hidroxi-3-metil-benzeno.
- o.cloro-tolueno e p.cloro-tolueno.

26 (UFG) Existem duas substâncias orgânicas com a fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Com base nessa afirmação, pede-se:

- Escreva a fórmula estrutural plana que representa cada uma dessas substâncias e dê seus nomes segundo a convenção da IUPAC.
- Explique por que uma dessas substâncias tem ponto de ebulição mais elevado do que a outra.

27 (UFRJ) O etanol ou álcool etílico – conhecido como álcool – é obtido no Brasil por fermentação de produto de cana-de-açúcar e tem como isômero o metóxi-metano (ou dimetil-éter). As estruturas dos dois compostos estão representadas a seguir:

- $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{OH}$
- $\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$

- Qual o tipo de isomeria que há entre esses compostos?
- Qual das substâncias possui maior temperatura de ebulição?

28 (DESAFIO) Escreva a fórmula em bastão e o nome do hidrocarboneto alifático, saturado, de cadeia normal que tem como isômero um hidrocarboneto alifático, saturado, de cadeia ramificada, em que 0,1 mol desse hidrocarboneto ramificado possui $7,2 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio.

29 Quais os casos de isomeria que ocorrem nos seguintes pares:

- butanol-2 e metil-propanol-2.
- éter metil-propílico e éter metil-isopropílico.
- metil-propanal e butanona.
- metanoato de propila e propanoato de metila.
- éter etílico e éter metil-isopropílico.
- aldeído butírico e aldeído isobutírico.
- 2-pentanona e 3-pentanona.
- álcool isobutílico e álcool tercbutílico.

30 Determine o tipo de isomeria plana observado em cada caso abaixo:

- metil-isobutil-cetona e etil-propil-cetona.
- orto-cresol e meta-cresol.
- álcool benzílico e metóxi-benzeno.
- buten-1-ol-1 e butanal.
- acetato de isopropila e propionato de etila.
- 3-hexino e 4-metil-2-pentino.
- 1-etóxi-propano e 3-pentanol.
- dietilamina e metil-propilamina.
- isopropil-etileno e 1-metil-2-etil-etileno.
- buten-2-ol-2 e butanona.
- metil-etil-acetileno e n-propil-acetileno.

RASCUNHO

1. Introdução

A isomeria espacial só é perceptível quando analisamos a estrutura espacial do composto, uma vez que não apresenta diferenciação em sua estrutura plana. Dentro desse tipo de isomeria temos dois tipos: isomeria geométrica e isomeria espacial óptica. Costuma-se chamar isomeria óptica de *enantiomeria*, ao passo que a isomeria geométrica constitui um dos casos de *diastereoisomeria*.

Por definição, temos que distereoisômeros são estereoisômeros que não são enantiômeros, ou seja, são isômeros espaciais que não são ópticos. Um composto pode ter mais de um diastereoisômero, mas apenas um enantiômero.

A ocorrência de isomeria espacial está intimamente ligada à assimetria da molécula (ou seja, não existência de elementos de simetria como: plano, centro ou eixo de simetria).

2. Classificação

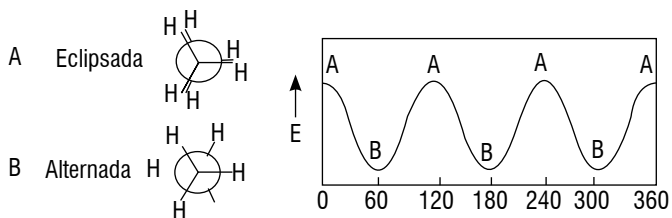
2.1 Isomeria geométrica

Ao analisarmos as configurações dos alcanos percebemos que existem diferentes dispositivos quando se gira alguma ligação sigma do composto, gerando conformações com diferenciadas energias associadas.

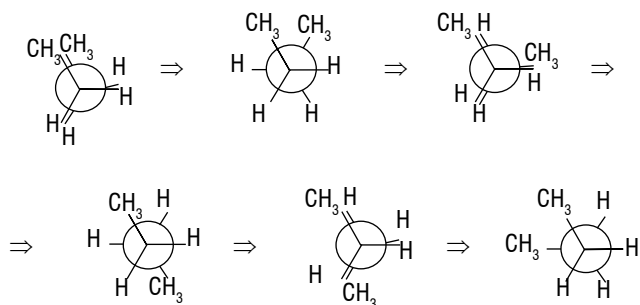
Isso ocorre porque a ligação simples é capaz de apresentar rotação livre, e as conformações obtidas correspondem a momentos energéticos distintos de um mesmo composto.

Podemos observar o perfil energético a partir das projeções de Newman para o etano a seguir:

Etano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$



Ex.: Representar as projeções de Newman para o butano.

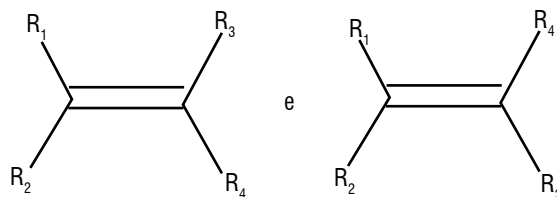


Compostos que apresentam ligações duplas entre carbonos, ou então cadeias carbônicas cíclicas, perdem a capacidade de rotação livre da ligação, não gerando, portanto, conformações com energias diferenciadas.

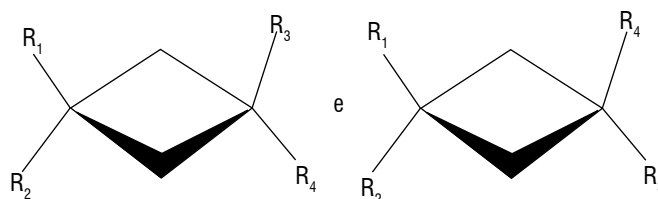
2.1.1 Ocorrência

A isomeria geométrica pode se manifestar de duas maneiras:

I. Compostos com dupla-ligação (etilênica)



II. Compostos cíclicos (bayeriana)



Condições de ocorrência para ambos os casos de isomeria geométrica:

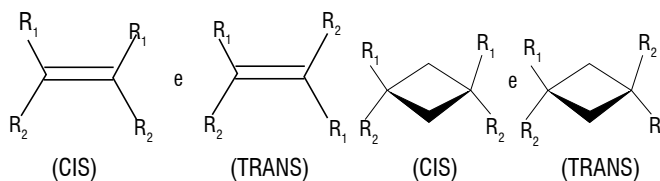
Para a presença de assimetria, os radicais de mesmo lado devem ser diferentes entre si, ou seja, R_1 e R_2 são diferentes um do outro, da mesma forma que R_3 e R_4 são diferentes um do outro. Observe que não temos nenhuma regra que impeça que radicais de lados diferentes sejam iguais.

Assim: $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$, sendo que R_1 pode ser igual a R_3 e R_2 pode ser igual a R_4 .

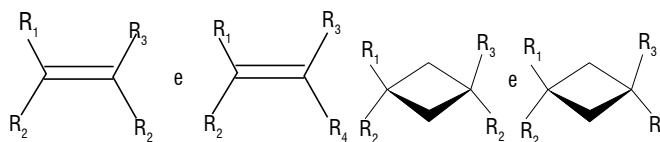
2.1.2 Classificação do composto

I. Quando o par de ligantes é igual em ambos os carbonos da insaturação:

- CIS: Grupos iguais do mesmo lado.
- TRANS: Grupos iguais em lados opostos.



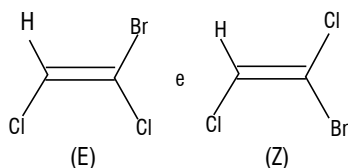
II. Quando três dos ligantes ou os quatro ligantes são distintos:



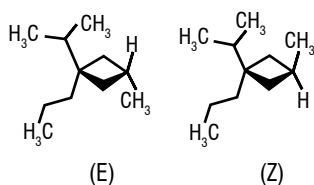
Zusammen (do alemão "juntos"): Grupos de maior prioridade do mesmo lado. Entgegen (do alemão "opostos"): Grupos de maior prioridade em lados opostos. A definição para prioridade dos grupos ligados ao carbono a ser analisado leva em consideração o número atômico do átomo diretamente ligado ao carbono. Alguns autores indicam como critério para definir prioridade do grupamento a massa. Como, de maneira geral, quanto

maior for o número atômico de um elemento maior será sua massa, na maioria dos casos as duas definições coincidem, porém cabe ressaltar que o critério a ser adotado será o de número atômico.

Assim, a prioridade do Br é maior que a do Cl, que por sua vez é maior que a do H:



Nesse caso, temos dois grupos C_3H_7 ligados ao carbono da esquerda.



Como definir a ordem de prioridade entre propil e isopropil, por exemplo?



No propil, o carbono diretamente ligado à cadeia cíclica encontra-se ligado a dois hidrogênios (número atômico igual a 1) e um carbono (número atômico igual a 6).

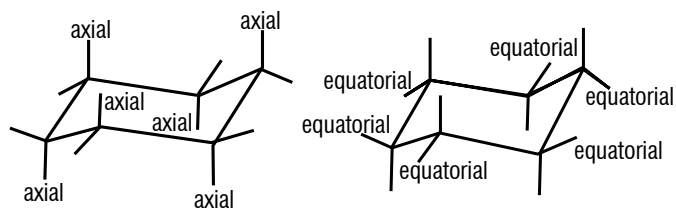
Já no isopropil, o carbono diretamente ligado à cadeia cíclica encontra-se ligado a dois carbonos (número atômico igual a 6) e um hidrogênio (número atômico igual a 1).

Com isso, concluímos que o grupo isopropil apresenta maior prioridade que o grupo propil.

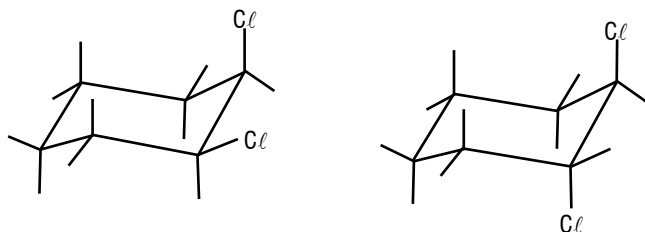
Quando há empate entre as prioridades do elemento diretamente ligado ao carbono de referência, analisamos os átomos na sequência. A esse processo chamamos prioridade no primeiro ponto de diferença.

Obs.:

I. No cicloexano, a isomeria deve ser feita trocando os grupos da posição axial para a posição equatorial.



Logo, constituem um par de isômeros:



- II. No caso dos isômeros planos e geométricos, os compostos apresentam propriedades físicas e químicas diferentes.
- III. Para alguns autores, a conformação em cadeira é um isômero conformacional (difere na forma) da conformação barco. Contudo, alguns consideram esses como um caso de isomeria geométrica.



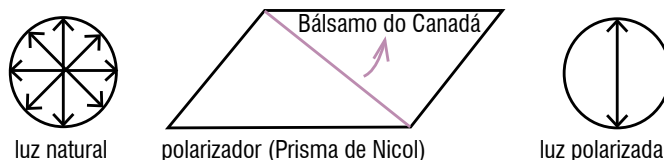
2.2 Isomeria óptica ou enantiomeria

2.2.1 Introdução

A isomeria óptica só ocorre com moléculas assimétricas, ou seja, moléculas que não possuem plano de simetria. A diferença fundamental entre os isômeros ópticos está na capacidade de desviar o plano de vibração de uma luz polarizada para a direita ou para a esquerda – atividade óptica.

Assim:

- Quando a luz ordinária (vibra em vários planos) atravessa o polarizador, a luz que emerge do aparelho está oscilando num mesmo plano. Esta é a luz plano polarizada.
- O polarizador utilizado é conhecido como Prisma de Nicol, que consiste em um cristal transparente de carbonato de cálcio (conhecido como espato da Islândia) cortado transversalmente e colado com uma resina denominada Bálsamo do Canadá. Essa resina é mais refringente que o cristal;



- Moléculas assimétricas tendem a ser opticamente ativas, ou seja, são capazes de promover rotação no plano de propagação da luz polarizada. Assim, a luz polarizada atravessa uma solução contendo moléculas assimétricas, que são responsáveis por gerar esse desvio.
- O número de graus em que o plano de polarização é girado depende do número de moléculas quirais que a substância possui. Contudo, depende de características da amostra (concentração, temperatura) e características do equipamento (comprimento do tubo, comprimento de onda do feixe).
- Foi definida a rotação específica por:

$$[\alpha]_D^{20^\circ C} = \frac{\alpha}{C \times d}$$

em que $[\alpha]$ – rotação específica (teórica)
 α – rotação lida no aparelho (experimental)
 C – concentração (g/mL)
 d – comprimento do tubo (dm)

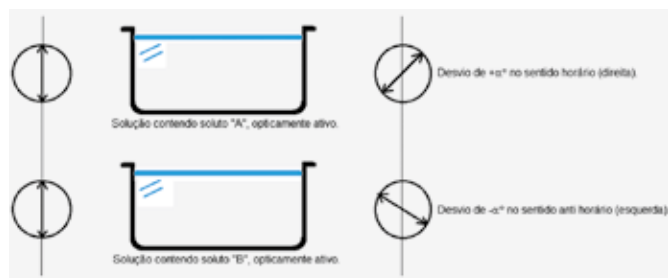
- Na maioria dos casos, a presença de carbono quiral na molécula confere assimetria molecular a ela (exceto nos casos em que temos dois carbonos quirais iguais, como discutiremos posteriormente).
- Mesmo moléculas que não apresentem carbono quiral podem apresentar assimetria molecular, bastando para isso satisfazer algumas condições que serão analisadas a seguir.

2.2.2 Reconhecendo e analisando isômeros ópticos

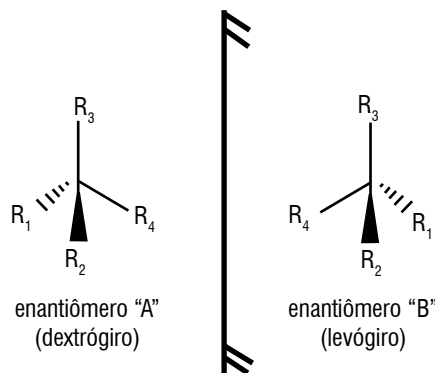
Uma das formas de reconhecer isômeros ópticos consiste em encontrar na molécula um átomo de carbono tetraédrico com quatro ligantes diferentes entre si (carbono assimétrico).

I. Composto com um carbono assimétrico

Todo composto que apresentar apenas um carbono assimétrico na molécula terá dois isômeros opticamente ativos: um dextrógiro (desvia um ângulo $+\alpha$, sentido horário ou desvio para a direita), desviando o plano de propagação da luz polarizada de um mesmo ângulo α , só que em sentidos contrários. A esses compostos (por apresentarem mesmo ângulo de desvio, mas para lados contrários) damos o nome de enantiômeros ou antípodos ópticos (imagens especulares não superponíveis).



Os solutos “A” e “B” são antípodos ópticos ou enantiômeros (imagem especular não sobreponível um do outro).



Uma mistura equimolar de dois enantiômeros é chamada de mistura racêmica ou racemado, não apresentando rotação do plano de luz polarizada devido à compensação externa. Neste caso, temos a formação de uma mistura racêmica (solução opticamente inativa).

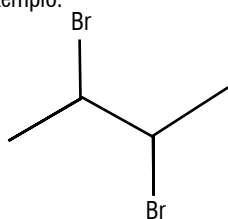
II. Composto com dois carbonos assimétricos diferentes

Neste caso, teremos a presença de quatro isômeros ópticos: dois dextrógiros e dois levógiros. Analisando caso a caso, vemos que cada dextrógiro desvia um ângulo α (chamaremos $+\alpha_1$ e $+\alpha_2$) para a direita, enquanto cada levógiro desvia um ângulo α para a esquerda ($-\alpha_1$ e $-\alpha_2$).

Como temos dois enantiômeros, formam-se duas misturas racêmicas (soluções opticamente inativas).

Chamamos de diastereoisômeros os estereoisômeros que não são classificados como enantiômeros (isômeros geométricos, por exemplo).

Obs.: No caso dos dois carbonos assimétricos serem iguais, o quadro muda. Analisemos o exemplo:



Denominemos de C1, C2, C3 e C4 os carbonos dispostos da esquerda para a direita.

C2 e C3 são assimétricos, logo promovem desvio no plano de propagação da luz polarizada; porém, como são carbonos assimétricos iguais (ligados aos mesmos quatro ligantes distintos), os desvios também são iguais. Assim:

C2	C3	desvio total
d	d	$+2\alpha$
d	l	zero
l	d	zero
l	l	-2α

Temos, então, dois enantiômeros opticamente ativos: um enantiômero dextrógiro (desvio $+2\alpha$), um enantiômero levógiro (desvio -2α).

Há duas configurações idênticas cujo desvio é nulo. Na verdade, trata-se apenas de um caso, denominado enantiômero MESO.

Além disso, podemos formar ainda a mistura racêmica.

III. Composto com n carbonos assimétricos diferentes

Quando uma molécula possui vários átomos de carbonos assimétricos diferentes, calcula-se o número de isômeros ópticos ativos pela regra de Van't Hoff:

Isômeros Ativos: 2^n (em que n – número de carbonos assimétricos distintos).

Sendo que sempre metade deles serão dextrógiros e a outra metade levógiros, de forma que:

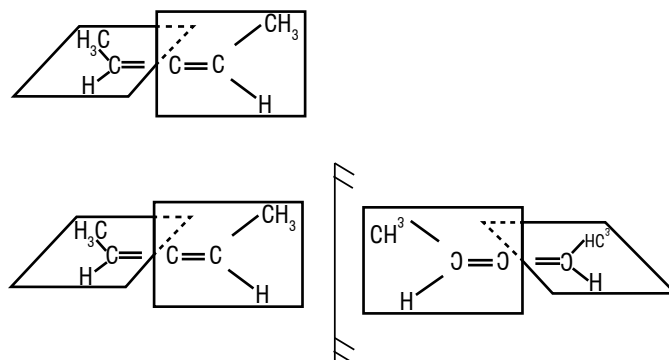
Misturas Racêmicas: 2^{n-1} (em que n – número de carbonos assimétricos distintos).

IV. Isomeria óptica sem carbono assimétrico derivado do aleno (propadieno). Analisemos a ilustração:



Podemos perceber que os grupos ligados aos carbonos das extremidades encontram-se em planos perpendiculares entre si.

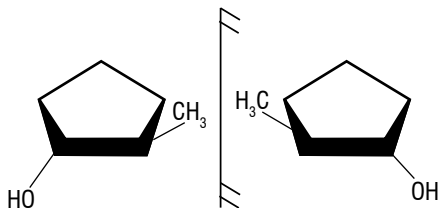
Simplificando a notação, temos:



Temos dois penta-2,3-dienos, porque a estrutura é assimétrica. Um isômero dextrógiro e um isômero levógiro. Temos também a possibilidade de uma mistura racêmica.

V. Isomeria óptica nos derivados cíclicos

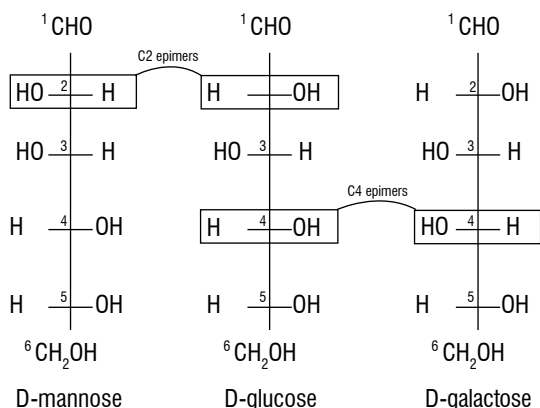
Tomemos como exemplo o trans-2-metil-ciclopentanol:



Notamos a possibilidade de imagem especular não sobreponível para as duas estruturas acima, configurando a existência de isomeria óptica.

Obs.:

- Os compostos enantiômeros apresentam propriedades físicas idênticas, diferindo quanto:
 - ao desvio no plano de propagação da luz plano-polarizada;
 - à solubilidade diante de solventes quirais;
 - aos efeitos fisiológicos distintos.
- Toda molécula cíclica que sofre isomeria trans é assimétrica e, portanto, apresenta isomeria óptica.
- Epímeros são açúcares cuja estereoquímica difere apenas em um carbono.



2.2.3 – Separação de racêmicos

A diferença de estrutura de compostos que sofrem isomeria óptica é muito pequena. Esse fato levou os cientistas a pesquisarem métodos próprios de separação de isômeros dextrógiro e levógiro em uma mistura racêmica. Os três métodos mais comuns são:

I. Método Químico

Baseia-se nas reações entre substâncias opticamente ativas. Faz-se a mistura racêmica reagir com os isômeros dextrógiro e levógiro de determinada substância. Os produtos obtidos serão diastereoisômeros e poderão ser separados por processo físicos comuns. Em seguida, cada reagente é separado por um processo químico específico.

II. Método Físico

Pode ser utilizado nos casos em que a diferença entre os cristais dos isômeros é visível a olho nu ou em um microscópio de aumento baixo. É feita por catação (separação mecânica) e o rendimento costuma ser muito baixo.

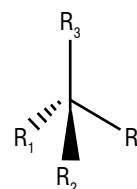
III. Método Biológico

Pode ser utilizado nos casos em que se conhece um micro-organismo que ataque apenas um dos isômeros (dextrógiro ou levógiro) de uma mistura racêmica, preservando o outro. Isso só pode ser feito se a perda de um dos isômeros não é importante.

2.2.4 – Denominação R e S

R = *rectus* (direita ou horário);
S = *sinister* (esquerda ou anti-horário);

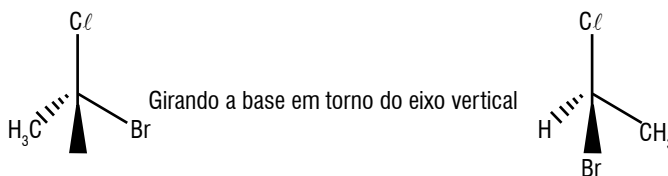
Para isso devemos analisar a estrutura espacial do composto:



Como já vimos anteriormente, prioridades deverão ser atribuídas aos ligantes (mesmo critério adotado na isomeria geométrica para as denominações E/Z).

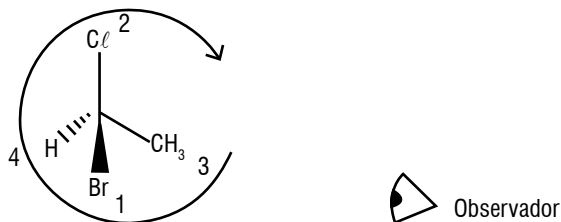
Devemos rotacionar a estrutura, se necessário, de modo que o grupo de menor prioridade encontre-se o mais afastado possível do observador que lê a página.

Ex.:



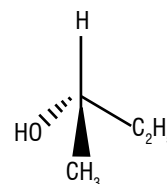
O hidrogênio, que é o grupo de menor prioridade, encontra-se no plano mais afastado do observador.

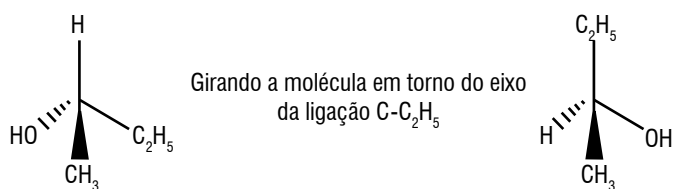
À maior prioridade atribuiremos prioridade “1” e à menor prioridade atribuiremos prioridade “4”.



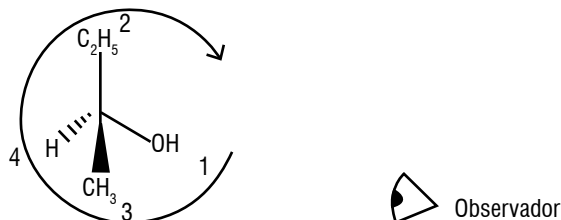
Ao analisarmos a sequência “1-2-3”, notamos que esta aparece em sentido horário caracterizando a configuração “R”.

Ex.:





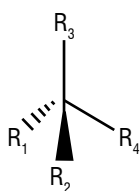
O hidrogênio, que é o grupo de menor prioridade, novamente, encontra-se no plano mais afastado do observador.



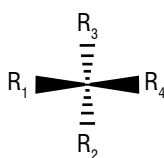
Ao analisarmos a sequência “1-2-3” notamos que esta aparece em sentido anti-horário caracterizando a configuração “S”.

2.2.5 – Projeções de Fischer

Para a estrutura:

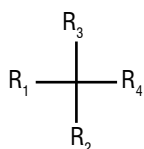


Podemos adotar outro tipo de representação:

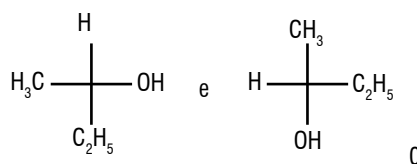


em que as ligações de maior espessura indicam estarem mais próximas de um observador que lê esta página; já as ligações tracejadas indicam que os átomos ligantes encontram-se mais afastados desse observador.

Simplificando a notação, podemos convencionar que as ligações mais próximas do observador serão representadas na horizontal, enquanto que as ligações mais afastadas do observador estarão representadas na vertical. Temos assim:



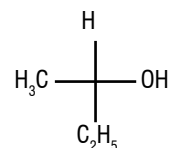
O interessante na análise deste tipo de projeção é a possibilidade de determinar se duas estruturas representam enantiômeros ou se representam o mesmo composto. Vamos ao exemplo:



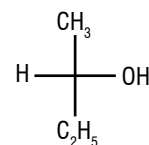
São representação do mesmo composto ou enantiômeros? Temos duas maneiras de responder a essa pergunta:

1ª: Sistema de “trocas”:

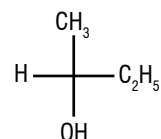
Determinamos quantas trocas devem ser feitas na primeira estrutura até chegarmos na segunda. Caso o número de trocas seja par, teremos representação do mesmo composto. Se o número de trocas for ímpar, teremos enantiômeros. Vejamos:



Troca de H com CH₃



Troca de OH com C₂H₅



Das trocas, logo trata-se de representação do mesmo composto.

2ª: Determinar se as duas configurações são iguais (R e R ou S e S) ou se são diferentes (uma R e outra S).

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

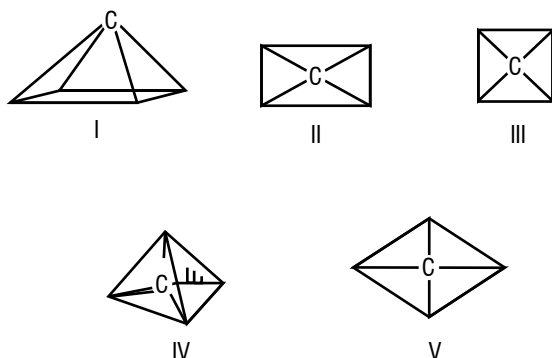
01 (UFG) Glicerídeos são ésteres de glicerina com ácidos graxos (ácidos monocarboxílicos com mais de 10 carbonos). Esses ácidos, ao apresentarem ligações duplas, são ditos mono ou poli-insaturados. Na produção de margarina, ocorre a hidrogenação catalítica das ligações duplas presentes nas cadeias carbônicas. Um dos ácidos utilizados nesse processo é o ácido linoleico, C₁₇H₃₁COOH. Quando o ácido graxo tem mais de uma ligação dupla e se fez a hidrogenação de apenas uma, as outras podem sofrer uma conversão de orientação cis-trans.

- Proponha uma fórmula estrutural plana do ácido linoleico.
- Represente o ácido linoleico com orientação cis de sua(s) duplas(s).
- Quantos gramas de hidrogênio são necessários para hidrogenar completamente 14 g de ácido linoleico?

02 (FUVEST) Quantos isômeros estruturais e geométricos, considerando também os cíclicos, são previstos com a fórmula molecular C_3H_5Cl ?

- (A) 2.
- (B) 3.
- (C) 4.
- (D) 5.
- (E) 7.

03 (UFMG) Nos estudos sobre a geometria do átomo de carbono tetravalente, foram propostos os arranjos

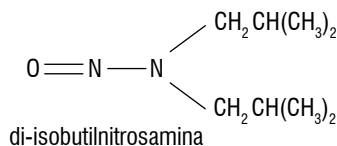
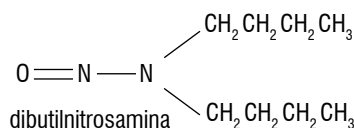


A alternativa que apresenta o arranjo e o número de isômeros possíveis para a substância CH_2Cl_2 é:

- (A) I, dois isômeros.
- (B) II, três isômeros.
- (C) III, três isômeros.
- (D) IV, dois isômeros.
- (E) V, dois isômeros.

04 (UNIRIO) “Os nitritos são usados como conservantes químicos em alimentos enlatados e em presuntos, salsichas, salames, linguiças e frios em geral. Servem para manter a cor desses alimentos e proteger contra a contaminação bacteriana. O problema é que essas substâncias, no organismo, podem converter-se em perigosos agentes cancerígenos, as nitrosaminas...”.

(Revista *Veja*, setembro de 1998)



Considerando-se as estruturas anteriores, da dibutilnitrosamina e da di-isobutil nitrosamina, pode-se afirmar que representam isômeros:

- (A) geométricos.
- (B) de função.
- (C) de cadeia.
- (D) de posição.
- (E) por metameria.

05 (UFRJ) Um determinado alceno, por hidrogenação catalítica, produz o 2,3-dimetilpentano (Nesta reação, temos a quebra da dupla e o acréscimo de um hidrogênio a cada carbono que estava ligado à dupla).

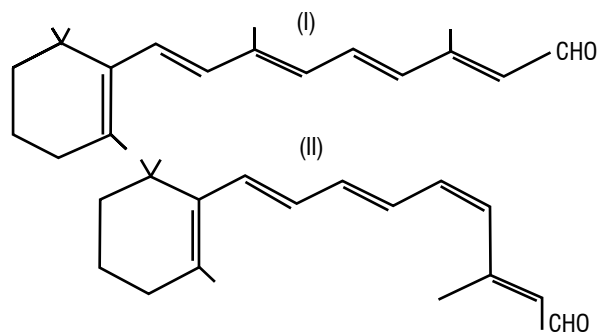
- a. Apresente o nome e a fórmula estrutural deste alceno, sabendo que ele possui isomeria geométrica (cis-trans).
- b. Escreva a fórmula estrutural de um isômero de posição do 2,3-dimetilpentano que apresenta um carbono quaternário.

06 (VUNESP) Considere o composto 3,4-dimetil-3-hexeno.

- a. Que tipo de isomeria ocorre nesse composto?
- b. Escreva as fórmulas estruturais dos isômeros do item anterior e identifique-os.

07 (COVEST) Uma das reações químicas responsáveis pela visão humana envolve dois isômeros (I) e (II) da molécula retinal.

Molécula Retinal (representada simplificada por $R - C \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{H} \end{array}$)



- a. Qual o tipo de isomeria que ocorre? Por que essa molécula (retinal) pode apresentar essa isomeria?
- b. A molécula de retinal pode reagir formando retinol ou ácido retinoico. Escrever simplificada as equações químicas envolvidas. Dar os nomes das reações.

08 (DESAFIO) Um alceno pode ser isômero de:

- (A) um alceno com mesmo número de átomos de carbono.
- (B) um cicloalcano com a mesma fórmula estrutural.
- (C) outro alceno de mesma fórmula molecular.
- (D) um alceno com apenas uma ligação tripla.
- (E) um alcadieno com o mesmo número de átomos de hidrogênio.

Por que a opção A está certa ou errada?

09 Quais dos compostos abaixo podem apresentar isômeros geométricos:

- (A) 1-penteno
- (B) 2-penteno
- (C) propenal
- (D) 2,3-dicloro-2-buteno
- (E) ácido 2-butenóico
- (F) 2,3-dicloro-butano
- (G) ciclopropanol
- (H) 1,3-dimetil-ciclobutano
- (I) 2-metil-ciclopropanol
- (J) 1,1-dibromo-ciclobutano

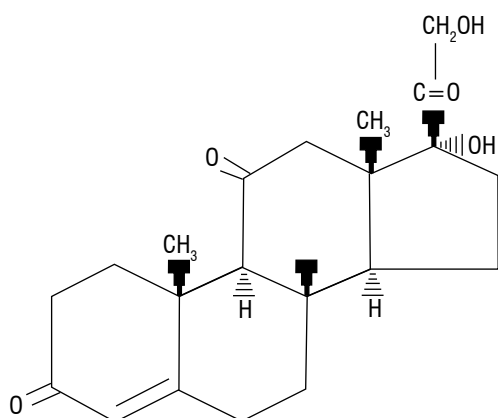
10 (FUVEST) Considerando os casos de isomeria plana e geométrica, quantos isômeros existem com a fórmula $C_2H_2Cl_2$?

11 (UNIFESP) Ácido maleico e ácido fumárico são, respectivamente, os isômeros geométricos cis e trans, de fórmula molecular $C_4H_4O_4$. Ambos apresentam dois grupos carboxila e seus pontos de fusão são, respectivamente, $130\text{ }^\circ\text{C}$ e $287\text{ }^\circ\text{C}$.

- Sabendo que C, H e O apresentam as suas valências mais comuns, deduza as fórmulas estruturais dos isômeros cis e trans, identificando-os e explicando o raciocínio utilizado.
- Com relação aos pontos de fusão dos isômeros, responda qual tipo de interação é rompida na mudança de estado, explicitando se é do tipo inter ou intramolecular. Por que o ponto de fusão do isômero cis é bem mais baixo do que o do isômero trans?

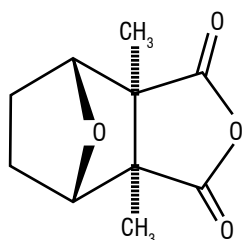
12 (UFPE) A cortisona é um esteroide que possui efeito anti-inflamatório e é importante no tratamento da asma e da artrite.

A partir de sua estrutura, podemos afirmar que a cortisona:



- Possui 6 carbonos assimétricos.
- Possui uma função de álcool primário e outra de álcool secundário.
- Possui três funções de cetona.
- Apresenta atividade óptica devido apenas aos carbonos que possuem grupamentos metílicos.
- Pode apresentar tautomeria.

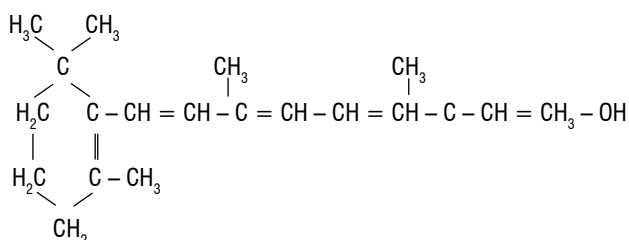
13 (UFC) A cantaridina, representada abaixo, um pesticida isolado da mosca, apresenta a seguinte estrutura:



Acerca desta molécula, pode-se afirmar, corretamente, que:

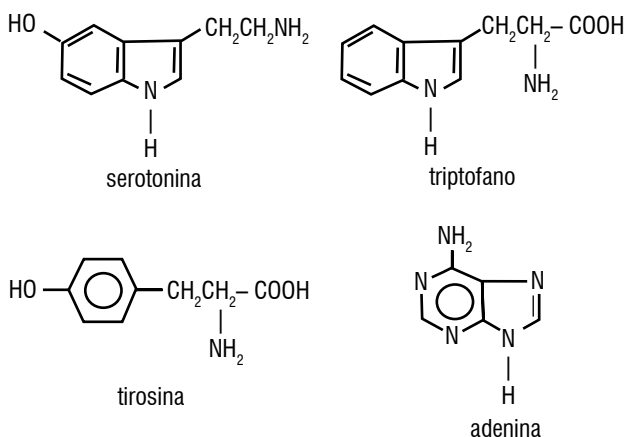
- tem um enantiômero.
- é uma molécula quiral.
- apresenta atividade óptica.
- apresenta plano de simetria.
- contém dois carbonos quirais.

14 (UECE) A vitamina A_1 (retinol), que tem importante função na proteção dos epitélios, tem a seguinte fórmula estrutural. Examine a fórmula e assinale a alternativa correta:



- É um álcool secundário.
- É um composto hidrossolúvel.
- Apresenta isômeros.
- Não possui carbono quaternário.

15 (UFMS)



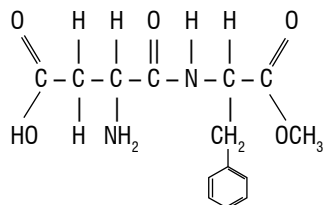
Com respeito às moléculas representadas anteriormente, assinale V nas afirmativas verdadeiras e F nas falsas:

- Todas as moléculas representadas contêm, além da função amina, as funções ácido carboxílico e amida.
- Dentre as moléculas representadas, existem dois aminoácidos.
- Somente duas moléculas representadas contêm o grupo funcional fenol.
- Todas as moléculas representadas possuem carbono quiral.
- A serotonina possui mais de um carbono quiral.

A sequência correta é:

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

16 (UFJF) O adoçante artificial aspartame tem fórmula estrutural



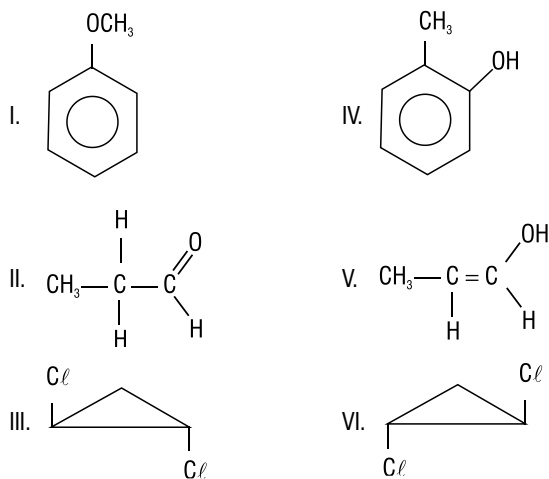
Sobre o aspartame, são feitas as seguintes afirmações:

- I. apresenta as funções éster e amida;
- II. não apresenta isomeria óptica;
- III. sua fórmula molecular é $C_{14}H_{13}N_2O_5$.

Das afirmativas apresentadas:

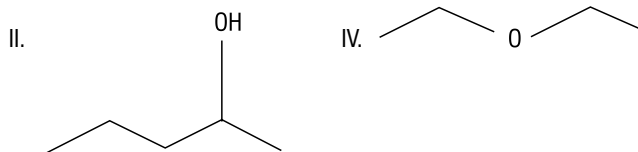
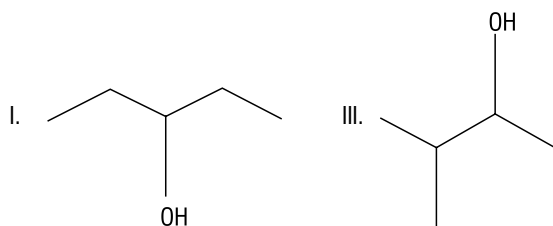
- (A) apenas I é verdadeira.
- (B) apenas I e II são verdadeiras.
- (C) apenas I e III são verdadeiras.
- (D) apenas II e III são verdadeiras.
- (E) I, II e III são verdadeiras.

17 (CESGRANRIO) Sejam os compostos orgânicos a seguir:



- (A) I e IV são isômeros de núcleo; II e V são metâmeros; III e VI são isômeros geométricos.
- (B) II e III, bem como V e VI, são isômeros de cadeia; I e IV são isômeros geométricos.
- (C) I e IV são metâmeros; II e V são isômeros funcionais; III e VI são isômeros geométricos.
- (D) I e IV são isômeros funcionais; II e V são tautômeros; III e VI são isômeros ópticos.
- (E) II e V são isômeros geométricos; I e IV são tautômeros; III e VI são metâmeros.

18 (UFMG) Considere as substâncias com as estruturas



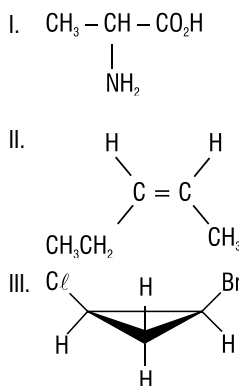
Com relação a essas substâncias, todas as alternativas estão corretas, exceto:

- (A) I e IV são isômeros de função.
- (B) I e II são isômeros de posição.
- (C) II e III são isômeros de cadeia.
- (D) I e III apresentam isomeria geométrica.
- (E) II e III contêm átomo de carbono quiral.

19 (UECE) As afirmações a seguir estão relacionadas ao fenômeno de isomeria dos compostos orgânicos. Assinale a opção correta:

- (A) $CH_3CH_2COCH_2CH_3$ é um composto opticamente ativo.
- (B) A glicose contém quatro carbonos assimétricos.
- (C) trans-1,2-diclorociclopropano apresenta isomeria óptica.
- (D) 3-metil-1-penteno apresenta apenas isomeria cis-trans.

20 (UFES) Dados os compostos

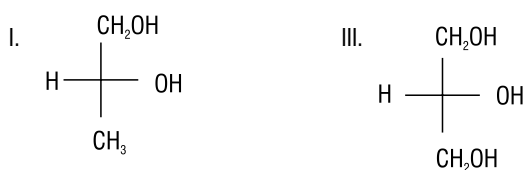


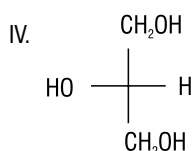
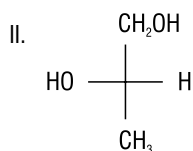
é (são) opticamente ativo(s):

- (A) somente I.
- (B) I e II.
- (C) I e III.
- (D) I, II e III.
- (E) II e III.

21 (UFF) Algumas substâncias têm a propriedade de desviar o plano de vibração da luz polarizada e são denominadas opticamente ativas. Esta propriedade caracteriza os compostos que apresentam isomeria ótica. A condição necessária para a ocorrência de isomeria ótica é que a substância apresente assimetria.

Considere as representações espaciais (Fischer) das estruturas a seguir:





Em relação às estruturas I, II, III e IV afirma-se, corretamente:

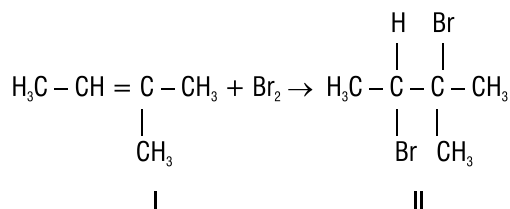
- (A) Todas apresentam atividade ótica.
- (B) Somente a I e a II apresentam atividade ótica.
- (C) Somente a I e a III apresentam atividade ótica.
- (D) Somente a III e a IV apresentam atividade ótica.
- (E) Somente a II e a IV apresentam atividade ótica.

22 (UFRS) Em 1887, Wislicenus determinou experimentalmente a existência de dois isômeros com fórmula estrutural plana $\text{HOOC}-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$.

O isômero cis foi denominado de ácido maleico e o isômero trans, de ácido fumárico. Sobre estes ácidos é correto afirmar que:

- (A) ambos desviam a luz polarizada, porém em sentidos opostos.
- (B) ambos têm o mesmo ponto de fusão.
- (C) os ácidos maleico e fumárico não sofrem reação de desidratação.
- (D) formam um par de antípodas ópticos.
- (E) por adição de H_2 , em presença de catalisador, ambos produzem o ácido butanodioico.

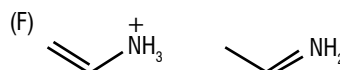
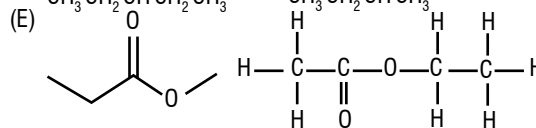
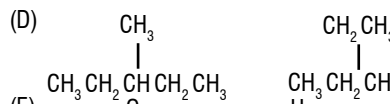
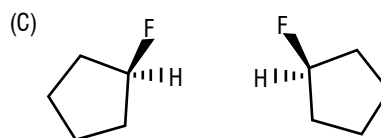
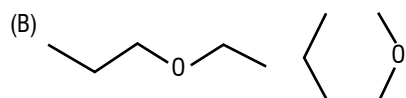
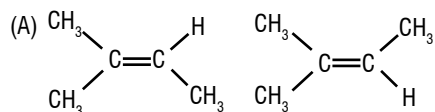
23 (UFRS) Uma reação típica dos alcenos é a adição de halogênios à ligação dupla, formando compostos di-halogenados vicinais, conforme exemplificado a seguir:



Em relação a essa equação, podemos afirmar que:

- (A) o composto II apresenta dois carbonos assimétricos.
- (B) o nome do produto formado é 2,3-dibromo-3-metilbutano.
- (C) o nome do composto I é 2-metilbuteno-2.
- (D) o alceno pode apresentar isomeria geométrica.
- (E) o nome do produto formado é 2,3-dibromo-2-metilpropano.

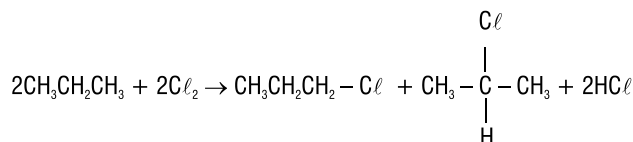
24 (EFOA) Classifique os pares de estruturas abaixo como isômeros (I), compostos diferentes não isoméricos (N), ou desenhos de estruturas de um mesmo composto (M):



Assinale a alternativa que corresponde à classificação **correta** dos pares de estruturas acima, na ordem de A a F:

- (A) I, I, I, I, M, N.
- (B) M, I, M, M, I, I.
- (C) M, N, I, M, I, N.
- (D) N, I, M, N, N, I.
- (E) I, N, M, I, I, N.

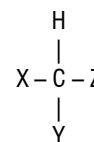
25 (FUVEST) A reação do propano com cloro gasoso, em presença de luz, produz dois compostos monoclorados.



Na reação do cloro gasoso com propano, em presença de luz, o número de compostos monoclorados que podem ser formados e que não possuem, em sua molécula, carbono assimétrico é:

- (A) 0.
- (B) 1.
- (C) 2.
- (D) 3.
- (E) 4.

26 (UNESP) A anfetamina é utilizada ilegalmente como “doping” nos esportes. A molécula de anfetamina tem a fórmula geral



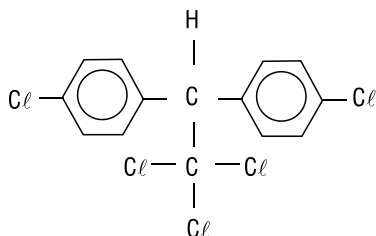
em que X é um grupo amino, Y é um radical metil e Z é um radical benzil.

- a. Escreva a fórmula estrutural da anfetamina.
- b. Qual o tipo de isomeria que ocorre na molécula de anfetamina? Quais são as fórmulas estruturais e como são denominados os isômeros?

27 (VUNESP) Esta questão se refere a derivados de ácido propiônico.

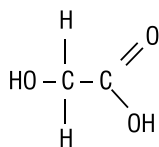
- Escreva as fórmulas estruturais dos isômeros que podem ser obtidos a partir do ácido propiônico, substituindo-se um átomo de hidrogênio ligado a carbono por um grupo -OH.
- Um dos isômeros obtidos no item a) apresenta também atividade óptica, e é conhecido como ácido láctico. Com base nestas informações, escreva o nome oficial do ácido láctico.

28 (FUVEST) O inseticida DDT tem fórmula estrutural como mostrada na figura a seguir. Sabendo-se que sua solubilidade em água é $1,0 \times 10^{-6} \text{g/L}$, responda:

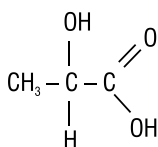


- Existem DDT levógiro e dextrógiro (isômeros ópticos)? Justifique.
- Calcule o volume de água, em litros, necessário para espalhar 1,0 g de DDT, sob forma de solução saturada, em uma plantação.

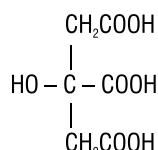
29 (UFC) Recentemente, especial atenção tem sido dada aos alfa-hidroxi-ácidos (AHAs). Algumas destas substâncias são utilizadas no tratamento da pele, visando retardar a aparência do envelhecimento das pessoas. Muitos AHAs são de origem vegetal ou animal, tais como os ácidos: glicólico (da cana-de-açúcar), láctico (do leite), málico (da maçã), e cítrico (das frutas cítricas). As fórmulas estruturais destes compostos estão representadas a seguir:



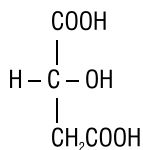
Ácido Glicólico



Ácido Láctico



Ácido Cítrico



Ácido Málico

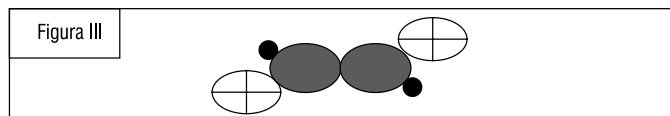
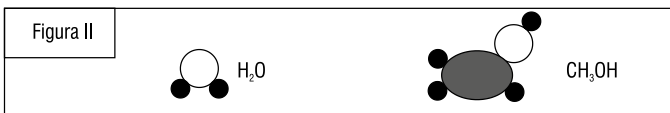
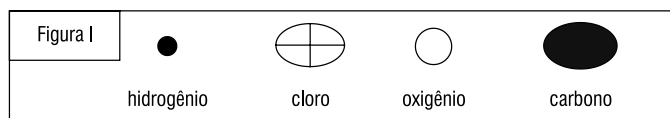
- Escreva a fórmula estrutural de um aldeído que apresente um carbono quiral e que seja isômero do ácido láctico.
- Qual a hibridação do átomo de carbono do grupo carboxila presente no ácido glicólico?

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

01 (UFRJ) Diferentes modelos podem ser usados para representar os elementos e as substâncias químicas.

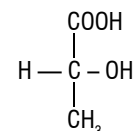
Com base no modelo de Dalton, propõem-se os símbolos para representar os elementos, na figura I.

Desta forma, as moléculas de água e do metanol podem ser representadas conforme a figura II.



- Existem 3 compostos com fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$. Um deles é o trans-1, 2 dicloroeteno, que pode ser representado como mostra a figura III. Represente, usando os mesmos símbolos, os outros compostos de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$.
- Dê o nome do composto de fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ que apresenta atividade ótica.

02 (VUNESP) O ácido láctico tem a fórmula a seguir:



- Explique, em termos estruturais, por que se podem identificar dois isômeros desta substância.
- Como são denominados os isômeros do ácido láctico?

03 (UNESP) Observe as relações a seguir:

COMPOSTOS: 2 - butanol; 3 - hexeno
TIPO DE ISOMERIA: geométrica; óptica

- Associe cada composto ao respectivo tipo de isomeria.
- Escreva as fórmulas estruturais e dê os nomes dos respectivos isômeros.

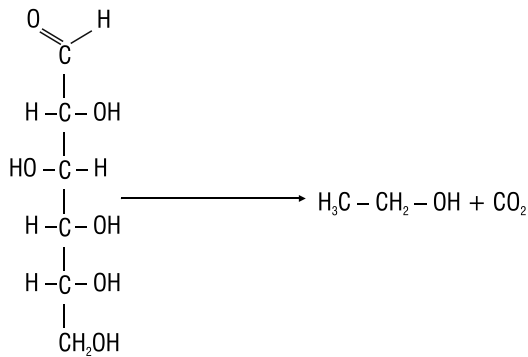
04 (UNESP) O ácido láctico, um produto do metabolismo humano, apresenta as seguintes características:

- fórmula molecular $\text{C}^3\text{H}^6\text{O}^3$;
- é opticamente ativo;
- é um composto que possui as funções álcool e ácido carboxílico.

Escreva:

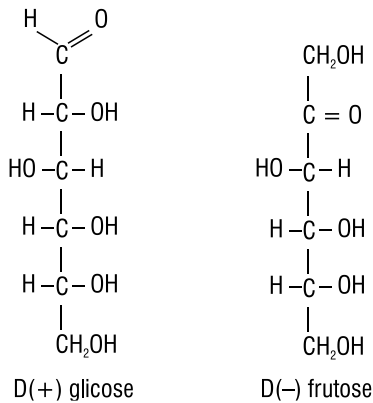
- a fórmula estrutural e o nome oficial do ácido láctico.
- a fórmula estrutural e o nome do produto da reação do ácido láctico com 1-propanol, catalisada por íons H^+ .

05 (VUNESP) A fermentação da glicose envolve a seguinte reação, representada na forma não balanceada:



- Copie a fórmula estrutural da glicose, assinale com asteriscos os átomos de carbono assimétrico e indique o tipo de isomeria a eles associado.
- Calcule a quantidade de etanol, expressa em mols, obtida da fermentação completa de 6 mols de glicose.

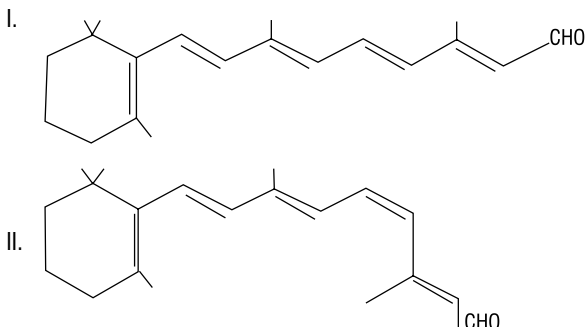
06 (UNIRIO) Os principais componentes do mel são a glicose e a frutose, obtidas por hidrólise enzimática da sacarose coletada do néctar das flores pelas abelhas.



- Quantos carbonos assimétricos e quantos isômeros D possui a glicose?
- Que tipo de isomeria está presente entre a glicose e a frutose?

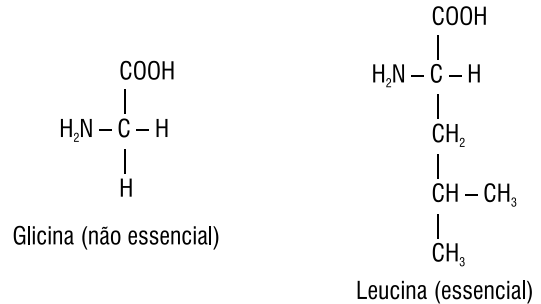
07 (UFRJ) Em todo o mundo, as pessoas se preocupam em manter uma aparência jovem e saudável. Uma verdadeira revolução na indústria de cosméticos foi provocada pela recente descoberta da ação de alguns ácidos carboxílicos hidroxilados, chamados genericamente de alfa-hidroxi-ácidos (AHA), na diminuição das rugas. Os AHAs mais utilizados em cosméticos antienvhecimento são:

Molécula Retinal (representada simplificada por $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$)



- Uma determinada marca de cosméticos lançou, recentemente, uma loção de rejuvenescimento em frascos de 90mL, trazendo apenas a informação genérica “contém ácido glicólico”. Sabendo que a neutralização da solução de ácido glicólico contida no frasco consome 18mL de solução de NaOH 0,5N, determine a concentração, em g/L, do ácido na loção.
- Escreva a fórmula estrutural do composto, dentre os acima citados, que apresenta dois carbonos assimétricos, assinalando-os.

08 (UFRJ) Os aminoácidos são moléculas orgânicas constituintes das proteínas. Eles podem ser divididos em dois grandes grupos: os essenciais, que não são sintetizados pelo organismo humano e os não essenciais. A seguir são apresentados dois aminoácidos, um de cada grupo:



- A glicina pode ser denominada, pela nomenclatura oficial, de ácido amino etanoico. Por analogia, apresente o nome oficial da leucina.
- Qual desses dois aminoácidos apresenta isomeria óptica? Justifique sua resposta.

09 (DESAFIO) Em relação aos enantiômeros, podemos afirmar como verdadeiro:

- Os enantiômeros apresentam propriedades químicas rigorosamente iguais, sem nenhuma exceção.
- Os enantiômeros diferem entre si apenas em seus pesos moleculares, pois a forma dextrógira, comumente, é mais pesada do que a forma levógira.
- Os enantiômeros têm propriedades físicas iguais, com exceção da densidade, que é relativamente maior na forma dextrógira.
- Com exceção do plano de luz plano-polarizada, os enantiômeros apresentam as mesmas propriedades físicas.
- O produto opticamente inativo resultante da mistura equimolar de antípodos ópticos por compensação dos poderes rotatórios é chamado de diastereoisômero ou diastereômeros.

10 (DESAFIO) Das moléculas citadas abaixo, somente uma apresenta um átomo de carbono assimétrico, sendo portanto uma molécula quiral. Assinale a molécula em questão:

- $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$
- CHOCOOH
- HOCH_2COOH
- $\text{CH}_3\text{CÓOH}$
- $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{COOH}$

Cite o nome oficial e o nome trivial da substância escolhida, identifique o tipo de isomeria apresentada pela molécula assinalada e descreva sucintamente o arranjo experimental que permite verificar se uma molécula é quiral ou não.

11 (DESAFIO) São feitas as seguintes afirmações em relação a dois antipodas óticos tais como o ácido D – tartárico e o ácido L – tartárico.

- I. Eles necessariamente têm a mesma temperatura de fusão.
- II. Eles necessariamente têm a mesma solubilidade em água.
- III. Eles necessariamente terão solubilidade distinta no dextro – 1 metil – propanol.
- IV. Eles necessariamente terão efeitos fisiológicos diferentes.
- V. Eles necessariamente terão poder rotatório de sinal oposto, mas de valor absoluto igual

As afirmações **corretas** são:

- (A) I e II. (D) II e IV.
 (B) I, II, III e V. (E) Todas.
 (C) I, II e V.

12 (DESAFIO) Dados os compostos:

- I. $\text{Br}_3\text{C} - \text{CHCl} - \text{CCl}_2 - \text{CBr}_3$
- II. $\text{Br}_3\text{C} - \text{CHCl} - \text{CHCl} - \text{CBr}_3$
- III. $\text{Br}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CBr}_3$
- IV. $\text{Br}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CCl} - \text{CBr}_3$

Assinale a afirmação falsa:

- (A) Os compostos I e II possuem respectivamente um e dois de carbono assimétrico.
- (B) O composto I possui um total de dois estereoisômeros opticamente ativos.
- (C) O composto II possui um total de dois estereoisômeros opticamente ativos.
- (D) Somente os compostos III e IV apresentam, cada um, isomeria geométrica.
- (E) Os compostos III e IV giram o plano de polarização da luz que os atravessa.

13 Quantos isômeros opticamente ativos apresenta o composto 3-cloro-2-butanol?

14 (CESGRANRIO) Mostre a fórmula estrutural do ácido monocarboxílico de fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$, que é opticamente ativo.

15 (UNIMAR) Uma amostra de uma substância opticamente ativa que consiste em um único enantiômero é chamada enantiomericamente pura ou que tem um excesso enantiomérico de 100%. Uma amostra enantiomericamente pura de (R)-(+)-2-metil-1-butanol apresenta uma rotação específica de $+5,75^\circ$. Por outro lado, uma amostra de (R)-(+)-2-metil-1-butanol que contém menos do que uma quantidade equimolar de (S)-(-)-2-metil-1-butanol apresentará uma rotação específica menor do que $+5,75^\circ$, mas maior do que 0° . Diz-se que esta amostra tem um excesso enantiomérico menor do que 100%. Vamos supor, por exemplo, que uma mistura de enantiômeros de 2-metil-1-butanol tem uma rotação específica de $+1,15^\circ$. Qual a real composição estereoisomérica da mistura referida acima?

- (A) 50% do (R)-(+)-2-metil-1-butanol e 50% do (S)-(-)-2-metil-1-butanol.
- (B) 20% do (R)-(+)-2-metil-1-butanol e 80% do (S)-(-)-2-metil-1-butanol.
- (C) 80% do (R)-(+)-2-metil-1-butanol e 20% do (S)-(-)-2-metil-1-butanol.
- (D) 60% do (R)-(+)-2-metil-1-butanol e 40% do (S)-(-)-2-metil-1-butanol.
- (E) 40% do (R)-(+)-2-metil-1-butanol e 60% do (S)-(-)-2-metil-1-butanol.

16 (UEM) Assinale o que for correto:

01. A mistura racêmica é formada por 50% de dextrógiro e 50% de levógiro; portanto não desvia a luz polarizada.
02. O 1,2-diclorobenzeno e o 1,4-diclorobenzeno possuem isomeria de posição.
04. O composto 3-metil-2-pentanol pertence à função álcool e apresenta 4 isômeros óticos ativos.
08. O composto 1,2-dimetilciclopropano não apresenta isomeria cis-trans.
16. Os compostos metóxi-propano e etóxi-etano apresentam isomeria de compensação ou metameria.

Soma ()

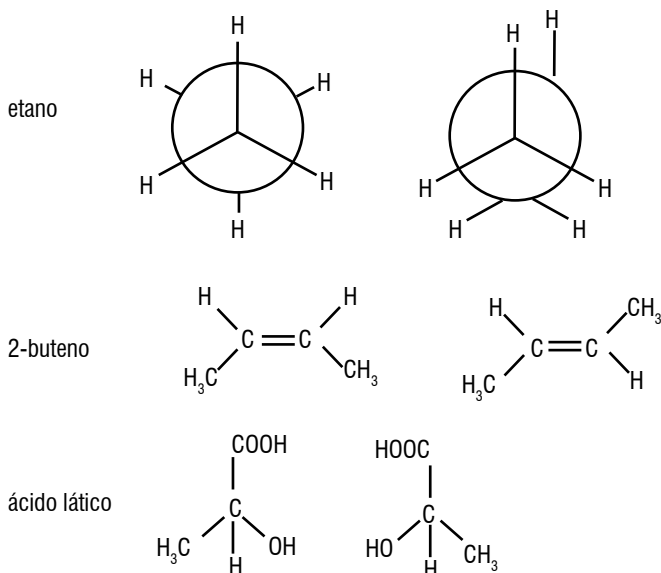
17 (UEM) Assinale o que for correto:

01. Na combustão completa de um mol de etanol, são produzidas aproximadamente $18,06 \times 10^{23}$ moléculas de água.
02. Os pares de funções álcool e éter, aldeído e cetona, ácido carboxílico e éster podem apresentar isomeria funcional.
04. A isomeria óptica ativa ocorre com moléculas simétricas.
08. O 1,2-dicloro-ciclobutano apresenta isomeria de Baeyer (baeyeriana).
16. Os alcenos eteno, propeno e buteno-1 podem ser representados pela fórmula geral C_nH_{2n} e constituem uma série homóloga.
32. As moléculas de álcoois formam ligações de hidrogênio (ponte de hidrogênio) com as moléculas de água, portanto todos os álcoois apresentam boa solubilidade em água.

18 (FURG) Assinale a alternativa que apresenta o número correto de isômeros opticamente ativos apresentados pela molécula de 1,2,3,4-tetrahidroxibutano:

- (A) 0.
- (B) 4.
- (C) 3.
- (D) 2.
- (E) 1.

19 (UNIFOR) Dentre as seguintes estruturas:



- I. são isômeros geométricos (cis-trans) as estruturas do etano.
- II. são conformêmeros as estruturas do 2-butenol.
- III. são enantiômeros (isômeros ópticos) as estruturas do ácido láctico.

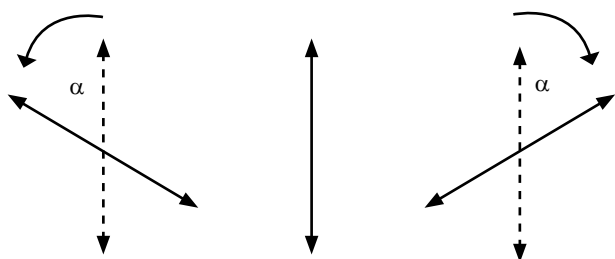
Está correto somente o que se afirma em:

- (A) I.
- (B) II.
- (C) III.
- (D) I e II.
- (E) II e III.

20 (UNESP) O composto orgânico 2,3-butanodiol apresenta dois carbonos assimétricos, cada um deles tendo substituintes exatamente iguais. Cada um desses carbonos assimétricos pode provocar o desvio da luz polarizada de um ângulo α para a direita (composto dextrógiro) ou para a esquerda (composto levógiro). Uma outra possibilidade é que um dos carbonos assimétricos desvie a luz polarizada de um ângulo α para a direita, enquanto o outro desvie do mesmo ângulo α para a esquerda. Nesse caso, o desvio final será nulo e o composto opticamente inativo (meso). Considerando as informações fornecidas no texto, escreva:

- a. a fórmula estrutural do 2,3-butanodiol e indique os dois carbonos assimétricos que apresentam substituintes iguais na estrutura desse composto;
- b. a fórmula estrutural dos três isômeros ópticos do 2,3-butanodiol (dextrógiro, levógiro e meso).

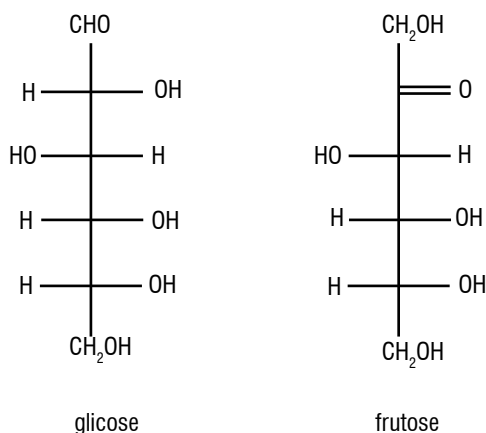
21 (UFPR) A luz consiste de radiações eletromagnéticas (campos elétricos e magnéticos perpendiculares entre si) que oscilam em todas as direções em torno da trajetória de propagação. Na luz polarizada, a oscilação se processa num só plano. De fato, são dois planos: o da oscilação elétrica e, perpendicular a este, o da oscilação magnética. Entretanto, para simplificar, costuma-se representar a luz polarizada por um plano apenas, o qual indica somente a oscilação do campo elétrico, conforme a figura abaixo.



Certas substâncias químicas – denominadas substâncias opticamente ativas – apresentam a propriedade de produzir rotação no plano de luz polarizada (ângulo α) que passa através delas. Algumas substâncias opticamente ativas desviam o plano da luz polarizada para a direita (α positivo), outras para a esquerda (α negativo). A figura acima representa esse fenômeno. Entre essas substâncias estão a glicose ($C_6H_{12}O_6$), $\alpha = +52,7^\circ$; a frutose ($C_6H_{12}O_6$), $\alpha = -92,3^\circ$; e a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), $\alpha = +66,5^\circ$.

As substâncias relacionadas acima pertencem ao grupo dos glicídios, também chamados de açúcares ou de carboidratos. São importantes macronutrientes dos organismos vivos. Junto com as proteínas e lipídios, entram na constituição dos organismos vivos e funcionam como fonte de energia ou na sua construção física.

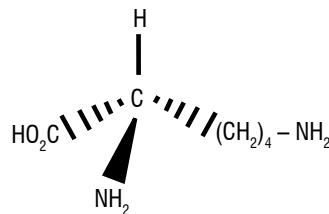
Na figura a seguir estão representadas a glicose e a frutose. A glicose é também chamada de dextrose, porque desvia o plano da luz polarizada para a direita. Outro nome dado à glicose é “açúcar do sangue”, já que o sangue distribui a glicose para o organismo. A frutose, encontrada no mel juntamente com a glicose, é também chamada de levulose, por desviar o plano de polarização da luz para a esquerda.



Com relação às informações dadas no texto acima, é correto afirmar:

- 01. A glicose apresenta as funções aldeído e álcool.
- 02. A frutose apresenta as funções carboxilácido e álcool.
- 04. A glicose e a frutose apresentam o mesmo número de carbonos assimétricos.
- 08. A glicose é um isômero da frutose.
- 16. A atividade óptica está relacionada com a estrutura assimétrica da espécie química.

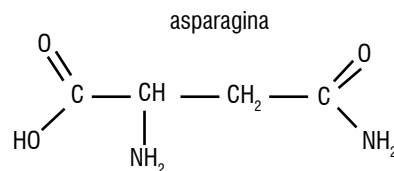
22 (UFC) Os aminoácidos são compostos orgânicos que, por condensação, originam as proteínas, biopolímeros essenciais aos processos vitais das células. O aminoácido (+) lisina (estrutura abaixo) apresenta, em solução aquosa, uma rotação óptica específica de $+13,5^\circ$ (c 2, H_2O).



Com base na análise estrutural, é correto afirmar que a molécula da (+) lisina tem:

- (A) um plano de simetria.
- (B) uma configuração S e não pode ser dextrógiro.
- (C) um único carbono assimétrico com configuração R.
- (D) um único carbono assimétrico com configuração S.
- (E) uma configuração R e não pode ser levógiro.

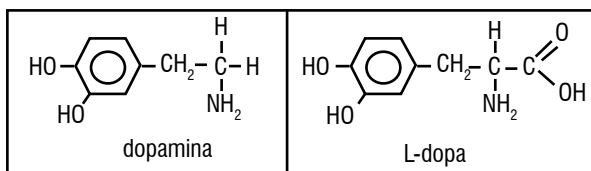
23 (UFTM) A asparagina é um aminoácido que pode ser fabricado pelo organismo. Este composto apresenta isomeria óptica



A quantidade de misturas racêmicas possíveis é:

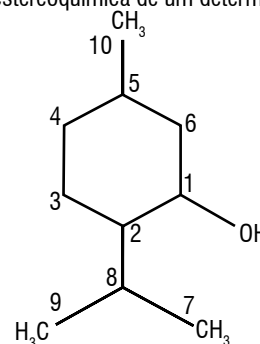
- (A) 1.
- (B) 2.
- (C) 3.
- (D) 4.
- (E) 5.

24 (UNIFESP) Pacientes com o mal de Parkinson apresentam deficiência de dopamina, um neurotransmissor. L-dopa é uma das drogas usadas no tratamento desses pacientes (D-dopa é menos efetiva e mais tóxica do que a forma L e, por isso, não é usada). A L-dopa, ao contrário da dopamina, é capaz de atravessar a barreira sangue-cérebro e então produzir dopamina pela ação da dopa descarboxilase.



- Explique o que você entende por forma L da dopa, ilustrando-a por meio de figura.
- Explique a função da dopa descarboxilase na transformação da L-dopa em dopamina.

25 (UFC) Mentol (fórmula plana I, dada a seguir) pode existir em diferentes formas estereoisoméricas. Embora todos os estereoisômeros do mentol tenham a fragrância característica de hortelã, somente um deles proporciona uma adicional sensação refrescante, tendo alto valor comercial na indústria de cosméticos. Isto mostra a importância de se saber especificar a estereoquímica de um determinado isômero.



Com relação a estrutura I, pede-se:

- identificar os centros assimétricos (quirais) existentes na molécula;
- o número de isômeros opticamente ativos possíveis.
- O número de pares de enantiômeros (pares dl) possíveis.
- Mostre as fórmulas estruturais espaciais de um par de enantiômeros

RASCUNHO

TABELA PERIÓDICA

Com massas referidas ao isótopo 12 do Carbono.
Escala Pauling de Eletro-negatividade.
(The Chemical Bond, 1967)

1 1A	2 2A											Ametais						18 8A
1 1,0	2 1,5	3 3A	4 4A	5 5A	6 6A	7 7A	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18 4,0	
H 1,0	He 4,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0					Ne 20,0	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,0	Cl 35,5	Ar 39,9	
3 3A	4 4A	5 5A	6 6A	7 7A	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18			
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0				Ne 20,0	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,0	Cl 35,5	Ar 39,9		
19 1,9	20 2,0	21 2,1	22 2,2	23 2,3	24 2,4	25 2,5	26 2,6	27 2,7	28 2,8	29 2,9	30 3,0	31 3,1	32 3,2	33 3,3	34 3,4	35 3,5	36 3,6	
Na 23,0	Mg 24,3	K 39,1	Ca 40,0	Sc 45,0	Ti 47,9	V 50,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,8	Ni 58,7	Cu 63,5	Zn 65,4	Ga 69,7	Ge 72,6	As 74,9	Se 79,0	Br 79,9	
37 3,7	38 3,8	39 3,9	40 4,0	41 4,1	42 4,2	43 4,3	44 4,4	45 4,5	46 4,6	47 4,7	48 4,8	49 4,9	50 5,0	51 5,1	52 5,2	53 5,3	54 5,4	
Rb 85,5	Sr 87,6	Y 88,9	Zr 91,2	Nb 92,9	Mo 95,9	Tc 98,0	Ru 101,0	Rh 102,9	Pd 106,4	Ag 107,9	Cd 112,4	In 114,8	Sn 118,7	Sb 121,6	Te 127,6	I 126,9	Xe 131,3	
55 5,5	56 5,6	57-71 5,7-7,1	72 7,2	73 7,3	74 7,4	75 7,5	76 7,6	77 7,7	78 7,8	79 7,9	80 8,0	81 8,1	82 8,2	83 8,3	84 8,4	85 8,5	86 8,6	
Cs 132,9	Ba 137,3	Série dos Lantanídeos	Hf 178,5	Ta 180,9	W 183,9	Re 186,2	Os 190,2	Ir 192,2	Pt 195,1	Au 197,0	Hg 200,6	Tl 204,4	Pb 207,2	Bi 209,0	Po 210,0	At 210,0	Rn 222,0	
87 8,7	88 8,8	89-103 8,9-10,3	104 10,4	105 10,5	106 10,6	107 10,7	108 10,8	109 10,9	110 11,0	111 11,1								
Fr 223,0	Ra 226,0	Série dos Actínídeos	Rf 261,0	Db 262,0	Sg 266,0	Bh 264,0	Hs 277,0	Mt 268,0	Ds 271,0	Rg 272,0								

Série dos Lantanídeos

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
138,9	140,1	140,9	144,2	147,0	150,0	152,0	157,3	158,9	162,5	164,9	167,3	168,9	173,0	174,9	

Série dos Actínídeos

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	
227,0	232,0	231,0	238,0	237,0	239,0	243,0	247,0	247,1	251,0	254,0	252,1	256,0	255,0	257,0	

Número Atômico	Eletro-negatividade
SÍMBOLO	Massa Atômica aproximada

Ordem crescente de energia dos subníveis: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d