

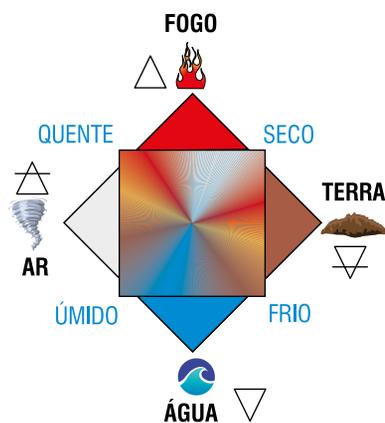
## 1. Evolução dos modelos atômicos

### 1.1 Precedentes dos modelos atômicos

A discussão sobre a divisibilidade da matéria tem sua origem na Grécia (480 – 430 a.C.). Os filósofos gregos dessa época discutiam se a matéria seria realmente compacta (estrutura contínua) ou se seria formada por partículas independentes e distintas chamadas de átomos (estrutura descontínua). A motivação dos filósofos era buscar uma resposta para a seguinte questão: “*Um pedaço de matéria pode ser dividido em pedaços cada vez menores para sempre, ou há um limite para o número de vezes que esse pedaço de matéria pode ser dividido?*”

Por volta de 460 a.C., um filósofo grego chamado Demócrito desenvolveu a primeira ideia sobre o átomo. A conclusão dele foi que a matéria não poderia ser dividida em partes menores e menores para sempre, pois eventualmente a menor parte possível seria obtida. A unidade fundamental da matéria (menor parte) seria indivisível e por isso recebeu o nome de “átomo”, que do grego significa “não pode ser cortado”. Demócrito fez uma analogia interessante entre a matéria e uma praia, pois assim como a praia, a matéria de longe parece ser contínua, mas quando se chega perto o suficiente pode-se observar partículas fundamentais que as constituem; no caso da praia os grãos de areia e no caso da matéria os átomos. Ainda segundo Demócrito, a forma dos átomos determinava as características da matéria por eles constituída.

Aristóteles, que foi um dos principais filósofos gregos do século IV a.C., discordou fortemente da ideia do “átomo” proposta por Demócrito. Ele enfatizava que a natureza era composta por quatro elementos básicos (ar, terra, fogo e água) portadores de propriedades fundamentais que caracterizavam qualquer substância. Logo, Aristóteles não acreditava em átomos descontínuos, mas sim em uma matéria contínua.



Representação dos quatro elementos fundamentais defendidos por Aristóteles

A oposição de Aristóteles à ideia do “átomo” implicou uma rejeição muito grande dessa ideia entre os outros pensadores, pois ele era o mais importante e respeitado filósofo da época. Devido a essa situação, por aproximadamente 2.000 anos ninguém deu prosseguimento às explorações que os gregos começaram em relação à natureza da matéria.

É importante ressaltar que os filósofos gregos não eram cientistas e por isso não tentavam provar suas ideias com experimentos e fatos. Para eles, o raciocínio humano era superior à experimentação.

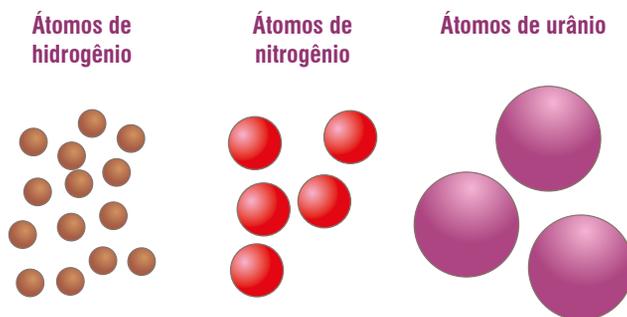
Apenas no século XVII d.C., Boyle defendeu a existência dos átomos baseando-se em razões experimentais. Ele observou que os volumes dos gases diminuíam com a pressão a que estavam sujeitos e, então, supôs que a pressão era resultado do choque dos átomos contra as paredes do recinto que continha o gás.

### 1.2 O modelo de Dalton: modelo da Bola de bilhar

Nos anos de 1800 o cientista inglês John Dalton desenvolveu vários experimentos com diversas substâncias que convergiram para a ideia da existência de uma partícula elementar e fundamental, outrora chamada de “átomo” por Demócrito.

Em seu modelo, Dalton considerou os seguintes aspectos:

- Toda matéria é constituída por átomos;
- Os átomos são esferas maciças, indivisíveis e indestrutíveis com dimensões muito pequenas (algo semelhante a uma “bola de bilhar”);
- Todos os átomos de um certo elemento químico são idênticos em massa e propriedades;
- Os compostos químicos são formados pela combinação de dois ou mais átomos;
- Uma reação química é em essência um rearranjo de átomos;



Representação dos átomos segundo Dalton

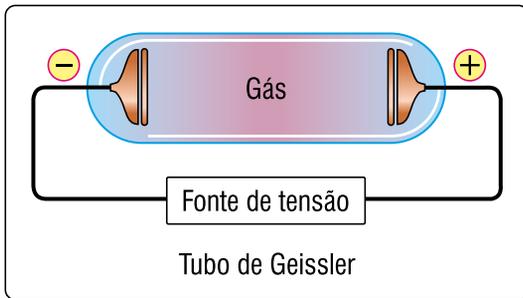
O modelo de Dalton trouxe de volta o interesse dos cientistas pela busca por respostas referentes à constituição da matéria. Embora esse modelo já conseguisse explicar simplificadamente como as transformações químicas (reações) aconteciam, ele ainda não conseguia justificar por que os átomos se ligavam uns aos outros e por que rearranjos podiam acontecer. Além disso, o modelo proposto por Dalton não conseguia explicar fenômenos como a eletricidade e os ímãs.

A partir de então, muitos cientistas desenvolveram outros modelos na tentativa de responder a essas questões ainda em aberto.

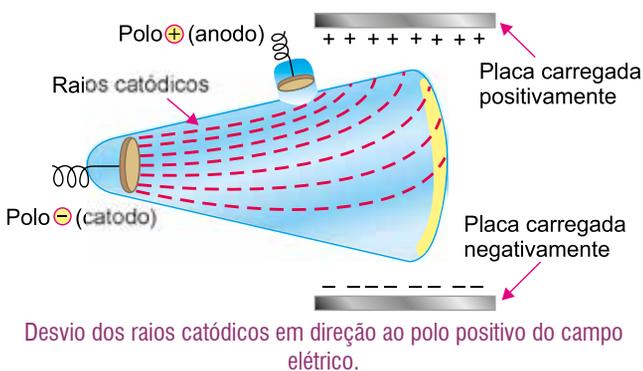
### 1.3 O modelo de Thomson: modelo do pudim de passas

No final do século XIX, o químico inglês J.J. Thomson (1856-1940) realizou uma série de experiências com descargas elétricas em gases rarefeitos utilizando uma ampola de Crookes. Thomson observou que quando a voltagem era suficientemente elevada, ocorria a formação de emissões, que foram chamadas de raios catódicos. A fim de estudar a natureza elétrica dos raios catódicos, Thomson aplicou um campo elétrico transversal à ampola e pôde perceber que essas emissões se desviavam em direção ao polo positivo do campo, sendo, portanto, de natureza negativa. Independentemente do gás utilizado no interior

da ampola, as emissões catódicas sempre apareciam e sempre apresentavam natureza negativa. Essas experiências culminaram com a descoberta do elétron e com a determinação da razão carga/massa do elétron em 1897 por Thomson.

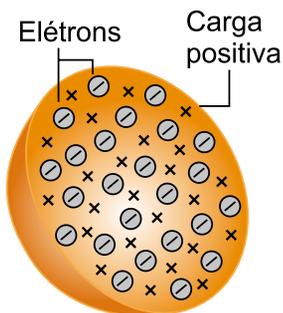


Representação esquemática simples de uma Ampola de Crookers



Desvio dos raios catódicos em direção ao polo positivo do campo elétrico.

O modelo de Thomson refuta a teoria de Dalton do átomo indivisível, pois o elétron seria uma partícula subatômica, ou seja, menor que o átomo. O novo modelo proposto por Thomson considerava a matéria como sendo constituída por átomos, os quais por sua vez eram formados por partículas carregadas negativamente (elétrons) incorporadas em uma nuvem positiva. Os elétrons e a nuvem positiva neutralizavam-se mutuamente de tal sorte que a carga total dos átomos continuava neutra. A ideia da neutralidade dos átomos era unânime entre os cientistas.



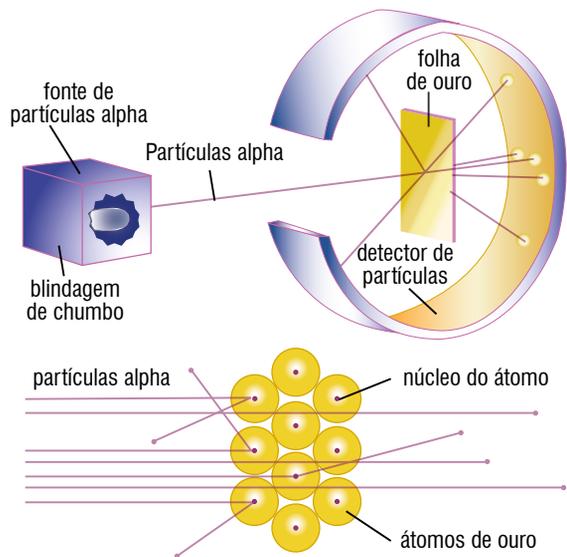
O átomo segundo J.J. Thomson

É extremamente interessante a analogia entre o modelo atômico de Thomson e um “pudim de passas”, na qual a massa do pudim representa a nuvem positiva do átomo e as passas representam os elétrons. Este foi o primeiro modelo a propor a existência de partículas subatômicas e foi considerado absolutamente correto por aproximadamente duas décadas, pois, em 1911, outro cientista que trabalhou no mesmo laboratório que Thomson trouxe novas ideias à tona.

### 1.4 O modelo de Rutherford: modelo sistema planetário

Ernest Rutherford foi um importante cientista neozelandês que nasceu em 1871 e dedicou-se a estudos e experimentos químicos em um laboratório inglês durante toda sua vida. O objeto de estudo inicial de Rutherford era a radioatividade e por isso ele usou a emissão radioativa positiva, partículas alfa, para investigar a estrutura atômica.

A principal e mais conclusiva experiência de Rutherford consistiu em envolver uma amostra de polônio, que é um alfa emissor, com uma camada de chumbo, que absorve partículas alfa, de tal maneira que ele conseguisse produzir um feixe de partículas positivas em uma única direção. Rutherford disparou esse feixe na direção de uma folha extremamente fina de ouro com o objetivo de observar o que aconteceria quando partículas positivas tentassem passar por entre os átomos. Para conseguir identificar o destino final das partículas alfa, ele envolveu todo esse aparato com um papel sensível que realçava os impactos dessas partículas.

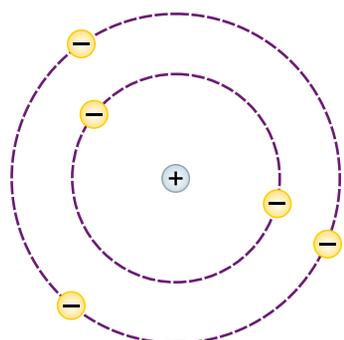


Representação da experiência de Rutherford e dos desvios das partículas alfa ao passarem pela placa de ouro

Caso o modelo de Thomson estivesse mesmo correto, o feixe positivo teria extrema dificuldade em passar pela “nuvem positiva” dos átomos de ouro e seriam observadas marcações no papel sensível características das reflexões de quase todas as partículas alfa. Entretanto, Rutherford observou que, na realidade, a grande maioria das partículas passavam por entre a placa de ouro sem sofrer nenhuma deflexão e pouquíssimas foram refletidas ou desviadas em diferentes ângulos.

Com base nessas informações, Rutherford formulou um modelo atômico cujos principais pontos são:

- A maior parte do átomo é vazia, pois a maioria das partículas alfa passou sem nenhum tipo de desvio;
- Partículas carregadas positivamente estão localizadas em uma região muito pequena e densa no centro do átomo, denominada núcleo. Essa conclusão foi possível devido ao número muito pequeno de partículas alfa que sofreram grandes deflexões, ou seja, pouquíssimas partículas encontraram concentrações positivas.
- Os elétrons giram em torno do núcleo em diferentes órbitas circulares, pois algumas partículas positivas sofreram pequenos desvios devido à atração de elétrons.



O átomo segundo Rutherford

De acordo com o modelo de Rutherford, o átomo é dividido em duas regiões distintas, o núcleo, que é carregado positivamente, concentra a maior parte da massa e tem tamanho muito menor que o átomo e a eletrosfera, que é carregada negativamente, apresenta grandes vazios e tem um tamanho próximo ao do átomo. É importante ressaltar que a neutralidade atômica continua sendo considerada, ou seja, a carga positiva total do núcleo é exatamente igual à carga negativa total da eletrosfera. Rutherford focou seus estudos no núcleo e nomeou as partículas positivas lá existentes de prótons.

Mais tarde, em 1932, um cientista inglês chamado James Chadwick também dedicou seus estudos à região positiva do átomo. O fato de o núcleo conter vários prótons extremamente próximos uns dos outros levaria a uma repulsão muito grande e conseqüentemente a uma enorme instabilidade. Então, a fim de explicar a estabilidade nuclear, Chadwick propôs a existência de partículas neutras que isolam os prótons e evitam as tais forças de repulsão. Essas partículas foram denominadas nêutrons.

Em 1909, Rutherford propôs uma analogia entre o seu modelo atômico e o sistema planetário, pois assim como os planetas orbitam em torno do sol, os elétrons orbitam em torno de um núcleo denso e positivo.

O modelo do “sistema planetário” apresenta dois problemas fundamentais que não foram justificados por Rutherford. Primeiramente, a teoria física clássica prevê que toda carga elétrica em movimento acelerado deve emitir energia e por isso, estando os elétrons acelerados em torno do núcleo, eles deveriam ter suas energias diminuídas continuamente e mais cedo ou mais tarde se chocariam com o núcleo, levando ao colapso da matéria. Além disso, os experimentos de diversos cientistas da época mostravam emissões discretas de energia por qualquer tipo de átomo, enquanto o modelo de Rutherford previa emissões contínuas.

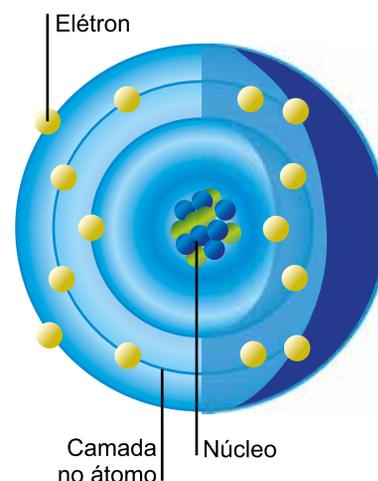
## 1.5 O modelo de Rutherford – Bohr

Niels Bohr foi um físico dinamarquês do início do século XX que também se dedicou ao estudo da estrutura atômica. O principal objetivo dos estudos de Bohr era tentar explicar os paradoxos entre o modelo atômico de Rutherford e os conceitos da física clássica.

O modelo atômico de Bohr foi desenvolvido a partir de dois postulados:

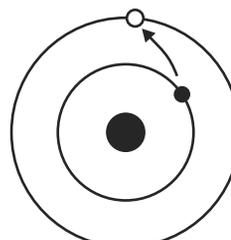
- Postulados dos níveis de energia: Os elétrons só podem orbitar ao redor do núcleo em órbitas circulares de raios pré-definidos. A cada raio desses há uma energia relacionada, ou seja, em um determinado átomo, os elétrons só podem ter certos valores de energia. Essas órbitas (raios) pré-estabelecidas são estacionárias e denominadas camadas ou níveis de energia. As órbitas são estacionárias, pois cada uma delas apresenta uma energia bem definida, ou seja, enquanto os elétrons se movimentam dentro de uma determinada camada, não há absorção nem emissão de energia.
- Postulado das transições entre os níveis de energia: Os elétrons de um átomo só podem alterar suas energias passando de um nível para outro. Essa passagem é denominada salto quântico.

Segundo o modelo de Bohr, os níveis de menor raio apresentam menor energia e os de maior raio apresentam maior energia. Sendo assim, quando um elétron ganha energia, ele dá um salto quântico progressivo, passando de um nível mais interno para um mais externo, e quando um elétron emite energia, ele dá um salto quântico regressivo, passando de um nível mais externo para um mais interno. Além disso, nesse modelo a energia é emitida ou absorvida de forma quantizada em pequenos “pacotes energéticos” conhecidos como “fótons”.



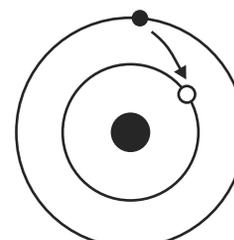
O átomo segundo Bohr

### Salto quântico



O elétron recebe energia externa e salta para uma órbita mais alta.

### Mudança de órbita de elétrons



O elétron salta para uma órbita mais baixa e emite energia – eletromagnética, fótons, etc.

### Representação dos saltos quânticos

Figura 10

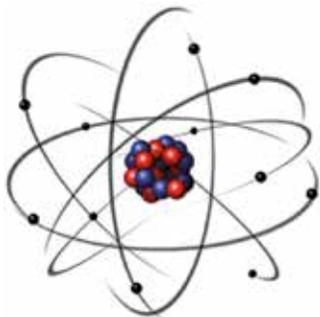
É importante ressaltar que os átomos de cada elemento químico apresentam um único conjunto de possíveis energias que é denominado espectro. Esses espectros funcionam como a identidade dos elementos e os estudos sobre eles resultaram em importantes avanços para a ciência, como a descoberta dos elementos césio e rubídio e a identificação dos principais elementos constituintes da atmosfera do Sol (hidrogênio e hélio).

Os estudos de Bohr foram prioritariamente focados no átomo de hidrogênio (H). Esse átomo é o mais simples, pois apresenta apenas um único elétron. O modelo proposto por Bohr começou a falhar quando os cientistas tentaram expandi-lo para átomos mais complexos (com vários elétrons). Diante dessas limitações, a busca por um modelo ideal estava longe do fim.

## 1.6 O modelo de Sommerfeld

O físico alemão Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld, em 1915, estudando os espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio, concluiu que em cada camada eletrônica havia além da órbita circular sugerida por Bohr, outras órbitas elípticas com diferentes formas.

Essas órbitas elípticas foram então chamadas de subníveis de energia ou subcamadas.



O átomo segundo Sommerfeld.

Sommerfeld complementou o que Bohr não conseguia explicar satisfatoriamente para átomos diferentes do hidrogênio e por isso o seu modelo ficou conhecido como Bohr-Sommerfeld. É importante ressaltar que partir de então, a energia do elétron passa a ser determinada pelo raio e pelo tipo de órbita que ele descreve.

### 1.7 Modelo atômico atual

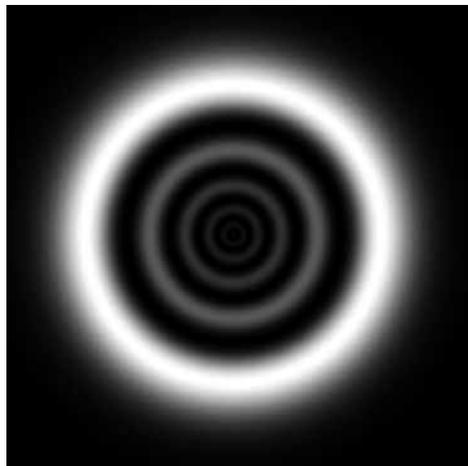
Durante todo o decorrer dos séculos XVIII e XIX, os cientistas tentaram desenvolver um modelo atômico baseado nos fundamentos da física clássica e que conseguisse justificar todos os fenômenos observados na natureza. Nenhum deles, entretanto, conseguiu atingir esse objetivo por completo, pois sempre havia um ou outro fenômeno não previsto. Foi Niels Bohr quem mais se aproximou do sucesso, uma vez que foi o primeiro pesquisador a embasar seu modelo em ideias que iam além da física clássica, como a quantização da energia proposta primeiramente por Planck em 1900. O modelo atômico atual está calcado em princípios da física quântica e consegue explicar a maioria dos fenômenos naturais.

Os princípios quânticos considerados no modelo de átomo atual são:

- **Princípio da Dualidade (ou de De Broglie):** No decorrer do século XIX, os cientistas estudaram muitos fenômenos relacionados à eletricidade e à emissão de luz pela matéria. Com base nas conclusões dessas experiências, verificou-se que a luz apresenta um comportamento dual: ora como partícula, ora como onda. Foi então que, em 1924, o físico francês Louis De Broglie lançou a teoria de que, se a luz apresenta natureza dual, uma partícula qualquer também deveria apresentar características ondulatórias. De Broglie procurou associar a natureza dual da luz ao comportamento do elétron e afirmou que “a todo elétron em movimento está associada uma onda característica”.
- **Princípio da Incerteza:** Em 1926, o físico alemão Werner Karl Heisenberg observou que para se medir com precisão a velocidade de um elétron é necessário que ele interaja com um equipamento de medida, e essa interação altera sua posição. Por outro lado, para se localizar exatamente um elétron é necessário que o equipamento de localização interaja com ele, e essa interação acaba por modificar sua velocidade. Sendo assim, Heisenberg concluiu ser impossível determinar simultaneamente a velocidade e a posição de um elétron com exatidão.
- **Princípio do Orbital:** Em 1926, o físico austríaco Erwin Schrödinger propôs que os elétrons não se movem em órbitas bem definidas (circulares, elípticas etc.) em torno do núcleo, mas sim de maneira aleatória no interior de regiões concêntricas ao núcleo chamadas de orbitais. O modelo de Schrödinger é muito rico matematicamente e fundamentado em estudos estatísticos. Logo, a definição formal de orbital é a região do átomo na qual a probabilidade de se encontrar o elétron é máxima. Didaticamente falando, o orbital é considerado a casa do elétron.

- **Princípio da Exclusão de Pauli:** Esse princípio da física quântica foi formulado por Wolfgang Pauli em 1925 e afirma que dois elétrons de um mesmo átomo não podem ter o mesmo estado quântico simultaneamente. De maneira didática, Pauli concluiu que dois elétrons não podem estar no mesmo orbital e ter a mesma velocidade vetorial total. Uma consequência importante desse princípio é a de que cada orbital pode ter no máximo dois elétrons com velocidades em sentidos contrários.
- **Princípio da Máxima Multiplicidade (ou Regra de Hund):** Proposto em 1925 pelo químico alemão Aka Friedrich Hermann Hund, esse princípio afirma que a energia de um orbital semipreenchido (com apenas 1 elétron) é menor que a energia de um orbital completamente preenchido. A consequência mais importante é a de que os elétrons de um átomo devem ser alocados de tal sorte que o número de orbitais semipreenchidos em cada subnível seja máxima.

Todos os princípios quânticos que embasam o modelo atômico atual são referentes à eletrosfera. O núcleo continua sendo uma região densa, positiva e com o volume muito menor que o do átomo. O princípio da neutralidade também continua válido, ou seja, a carga negativa dos elétrons deve ser igual à carga positiva dos prótons. A eletrosfera desse modelo é dividida em níveis (camadas), que são subdivididos em subníveis, que por sua vez são subdivididos em orbitais. A energia de cada região continua sendo diretamente proporcional ao raio, isto é, os orbitais/subníveis/níveis mais próximos do núcleo (menor raio) são de menor energia.



As regiões claras representam orbitais do tipo s

Os elétrons estão presos ao átomo devido à força de atração eletrostática entre eles (negativos) e o núcleo (positivo). Já o núcleo está preso ao átomo devido à “força forte”, um tipo de força extremamente complexa e intensa.

## 2. As principais partículas subatômicas

Durante a evolução dos diversos modelos atômicos pôde-se observar o importante papel revolucionário que as descobertas de três partículas subatômicas tiveram. O elétron, descoberto em 1897 por Thomson, o próton, em 1911 por Rutherford, e o nêutron, em 1932 por Chadwick, são as principais partículas que compõem o átomo, denominadas partículas elementares, e têm suas características expostas na TAB 2.1.



Assim, a massa atômica média de uma amostra aleatória de  $C\ell$  é:

$$\frac{75,4 \times 35 + 34,6 \times 37}{100} = 35,5 \text{ (número que aparece na tabela periódica!)}$$

Os átomos que possuem o mesmo número atômico (mesmo elemento químico) e diferentes números de massa são denominados ISÓTOPOS. A massa de um elemento é calculada através da média das massas dos diferentes isótopos ponderadas pelas respectivas abundâncias.

Outros exemplos importantes de isótopos e suas respectivas abundâncias são:



Observe que todos os isótopos neutros de um determinado átomo apresentam o mesmo número de elétrons. A única diferença é no número de massa e no número de nêutrons. É importante ressaltar também que os isótopos apresentam as mesmas propriedades químicas (mesmo  $Z$ ) e propriedades físicas diferentes, como a densidade.

Outros dois fenômenos nucleares importantes são a isobaria e a isotonia:

- Isóbaros são dois ou mais átomos que possuem mesmo número de massa ( $A$ ) e diferentes números atômicos ( $Z$ ).

Ex.:  ${}^{14}_6\text{C}$  e  ${}^{14}_7\text{N}$ ;  ${}^{57}_{26}\text{Fe}$  e  ${}^{57}_{27}\text{Co}$ .

- Isótonos são dois ou mais átomos que possuem mesmo número de nêutrons e diferentes números atômicos ( $Z$ ).

Ex.:  ${}^{13}_6\text{C}$  e  ${}^{14}_7\text{N}$ ;  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  e  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ .

## 4. O estudo da eletrosfera

### 4.1 Niels Bohr e os níveis energéticos

O grande acréscimo de Bohr ao modelo atômico de Rutherford foi a consideração de que os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas (camadas ou níveis) bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias. Segundo ele, movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron tem sua energia inalterada, ou seja, não emite nem absorve energia.

Quando o elétron absorve energia externa (calor, luz, eletricidade etc.), ele efetua um salto quântico progressivo e migra para uma órbita mais energética (mais afastada do núcleo). Em contrapartida, quando o elétron emite energia, ele efetua um salto quântico regressivo e migra para uma órbita menos energética (mais próxima do núcleo). É importante lembrar que o conjunto de átomos de cada elemento químico tem níveis com conteúdos energéticos próprios e por isso os saltos quânticos acontecerão com absorção/emissão de diferentes energias em amostras de diferentes elementos.

Estudos posteriores mostraram que a eletrosfera de todos os átomos é dividida em sete camadas (níveis) eletrônicas(os), os quais foram denominados  $K, L, M, N, O, P$  e  $Q$ . Além dessa denominação, os níveis podem ser identificadas a partir do número quântico principal ( $n$ ), de acordo com a TAB 4.1. É natural pensar que a menor camada ( $K$ ) e a maior ( $Q$ )

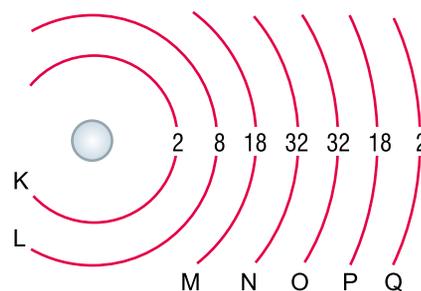
não conseguem comportar o mesmo número de elétrons. O físico sueco Johannes Robert Rydberg propôs que a cada nível há um número máximo de elétrons atribuído, que pode ser determinado pela expressão:

$$\text{Núm. máximo de elétrons} = 2 \times n^2$$

Essa relação, no entanto, é válida na prática somente para  $n \leq 4$ .

TAB 4.1 – Número máximo de elétrons em cada camada.

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



Representação esquemática dos níveis de energia

### 4.2 Sommerfeld e os subníveis energéticos

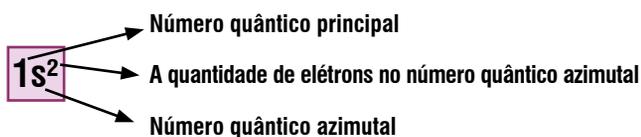
Alguns experimentos realizados no final da segunda década do século XX apontaram para o fato de haver um conjunto de energias menores dentro de um mesmo nível de energia. Foi então que, em 1919, o químico alemão Arnold Sommerfeld propôs que os elétrons de um mesmo nível deveriam assumir órbitas elípticas variadas e não mais estritamente circulares. Cada órbita nova recebeu o nome de subnível e cada qual foi identificado com uma letra: **s** (*sharp*), **p** (*principal*), **d** (*diffuse*) ou **f** (*fundamental*). Além disso, os subníveis podem ser identificados pelo número quântico secundário ou azimutal ( $\ell$ ), de acordo com a TAB 4.2.

Em 1924, o físico inglês Edmund Clifton Stoner determinou o número máximo de elétrons comportado por cada subnível:

TAB 4.2 – Número máximo de elétrons e cada subnível.

Subnível	Número quântico secundário ( $\ell$ )	Número máximo de elétrons
s	0	2
p	1	6
d	2	10
f	3	14

A simbologia utilizada a partir de agora para representar os subníveis seguirá a seguinte lógica:

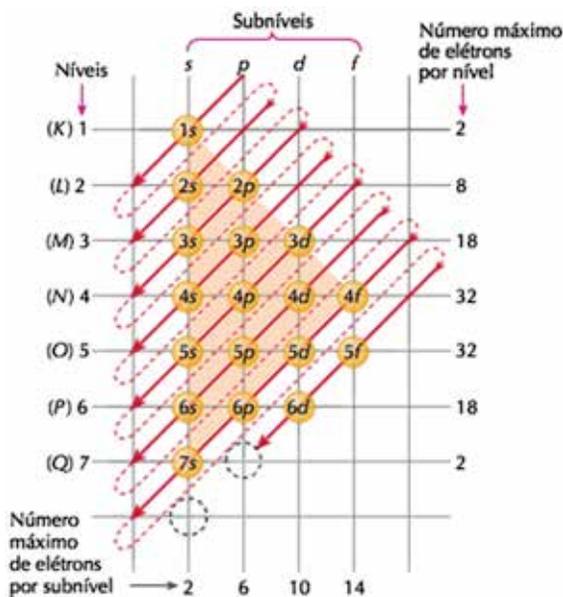


O químico norte-americano Linus Pauling, com base em cálculos da mecânica quântica, provou experimentalmente que os elétrons são dispostos nos átomos em ordem crescente de energia e que a energia de cada subnível é proporcional à soma do número quântico principal com o número quântico secundário, tendo o número quântico principal como determinante. Assim:

$$\begin{aligned} \text{Subnível s da camada K} &- 1s - \text{Energia} \propto 1 + 0 = 1 \\ \text{Subnível d da camada N} &- 4d - \text{Energia} \propto 4 + 2 = 6 \\ \text{Subnível P da camada O} &- 5p - \text{Energia} \propto 5 + 1 = 6 \end{aligned}$$

De acordo com os critérios propostos por Pauling, a ordem crescente de energia dos subníveis do exemplo acima é:  $1s < 4d < 5p$  (maior  $n$ ).

O conjunto de todos os subníveis de todas as camadas em ordem crescente de energia ficou conhecido como diagrama de Linus Pauling:



Representação esquemática do diagrama de Linus Pauling.

### 4.3 Distribuição eletrônica de átomos neutros

Na natureza existe uma tendência espontânea ao estado de menor energia. A eletrosfera dos átomos também segue essa tendência. Assim, os elétrons procuram se alocar sempre nos subníveis de menor energia, desde que haja lugar disponível. Lembre que a situação na qual a eletrosfera apresenta o menor conteúdo energético possível é denominada estado fundamental.

A distribuição eletrônica de um átomo descreve o arranjo dos elétrons na eletrosfera, fornecendo o número exato de elétrons em cada nível principal e subnível. Os elétrons preenchem os subníveis em ordem crescente de energia segundo o diagrama de Linus Pauling, e uma regra importante é a de que um subnível deve estar totalmente preenchido para então se iniciar o preenchimento do seguinte.

Para se fazer a distribuição eletrônica de um átomo neutro, deve-se conhecer o seu número atômico ( $Z$ ) e, conseqüentemente, seu número de elétrons e então distribuí-los em ordem crescente de energia. Abaixo seguem alguns exemplos:

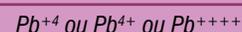
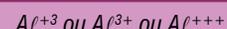
- Hélio ( ${}^2\text{He}$ ): A distribuição eletrônica é bem simples, pois o átomo apresenta apenas dois elétrons:  $1s^2$ .
- Cloro ( ${}_{17}\text{Cl}$ ): O número de elétrons é 17. Começa-se pelo  $1s^2$ ; seguindo pelo Diagrama o próximo é o  $2s$ , que neste caso é  $2s^2$ . Após esse, vamos ao  $2p$  e ao  $3s$ , que estão completamente preenchidos, logo  $2p^6$  e  $3s^2$ . Restam ainda 5 elétrons, portanto o próximo subnível, que é o  $3p$ , ficará semipreenchido,  $3p^5$ . A distribuição completa é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

### 4.4 O estado fundamental e os íons

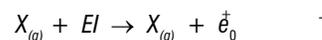
Um átomo se diz no estado fundamental quando é neutro e seus elétrons ocupam os menores níveis energéticos possíveis. Caso energia (luz ou calor) seja fornecida, o elétron mais energético desse átomo pode executar um salto quântico e pular para um orbital ("casa") de maior energia. Essa situação caracteriza o estado excitado.

Em determinadas situações, átomos neutros podem ganhar ou perder elétrons. Quando isso acontecer, a carga total deixa de ser zero e o átomo passa a ser dotado de carga elétrica. Diz-se, então, que o átomo se transformou em um íon. Caso elétrons tenham sido recebidos, a carga total torna-se negativa (número de elétrons maior que de prótons) e tem-se um íon chamado ânion. Por outro lado, caso elétrons tenham sido doados, a carga total torna-se positiva (número de elétrons menor que de prótons) e tem-se um íon chamado cátion. Um ponto muito importante é o de que apenas os elétrons apresentam mobilidade, ou seja, podem ser adicionados ou retirados de um átomo para a formação de íons.

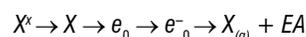
Os íons monovalentes, isto é, que possuem apenas uma carga elétrica em excesso, são representados pela indicação da carga na parte superior direita do símbolo do elemento químico, como,  $\text{Na}_+$ ,  $\text{F}_-$ ,  $\text{K}_+$ ,  $\text{Li}_+$ ,  $\text{Cl}_-$  etc. Já os íons bivalentes ou divalentes (2 cargas), trivalentes (3 cargas) e tetravalentes (4 cargas) podem ser representados por três maneiras distintas:

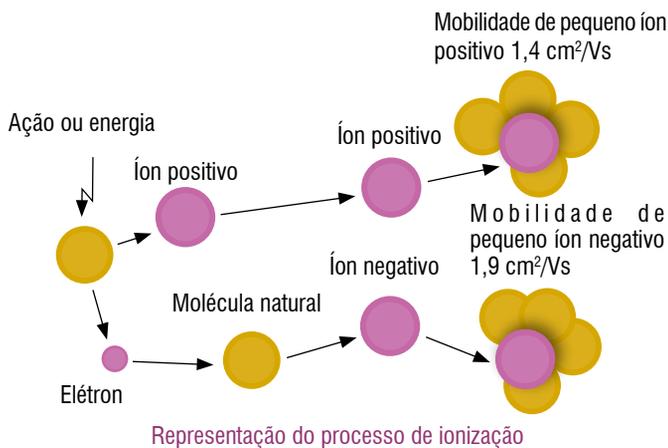


O processo de formação de um cátion ocorre da seguinte maneira: energia (calor, luz, eletricidade, etc) é fornecida a um átomo neutro, o elétron mais energético a absorve e dá um salto quântico. Se essa energia for suficientemente grande, o elétron pode efetuar um salto quântico de tamanha magnitude que ele se desprende do átomo. A energia mínima necessária para se retirar um elétron de um átomo fundamental no estado gasoso é denominada energia de ionização.



Já o processo de formação de um ânion está relacionado com a absorção de mais uma elétron pela eletrosfera de um determinado átomo. Quando elétron é absorvido, a energia deve ser liberada pelo átomo na forma de luz (algumas vezes de calor). Essa energia liberada na absorção de um elétron por um átomo fundamental no estado gasoso é denominada eletroafinidade.





Apesar de serem eletronicamente carregados, muitos dos íons são mais estáveis que os respectivos átomos neutros. As tendências para formação de cátions ou ânions é uma característica intrínseca de cada átomo e são chamadas de eletropositividade (tendência em ser +) e eletronegatividade (tendência em ser -). Alguns exemplos de íons estáveis são:

- Flúor (F) – Ânion monovalente F<sup>-</sup> – Extremamente importante na manutenção da saúde dos dentes. Presente na água, pastas de dentes etc.
- Sódio (Na) e Cloro (Cl) – Cátion monovalente Na<sup>+</sup> e ânion monovalente Cl<sup>-</sup> – Íons bastante estáveis e constituintes do sal de cozinha.

Duas espécies que tenham a mesma quantidade de elétrons são ditas isoeletrônicas. Os íons de Na<sup>+</sup> e F<sup>-</sup> têm ambos 10 elétrons e por isso são exemplos de espécies isoeletrônicas.

### 4.5 Distribuição eletrônica de íons

Os íons são espécies químicas nas quais as quantidades de prótons e elétrons são diferentes. Caso haja excesso de elétrons, o íon é chamado de ânion e a sua carga é negativa; caso haja falta de elétrons, o íon é dito cátion e a sua carga é positiva. Lembre-se que os íons são formados pelo ganho ou pela perda de elétrons por um átomo neutro.

A distribuição eletrônica de um átomo neutro em níveis e subníveis de energia deve seguir o diagrama de Linus Pauling, que apresenta os subníveis em ordem crescente de energia. Para efetuarmos a distribuição eletrônica de íons, devemos sempre fazer a distribuição do átomo neutro e só então analisar quais elétrons serão retirados (no caso de um cátion) ou onde os elétrons novos (no caso de um ânion) serão alocados.

No caso da distribuição eletrônica de cátions, devemos retirar os elétrons mais afastados do núcleo, ou seja, os elétrons da camada mais externa (maior *n*). Observe que esse elétrons não são necessariamente os elétrons do subnível mais energético (últimos do diagrama de Linus Pauling). A retirada de elétrons de um átomo neutro é feita através da incidência de energia (energia de ionização) sobre esse átomo. Assim, sairão os elétrons mais expostos (mais vulneráveis), ou seja, os da última camada, e não os mais energéticos.

**Ex. 1:** Vamos fazer a distribuição eletrônica do íon Mg<sup>+2</sup>:

- Distribuição eletrônica do Mg<sub>12</sub>:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

- Retirada dos 2 elétrons mais afastados:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$$

**Ex. 2:** Vamos fazer a distribuição eletrônica do íon Fe<sup>+2</sup>:

- Distribuição eletrônica do Fe<sub>26</sub>:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$$

- Retirada dos 2 elétrons mais afastados:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$$

**Ex. 3:** Vamos fazer a distribuição eletrônica do íon Fe<sup>+3</sup>:

- Distribuição eletrônica do Fe<sub>26</sub>:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$$

- Retirada dos 3 elétrons mais afastados:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$$

No caso da distribuição eletrônica de ânions, devemos acrescentar os novos elétrons seguindo a ordem crescente de energia prevista pelo diagrama de Linus Pauling. Esses elétrons novos são os mais energéticos e por isso devem estar alocados no subnível mais energético. A entrada de elétrons também ocorre na camada mais externa, mas no caso de ânions, a camada mais externa será sempre a que contém o subnível mais energético.

**Ex. 4:** Vamos fazer a distribuição eletrônica do íon O<sup>-2</sup>:

- Distribuição eletrônica do O<sub>16</sub>:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

- Adição de dois novos elétrons:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

### 4.6 Elétron diferenciador e elétrons de valência

O elétron diferenciador é definido como o elétron mais energético da espécie (átomo neutro ou íon), ou seja, o último elétron do subnível mais energético. De maneira prática, o elétron diferenciador é o último elétron a ser alocado no diagrama de Linus Pauling.

Os elétrons de valência são os elétrons da camada mais externa, ou seja, os que apresentam maior número quântico principal (*n*). A camada com maior *n* também é definida como camada de valência.

Exemplo 5: Analisemos o átomo de Na:

- Distribuição eletrônica do Na<sub>11</sub>:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

- Elétron diferenciador:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^{1+1}$$

III. Elétrons de valência:



Exemplo 6: Analisemos o átomo de Hg:

I. Distribuição eletrônica do Hg<sub>80</sub>:



II. Elétron diferenciador:



III. Elétrons de valência:



## 4.7 Exceções na distribuição eletrônica

Alguns elementos apresentam distribuição eletrônica diferente da distribuição prevista pelo diagrama de Linus Pauling. Isso acontece porque duas configurações eletrônicas são especialmente estáveis: subníveis completamente preenchidos (máximo de elétrons) e subníveis completamente semipreenchidos (metade do máximo de elétrons). A grande estabilidade dessas situações está relacionada à perfeita simetria.

Os principais casos são:

- $ns^2 (n-1)d^4 \Rightarrow ns^1 (n-1)d^5$  (Cromo e Molibdênio)

O subnível  $d$  pode comportar o número máximo de 10 elétrons e por isso se um dos elétrons do subnível  $s$  for para o  $d$ , teremos um subnível  $d$  com 5 elétrons (metade do número máximo) e, portanto, muito estável.

- $ns^2 (n-1)d^9 \Rightarrow ns^1 (n-1)d^{10}$  (Ouro, prata e cobre)

O subnível  $d$  pode comportar o número máximo de 10 elétrons e por isso se um dos elétrons do subnível  $s$  for para o  $d$ , teremos um subnível  $d$  com 10 elétrons (completamente preenchido) e portanto muito estável.

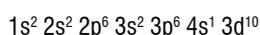
- $ns^2 (n-2)f^6 \Rightarrow ns^1 (n-2)f^7$

O subnível  $f$  pode comportar o número máximo de 14 elétrons e por isso se um dos elétrons do subnível  $s$  for para o  $f$ , teremos um subnível  $f$  com 7 elétrons (metade do número máximo) e portanto muito estável.

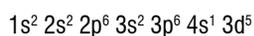
- $ns^2 (n-2)f^{13} \Rightarrow ns^1 (n-2)f^{14}$

O subnível  $f$  pode comportar o número máximo de 14 elétrons e por isso se um dos elétrons do subnível  $s$  for para o  $f$ , teremos um subnível  $f$  com 14 elétrons (completamente preenchido) e, portanto, muito estável.

Ex. 7: Analisemos a distribuição eletrônica do Cu<sub>29</sub>:



Ex. 8: Analisemos a distribuição eletrônica do Cr<sub>24</sub>:



## 4.8 Paramagnetismo, diamagnetismo e ferromagnetismo

A configuração eletrônica determina a maneira como os elementos se comportam quando submetidos a um campo magnético. A presença ou não de elétrons desemparelhados irá reger esse comportamento.

Elétron desemparelhado é aquele que se encontra sozinho em um determinado orbital. Por exemplo, o subnível  $d$  tem 5 orbitais (comporta no máximo 10 elétrons) e por isso os átomos que apresentarem distribuição  $d^1$  (1 e<sup>-</sup> desemparelhado),  $d^2$  (2 e<sup>-</sup> desemparelhados),  $d^3$  (3 e<sup>-</sup> desemparelhados),  $d^4$  (4 e<sup>-</sup> desemparelhados),  $d^5$  (5 e<sup>-</sup> desemparelhados),  $d^6$  (4 e<sup>-</sup> desemparelhados),  $d^7$  (3 e<sup>-</sup> desemparelhados),  $d^8$  (2 e<sup>-</sup> desemparelhados) e  $d^9$  (1 e<sup>-</sup> desemparelhado) apresentaram elétrons desemparelhados.

Os elementos paramagnéticos são aqueles que possuem elétrons desemparelhados. Esses elétrons se alinham quando na presença de um campo magnético e criam um ímã que tem a capacidade de aumentar ligeiramente a intensidade do campo magnético. Os materiais desses elementos químicos são fracamente atraídos pelos ímãs naturais. Alguns exemplos de espécies paramagnéticas são o alumínio, o magnésio e o sulfato de cobre.

Os elementos diamagnéticos são aqueles que quando submetidos a um campo magnético têm seus elétrons alinhados de tal maneira que geram um campo de sentido contrário ao aplicado. São fracamente repelidos pelos ímãs naturais e não apresentam elétrons desemparelhados. Alguns exemplos de espécies diamagnéticas são o bismuto, o cobre, a prata e o chumbo.

Os elementos ferromagnéticos são aqueles que quando submetidos a um campo magnético têm seus elétrons alinhados na mesma direção e sentido do campo. Os elementos ferromagnéticos também apresentam elétrons desemparelhados (assim como os paramagnéticos), mas a grande diferença agora é que esse alinhamento ficará assim por tempo indeterminado, criando então um ímã. Para desmagnetizá-lo, deve-se aplicar um campo magnético na direção oposta ou elevar a temperatura até um nível ideal, fazendo com que a organização dos elétrons se torne aleatória novamente. São exemplos de espécies ferromagnéticas o ferro, o níquel, o cobalto e as ligas formadas por estes elementos.

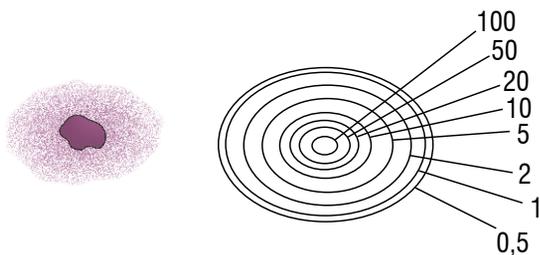
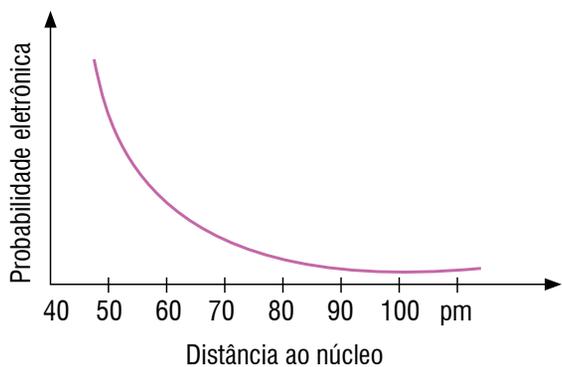
## 5. Os números quânticos

De maneira isolada, os elétrons são exatamente iguais, mas segundo o modelo atômico atual, Erwin Schrödinger conseguiu resolver complexas equações matemáticas cujas soluções determinam regiões do espaço com a máxima probabilidade de se encontrar um elétron, ou seja, os orbitais. Quando os elétrons se distribuem entre os vários orbitais de um átomo, eles acabam se diferenciando um do outro, e são os números quânticos que os caracterizam.

Assim, os números quânticos são códigos matemáticos utilizados para localizar os elétrons e apresentam relação direta com a energia de cada elétron. Em um mesmo átomo, dois elétrons não podem apresentar todos os números quânticos iguais, ou seja, o conjunto desses quatro números é característica única de cada elétron.

### 5.1 Número quântico principal (n)

O número quântico principal indica o nível energético ou a camada na qual o elétron está alocado. Em outras palavras, o número quântico principal é a informação básica de energia associada à distância do elétron ao núcleo.



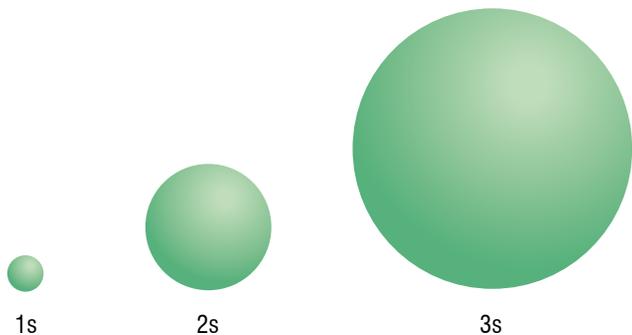
Indicações do número quântico principal

### 5.2 Número quântico secundário ou azimutal ( $\ell$ ):

Cada camada ou nível energético apresenta orbitais das mais diferentes formas (geometrias). Os orbitais de formas semelhantes estão agrupados em subníveis e o número quântico secundário indica a forma do orbital, ou seja, o subnível que contém esse orbital.

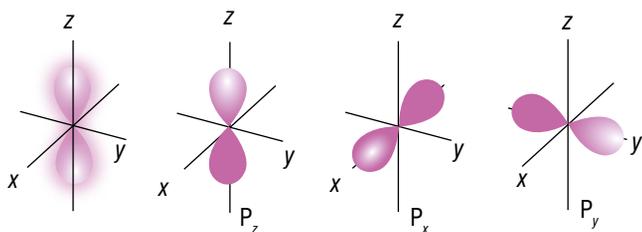
Os possíveis subníveis são:

- Subnível "s" ( $\ell=0$ ): contém um único orbital ( $2 e^-$ ) de forma esférica.



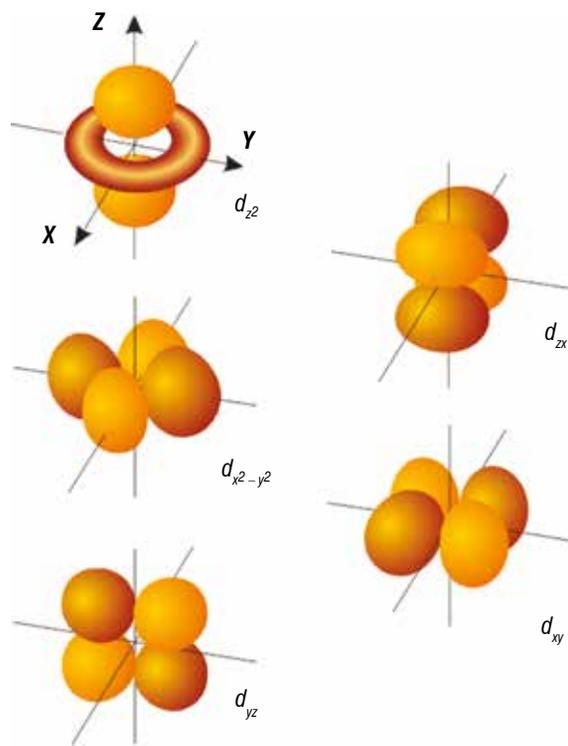
Forma esférica dos orbitais dos subníveis s

- Subnível "p" ( $\ell=1$ ): contém três orbitais ( $6 e^-$ ) de forma duplo ovoide.



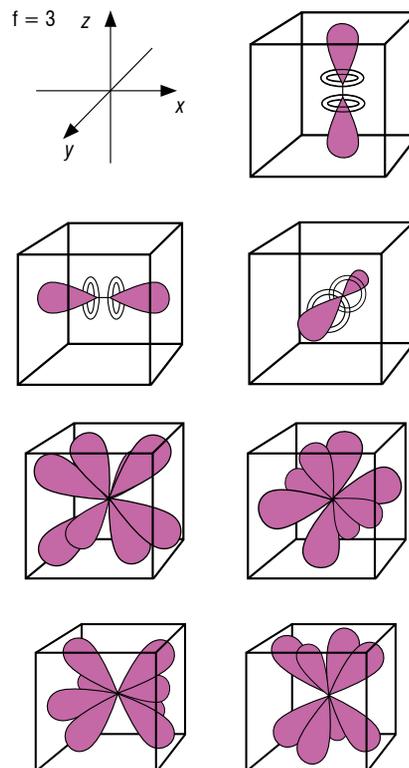
Forma duplo-ovoides dos orbitais dos subníveis p

- Subnível "d" ( $\ell=2$ ): contém cinco orbitais ( $10 e^-$ ) com as formas abaixo representadas.



Formas dos possíveis orbitais dos subníveis d

- Subnível "f" ( $\ell=3$ ): contém sete orbitais ( $14 e^-$ ) com as formas abaixo representadas.



Possíveis formas dos orbitais dos subníveis f

Os possíveis subníveis em uma determinada camada eletrônica de número quântico principal “n” são limitados pela seguinte relação matemática:  $0 \leq \ell \leq n - 1$

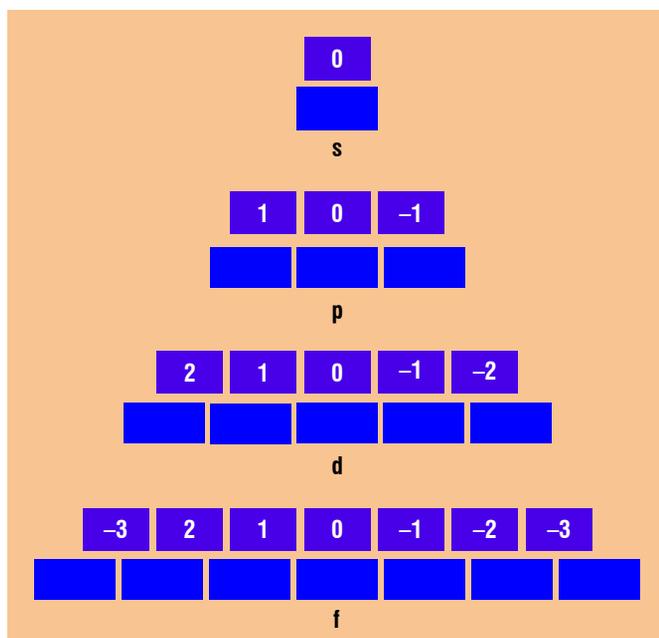
Assim, a camada K (n=1) só contém o subnível s (l=0); a camada L (n=2) contém os subníveis s (l=0) e p (l=1) e assim por diante.

Os diferentes valores de “l” significam pequenas diferenciações energéticas dentro de um mesmo nível energético.

### 5.3 Número quântico magnético (m)

O número quântico magnético informa a orientação dos orbitais no espaço. É o número quântico que se refere especificamente a cada orbital. Os valores de “m” são limitados matematicamente por número inteiros que satisfazem a seguinte relação:

$$-\ell \leq m \leq +\ell$$



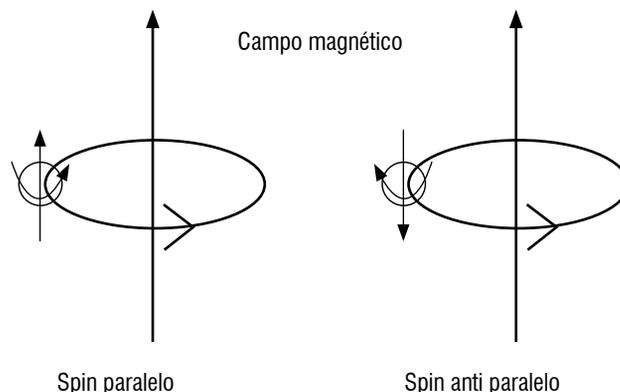
Possíveis orientações representadas pelo número quântico magnético

### 5.4 Número quântico spin (s)

Esse número quântico indica o sentido que o elétron gira sob um eixo próprio, podendo gerar um campo magnético paralelo ou antiparalelo, dependendo da orientação do campo magnético externo. Esse comportamento foi descoberto pelos cientistas Otto Stern e Walter Gerlach através de um experimento conhecido como experimento de Stern-Gerlach.

O aparelho é constituído de dois ímãs com polaridades diferentes, um sobre o outro com um espaço entre eles. Um forno gerava vapor de prata que, ao atravessar o campo magnético depois de passar por duas fendas, formava dois pontos no anteparo de detecção, indicando que ora os átomos de prata eram atraídos para cima, ora para baixo. Eles propuseram, então, que os elétrons se comportariam como pequenos ímãs, podendo girar em dois sentidos opostos e produzir dois campos magnéticos distintos, que resultaram no comportamento observado no experimento. Isso ajuda

a confirmar o princípio de exclusão de Pauli, que afirma que não podem existir dois elétrons com o mesmo conjunto de números quânticos e que, portanto, prevê a existência de apenas dois elétrons em cada orbital.



Dois formas de rotação do elétron em torno de seu eixo de acordo com o campo magnético externo (setas maiores).

O raciocínio é bastante lógico para esse fato. Afinal, os elétrons possuem sempre carga negativa, o que os faz eles se repelirem. No entanto, quando dois elétrons giram em sentidos contrários, eles podem se atrair em função do campo magnético contrário gerado pelos seus movimentos. Isso confere maior estabilidade dentro de um mesmo orbital, embora a repulsão elétrica ainda exista.

### 5.5 Distribuição eletrônica em orbitais

Os elétrons devem ser distribuídos nos orbitais segundo duas regras:

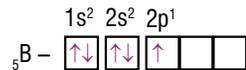
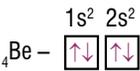
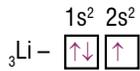
**Regra de Hund ou da máxima multiplicidade:** O preenchimento dos orbitais de um mesmo subnível deve ser feito de tal maneira que haja o maior número possível de elétrons desemparelhados. Em outras palavras, um orbital só receberá o segundo elétron quando todos os outros já tiverem o primeiro.

**Princípio da exclusão de Pauli:** em um orbital há no máximo dois elétrons e com spins opostos.

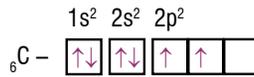
Em termos de representação, utilizaremos quadrados ou círculos para representar os orbitais.

1 orbital  $\Rightarrow$   $\square$  ou  $\circ$

A maioria dos autores utiliza a convenção de que o elétron com spin negativo será representado por uma semisseta apontando para cima e o elétron com spin positivo será representado por uma semisseta apontando para baixo. Neste livro, consideraremos a semisseta para cima com spin  $-1/2$  e a semisseta para baixo com o spin  $+1/2$ . O primeiro elétron do orbital chega com a seta para cima ( $s = -1/2$ ).



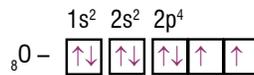
Temos 1 elétron desemparelhado nos orbitais *p*.



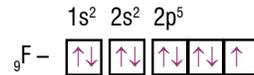
De acordo com a Regra de Hund, temos 2 elétrons desemparelhados nos orbitais *p*.



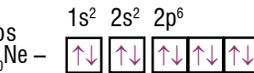
Temos 3 elétrons desemparelhados nos orbitais *p*.



Temos um orbital *p* completo (2 elétrons emparelhados) e 2 elétrons desemparelhados.



Temos dois orbitais *p* completos e um elétron desemparelhado.



Todos os elétrons estão emparelhados, ou seja, todos os orbitais estão completos.

Exemplos de distribuições eletrônicas em orbitais

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**01** Um íon que possui carga +4 e massa de 49,9 u possui 2 elétrons com  $n = 1$ , oito elétrons com  $n = 2$ , e 10 elétrons com  $n = 3$ . Informe as seguintes propriedades para o íon:

- (A) O número atômico
- (B) Número total de elétrons s.
- (C) Número total de elétrons *p*.
- (D) Número total de elétrons *d*.
- (E) Número de nêutrons no núcleo.
- (F) A massa de  $3,01 \cdot 10^{23}$  átomos.
- (G) A configuração eletrônica estável do átomo neutro.

**Solução:**

- (A) O íon +4 contém 20 elétrons. Assim, o átomo eletricamente neutro contém 24 elétrons. Seu número atômico é 24.

(B) A configuração eletrônica do íon será:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^0, 3d^2$ ; Assim terão 6 elétrons em orbitais *s*.

(C) 12.

(D) 2.

(E) Ele é um isótopo de  ${}^{50}_{24}\text{Cr}$ . Logo, possui 26 nêutrons.

(F) É a massa aproximada de meio mol de átomos (1 mol =  $6,022 \cdot 10^{23}$  partículas), logo: massa aproximadamente igual a 24,9 g.

(G)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$  é a configuração eletrônica estável para o cromo. Cr é uma exceção ao preenchimento normal seguindo o Diagrama de Linus Pauling, pois a distribuição eletrônica com subníveis preenchidos ou semipreenchidos são arranjos de elétrons particularmente mais estáveis.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (PUC-MG)** O modelo atômico de Rutherford **não** inclui especificamente:

- (A) nêutrons.
- (B) núcleo.
- (C) próton.
- (D) elétron.

**02 (UFPI)** No que concerne aos modelos atômicos, podemos afirmar que:

- (A) apenas o modelo de Schrödinger é verdadeiro e os demais são falsos.
- (B) o modelo de Schrödinger é o modelo mais simples para explicar os espectros atômicos hidrogenoides.
- (C) a existência de um núcleo e de uma eletrosfera só pode ser explicada pelo modelo de Rutherford.
- (D) O modelo de Bohr é insatisfatório para explicar a posição dos elementos na tabela periódica.
- (E) A teoria cinética dos gases só pode ser explicada pelo modelo de Dalton.

**03 (UFMS-MS)** A respeito da estrutura da matéria, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- 01. Os modelos atômicos têm existência física real e são criados para ilustrar uma teoria elaborada, na tentativa de explicar uma série de fatos e observações experimentais e de prever o que ocorreria em situações ainda não experimentadas.
- 02. Nos estudos de descargas elétricas em ampolas de vidro, contendo um gás à baixa pressão, foram descobertos os raios catódicos, também chamados raios canais ou positivos, que são típicos para cada gás usado.

04. Quando um nêutron instável de um átomo radioativo se desintegra produz um próton emitindo uma emissão beta e radiação gama.

08. Todo elemento químico é constituído por átomos iguais e toda substância pura molecular é constituída por moléculas iguais.

16. A mecânica quântica considera a dualidade emissão-onda do elétron, define matematicamente regiões de maior probabilidade de encontrá-lo no átomo e lhe atribui números quânticos próprios.

**04 (ITA-SP)** Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse modelo sejam feitas as seguintes afirmações:

- I. O átomo apresentará a configuração de uma esfera rígida.
- II. Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos.
- III. As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos.
- IV. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos unidos em uma razão fixa.

Qual das opções abaixo se refere a todas as afirmações corretas?

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

**05 (ITA-SP)** Neste ano comemora-se o centenário da descoberta do elétron. Qual dos pesquisadores abaixo foi o principal responsável pela determinação de sua carga elétrica?

- (A) R. A. Milikan  
(B) E. R. Rutherford  
(C) M. Faraday  
(D) J.J. Thomson  
(E) C. Coulomb

**06 (UFPA-PA)** A experiência do espalhamento das partículas alfa (Rutherford) evidenciou a existência do:

- (A) dêuteron. (D) nêutron.  
(B) núcleo. (E) elétron.  
(C) próton.

**07 (UNIUBE-MG)** Dos íons, abaixo, aquele(s) que possui(em) o seu último elétron representado em  $2p^6$ , de acordo com o diagrama de Pauling, é(são):

- I.  ${}_{11}\text{Na}^+$   
II.  ${}_{19}\text{K}^+$   
III.  ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$   
IV.  ${}_{9}\text{F}^-$

Assinale a afirmativa correta:

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

**08 (UFF)** A distribuição eletrônica do íon cobre II está apresentada na alternativa:

- (A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ .  
(B)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^9$ .  
(C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$ .  
(D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 5s^1$ .  
(E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 5s^2$ .

**09** Com relação às duas configurações eletrônicas de um mesmo átomo, representadas abaixo, identifique a afirmativa **falsa**:

- I.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   
II.  $1s^2 2s^2 2p^6 6s^1$

- (A) É necessário fornecer energia para passar de I para II.  
(B) A passagem de II para I emite radiação eletromagnética.  
(C) I representa a configuração eletrônica de um átomo de sódio não excitado.  
(D) A energia de ionização de II é menor que a de I.  
(E) I e II representam eletrosferas de elementos diferentes.

**10 (UFPI)** De acordo com o “princípio de Aufbau” para a distribuição eletrônica em átomos multieletrônicos, diz-se que um átomo encontra-se no seu estado fundamental quando seus elétrons se localizam nos estados de menor energia. Dentre as opções abaixo, aquela coincidente com a de um átomo no seu estado fundamental é:

- (A)  $1s^2 2s^1 2p^4$ .  
(B)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2 3d^{10}$ .  
(C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5 4s^2$ .  
(D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ .  
(E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8 4p^2$ .

**11 (UFPI)** Beber refrigerante em excesso é um risco para a saúde dos ossos. A ingestão de mais de quatro latas de 350 mL desta bebida por dia leva o organismo a perder cálcio e fósforo, elementos importante para uma ossatura forte. No estudo desse assunto é fundamental o conhecimento da configuração eletrônica dos átomos de cálcio e fósforo e de seus íons. Indique a alternativa correta.

Dados: Ca ( $Z = 20$ ;  $A = 40$ ); P ( $Z = 15$ ;  $A = 31$ )

- (A) o número de prótons do íon  $\text{Ca}^{2+}$  é 22  
(B) o átomo neutro de fósforo é isoeletrônico com o íon  $\text{S}^{-1}$ ;  
(C) o fósforo apresenta número atômico 9;  
(D) o íon  $\text{Ca}^{2+}$  é formado pelo ganho de 2 elétrons a partir do átomo neutro;  
(E) o átomo neutro de fósforo em seu estado fundamental apresenta três elétrons desemparelhados.

**12 (FEPA)** Coloque em ordem crescente de energia os subníveis eletrônicos:

4d 4f 5p 6s

- (A)  $4d < 4f < 5p < 6s$   
(B)  $4f < 4d < 5p < 6s$   
(C)  $4d < 5p < 6s < 4f$   
(D)  $5p < 6s < 4f < 4d$   
(E)  $6s < 5p < 4d < 4f$

**13 (UFMT)** Com base no modelo atômico da mecânica quântica, pode-se dizer que o elemento químico  $X_{50}$  tem:

01. dois elétrons no subnível mais afastado do núcleo;  
02. três elétrons no subnível mais afastado do núcleo;  
04. quatro elétrons no nível mais energético;  
08. dois elétrons emparelhados no subnível de maior energia;  
16. dois elétrons desemparelhados no subnível de maior energia.

**14 (UEL-PR)** Assinale o(s) par(es) isoeletrônico(s) correto(s):

01. Li e Be  
02. F e  $\text{N}^{3-}$   
04.  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$   
08.  $\text{Na}^{1+}$  e Mg  
16.  $\text{O}^{2-}$  e C  
32. N e F<sup>-</sup>  
64. He e  $\text{H}^2$

- (A) 27. (D) 43.  
(B) 29. (E) 45.  
(C) 30.

**15 (UEPA)** Somando-se os valores que correspondem às afirmações corretas, tem-se o total de:

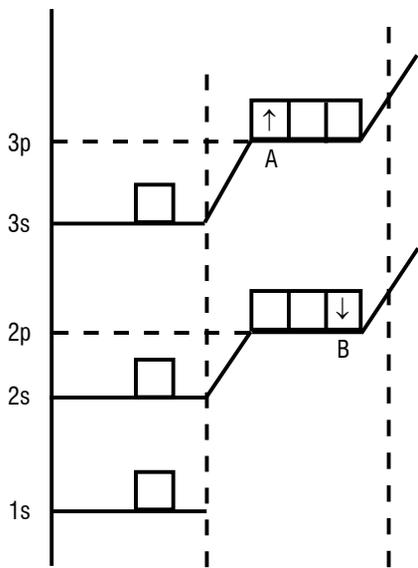
01. os átomos  ${}_{11}\text{X}^{23}$  e  ${}_{11}\text{Y}^{24}$  apresentam o mesmo símbolo químico.  
02. dois átomos de um mesmo elemento químico são necessariamente iguais  
04. dois átomos diferentes podem pertencer a um mesmo elemento químico.  
08. dois átomos de um mesmo elemento químico têm números atômicos iguais e, portanto, igual número de elétrons.  
16. dois átomos isótopos de um mesmo elemento químico possuem o mesmo número de nêutrons.  
32. dois átomos isóbaros pertencem a elementos químicos diferentes.

**16 (UFAM-AM)** A alternativa que corresponde à correta definição da regra de Hund, é:

- (A) Orbital é a região do espaço de maior probabilidade para localizar um elétron, podendo conter no máximo dois, preenchidos um a um.
- (B) Todos os orbitais de um subnível são primeiramente semipreenchidos com elétrons de mesmo *spin*, para depois serem completados com os elétrons restantes de *spin* contrário.
- (C) Os subníveis *s*, *p*, *d* e *f* comportam, respectivamente, até 2, 6, 10, 14 elétrons, que devem ser preenchidos obedecendo a máxima multiplicidade Hundiniana, com *spins* contrários e simultâneos.
- (D) O orbital *s* tem forma esférica e o *p* a forma de halteres, devendo ser primeiro preenchido os orbitais *s* e posteriormente os orbitais *p*.
- (E) Os elétrons de um mesmo orbital devem sempre apresentar spins contrários e ser preenchido simultaneamente como um par eletrônico, para depois serem completados com os elétrons restantes de *spin* contrário.

**17 (CESGRANRIO)** Os átomos  $Q_{3x-5}$  e  $R^{6x}$  são isótopos e R tem 44 nêutrons. Qual a distribuição eletrônica por níveis e subníveis de energia do átomo R?

**18 (UEG-GO)** Os números quânticos são utilizados para “caracterizar” cada elétron da eletrosfera de um átomo. Analise o diagrama abaixo e determine os quatro números quânticos dos elétrons A e B. Considere  $-1/2\downarrow$  e  $+1/2\uparrow$ .



**19 (UFF)** Considere os casos:

	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m<sub>l</sub></i>
1	3	2	-2
2	3	1	0
3	3	0	-1
4	3	2	0
5	3	3	-2

Destas designações para estados quânticos, as que **não** descrevem um estado característico (permitido) para um elétron em um átomo são:

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

**20 (UFAM-AM)** Sobre os números quânticos e suas características podemos afirmar que:

- I. O número quântico principal está associado à distância do elétron ao núcleo e à energia crescente dos elétrons.
- II. A forma do orbital eletrônico está associado ao número azimutal.
- III. A orientação espacial de um orbital é representado pelo número Magnético.
- IV. O *spin* não tem um análogo clássico, mas representa satisfatoriamente o sentido da rotação do elétron em torno de seu eixo.
- V. Os números quânticos identificam e localizam, em termos energéticos, corretamente um elétron em um átomo.

São verdadeiras as alternativas:

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

**21 (UFRRS-RS)** Considerando os orbitais 2p e 3p de um mesmo átomo, podemos afirmar que os mesmos possuem:

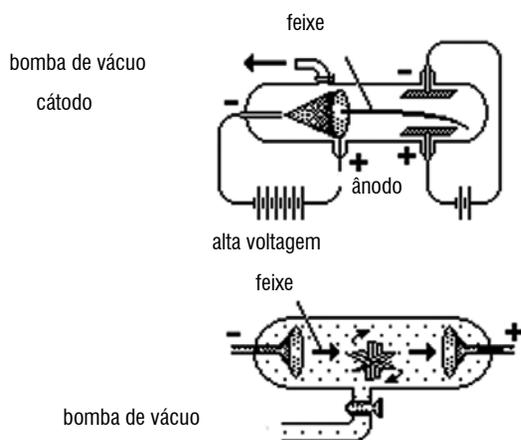
- (A) igual energia.
- (B) mesma capacidade de ligação.
- (C) mesma simetria.
- (D) mesmos números quânticos.
- (E) iguais diâmetros.

**22 (PUC-MG)** O elétron de maior energia de um átomo X é desemparelhado e apresenta  $n = 4$ ;  $l = 2$  e  $m = 0$ . Qual o número atômico de X?

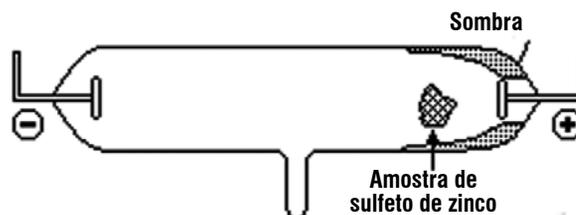
**23 (UFSC-SC)** Dentre as opções abaixo, assinale as corretas:

- 01. a primeira camada principal contém apenas dois elétrons no máximo;
- 02. a forma da nuvem eletrônica 1s é esférica;
- 04. qualquer camada principal contém um número de subcamadas igual ao número quântico magnético;
- 08. em um átomo no estado normal as subcamadas são preenchidas em ordem crescente de energia;
- 16. em um nível de número quântico principal *n*, os valores do número quântico secundário *l* variam de 0 a (*n* - 1);
- 32. em um nível de número quântico principal *l*, os valores do número quântico magnético variam de -*l* a +*l*;
- 64. o conjunto de números quânticos  $n = 3$ ;  $l = 3$ ;  $m = 0$ ;  $s = -1/2$  é possível.

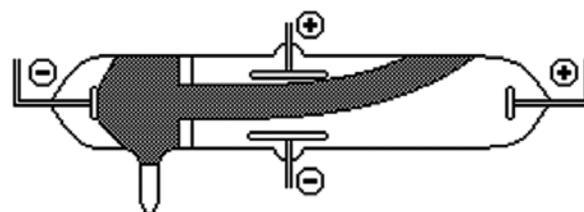
24 Observe os esquemas a seguir, que representam experimentos envolvendo raios catódicos.



b.



c.



(Adaptado de HARTWIG, D. R. et al. *Química geral e inorgânica*. São Paulo: Scipione, 1999.)

Desses experimentos resultou a descoberta de uma partícula subatômica. As propriedades massa e carga elétrica dessa partícula apresentam, respectivamente, a seguinte caracterização:

- (A) igual a zero; igual a zero.
- (B) igual a zero; maior que zero.
- (C) diferente de zero; igual a zero.
- (D) diferente de zero; menor que zero.

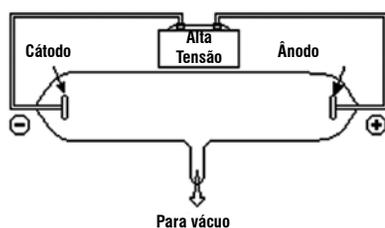
25 Na produção de fogos de artifício, diferentes metais são misturados à pólvora para que os fogos, quando detonados, produzam cores variadas. Por exemplo, o sódio, o estrôncio e o cobre produzem, respectivamente, as cores amarela, vermelha e azul.

Se a localização dos elétrons em um determinado nível depende da sua quantidade de energia, é **incorreto** afirmar que:

- (A) quando a pólvora explode, a energia produzida excita os elétrons dos átomos desses metais, fazendo-os passar de níveis de menor energia para níveis de maior energia.
- (B) os níveis de menor energia são aqueles mais próximos do núcleo, e os níveis de maior energia são aqueles mais distantes do núcleo.
- (C) quando o elétron retorna para o estado fundamental, ele cede energia anteriormente recebida sob a forma de luz.
- (D) a luminosidade colorida nos fogos de artifício não depende do salto de elétrons de um nível para outro.
- (E) no laboratório, o estrôncio poderia ser identificado pela coloração vermelha quando este recebe o calor de uma chama.

26 As figuras representam alguns experimentos de raios catódicos realizados no início do século passado, no estudo da estrutura atômica.

a.



O tubo nas figuras (a) e (b) contém um gás submetido à alta tensão. Figura (a): antes de ser evacuado. Figura (b): a baixas pressões. Quando se reduz a pressão, há surgimento de uma incandescência, cuja cor depende do gás no tubo. A figura (c) apresenta a deflexão dos raios catódicos em um campo elétrico.

Em relação aos experimentos e às teorias atômicas, analise as seguintes afirmações:

- I. Na figura (b), fica evidenciado que os raios catódicos se movimentam em uma trajetória linear.
- II. Na figura (c), verifica-se que os raios catódicos apresentam carga elétrica negativa.
- III. Os raios catódicos são constituídos por partículas alfa.
- IV. Esses experimentos são aqueles desenvolvidos por Rutherford para propor a sua teoria atômica, conhecida como modelo de Rutherford.

As afirmativas corretas são aquelas contidas apenas em

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

27

Os interruptores brilham no escuro graças a uma substância chamada sulfeto de zinco (ZnS), que tem a propriedade de emitir um brilho amarelo esverdeado depois de exposta à luz. O sulfeto de zinco é um composto fosforescente. Ao absorverem partículas luminosas, os elétrons são estimulados e afastados para longe do núcleo. Quando você desliga o interruptor, o estímulo acaba e os elétrons retornam, aos poucos, para seus lugares de origem, liberando o seu excesso de energia na forma de fótons. Daí a luminescência.

(Texto adaptado do artigo de aplicações da fluorescência e fosforescência, de Daniela Freitas)

A partir das informações do texto, pode-se concluir que o melhor modelo atômico que representa o funcionamento dos interruptores no escuro é o de:

- (A) Rutherford.
- (B) Bohr.
- (C) Thomson.
- (D) Heisenberg.

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (ITA-SP)** Dentre os eventos seguintes, na história das ciências, assinale o mais antigo:

- (A) A interpretação do efeito fotoelétrico por A. Einstein.
- (B) A determinação da carga elementar por R. Millikan.
- (C) Os primeiros métodos para determinar o número de A. Avogadro.
- (D) O estudo das relações estequiométricas em eletrólises por M. Faraday.
- (E) O modelo para estrutura do átomo proposto por E. Rutherford a partir do espalhamento de partículas alfa.

**02 (UNIRIO)** Um átomo do elemento químico X perde 3 elétrons para formar o cátion  $X^{3+}$  com 21 elétrons. O elemento químico X é isótopo do elemento químico W que possui 32 nêutrons. Outro átomo do elemento químico Y possui número de massa (A) igual a 55, sendo isóbaro do elemento químico X. Com base nas informações fornecidas:

- a. Determine o número de massa (A) e o número atômico (Z) do elemento químico X;
- b. O número de massa (A) do elemento químico W.

**03 (FEI-SP)** Em um exercício escolar, um professor pediu a seus alunos que imaginassem um átomo que tivesse o número atômico igual ao seu número de chamada e o número de nêutrons 2 unidades a mais que o número de prótons. O aluno número 15 se esqueceu de somar 2 para obter o número de nêutrons e, conseqüentemente, dois alunos imaginaram átomos isóbaros. Determine os números de chamada dos alunos em que esse fato ocorreu.

**04 (PUC-CAMP-SP)** Dados os três átomos A, B, e C, notamos que: A e B são isótopos; A e C são isótonos; B e C são isóbaros. Sabemos ainda que:

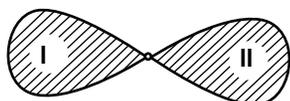
- a soma dos números de prótons existentes em A, B e C é 79
- a soma dos números de neutrons existentes em A, B e C é 88
- o número de massa de A é 55

Conseqüentemente, podemos concluir que os átomos A, B e C têm respectivamente:

números atômicos	números de massa
(A) 26–26–27	55–56–56
(B) 25–25–29	55–59–59
(C) 24–24–31	55–62–62
(D) 27–27–25	55–53–53
(E) 28–28–23	55–50–50

**05** O conjunto de números quânticos para o elétron diferenciador de um determinado átomo encontra-se parcialmente indicado a seguir:  $n = 3$  e  $s = \frac{1}{2}$ . Sabendo que o número quântico secundário é um número par duas unidades maior que o número quântico magnético, indique o número atômico desse elemento.

**06 (ITA-SP)** Para tentar explicar o que se entende por um orbital atômico do tipo 2p, textos introdutórios usam figuras do tipo seguinte:



Assinale a afirmação certa em relação a figuras deste tipo:

- (A) O elétron no estado 2p descreve uma trajetória na forma de um oito como esboçado acima.
- (B) Enquanto que um dos elétrons 2p está garantidamente na região I, um segundo elétron 2p garantidamente está na região II.
- (C) Essas figuras correspondem a símbolos que só podem ser interpretados matematicamente, mas não possuem interpretação física.
- (D) Os contornos da área hachurada correspondem à distância máxima do elétron em relação ao núcleo, cuja posição corresponde ao ponto P.
- (E) Essa figura procura dar uma ideia das duas regiões onde a probabilidade de encontrar o mesmo elétron 2p é relativamente grande, mas sem esquecer que ele também pode estar fora da região hachurada.

**07 (UFRJ)** As telas de televisão plana e de telefones celulares usam como visores os chamados OLED, que são equivalentes a “microlâmpadas” coloridas formadas por camadas de compostos metalorgânicos depositadas entre dois eletrodos.

Um dos metais mais utilizados como emissor de fótons é o alumínio, ligado a um composto orgânico, a quinolina  $[Al(quinolina)_3]$ .

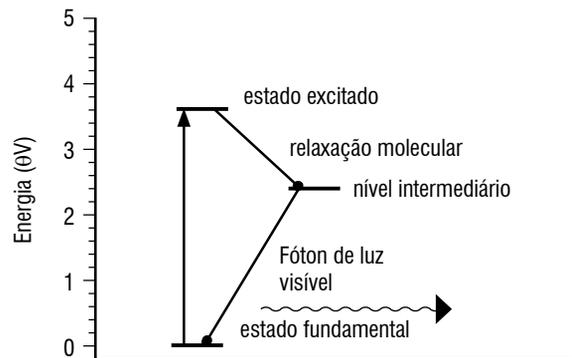
- a. Em sistemas semelhantes, pode-se variar a cor da luz emitida substituindo-se o alumínio por outro metal de mesma valência. Escreva a configuração eletrônica do íon  $Al^{3+}$  e indique, entre os íons da lista a seguir, qual poderia substituir o alumínio nesses sistemas.

- $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sc^{2+}$ ,  $Ti^{4+}$ ,  $V^{5+}$ ,  $Mn^{4+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ .

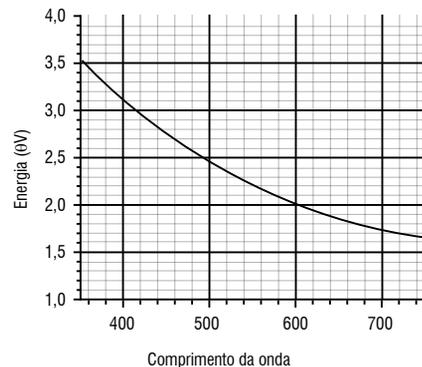
Dado: Al ( $Z = 13$ )

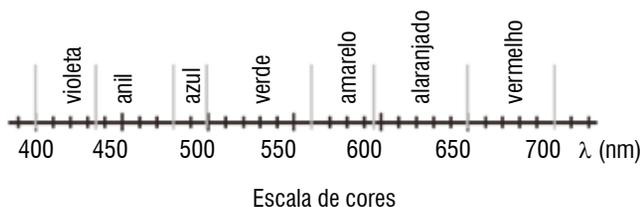
- b. A emissão de luz nesses dispositivos pode ser explicada pelo modelo de Bohr.

O diagrama de energia a seguir refere-se ao OLED de  $[Al(quinolina)_3]$ .



Com base no diagrama de energia referente ao OLED de  $[Al(quinolina)_3]$  e utilizando o gráfico de conversão e a escala de cores apresentados a seguir, determine o comprimento de onda  $\lambda$  e a cor da luz emitida pelo OLED de  $[Al(quinolina)_3]$ .





**08 (ITA - Adaptada)** Considere as seguintes afirmações:

- I. O nível de energia de um átomo, cujo número quântico principal é igual a 4, pode ter, no máximo, 32 elétrons.
- II. A configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$  representa um estado excitado do átomo de oxigênio
- III. O estado fundamental do átomo de fósforo contém três elétrons desemparelhados.
- IV. A energia necessária para excitar um elétron do estado fundamental do átomo de hidrogênio para o orbital  $3s$  é igual àquela necessária para excitar este mesmo elétron para o orbital  $3d$ .

Das afirmações feitas, estão CORRETAS.

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

**09 (ITA-SP)** Entre as afirmações abaixo, assinale a opção **errada**.

- (A) Os íons  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ , no estado gasoso são exemplos de "hidrogenoides".
- (B) No átomo de hidrogênio, os orbitais  $3s$ ,  $3p$  e  $3d$  têm a mesma energia.
- (C) No átomo de carbono, os orbitais  $3s$ ,  $3p$  e  $3d$  têm valores de energias diferentes.
- (D) A densidade de probabilidade de encontrar um elétron num átomo de hidrogênio no orbital  $2p$  é nula num plano que passa pelo núcleo.
- (E) As frequências das radiações emitidas pelo íon  $\text{He}^+$  são iguais às emitidas pelo átomo de hidrogênio.

**10 (UFG-GO)** Os diagramas a seguir, representam distribuições eletrônicas para o átomo de nitrogênio:

	I	II	III	IV
2p	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow \uparrow$
2s	$\uparrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$
1s	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow \downarrow$

Considerando-se essas distribuições eletrônicas:

01. I e II seguem a regra de Hund.
02. III e IV obedecem ao princípio de Pauli.
03. II representa a distribuição do estado fundamental.
04. em I, dois elétrons possuem o mesmo conjunto de números quânticos.

**11 (ITA)** Um átomo  $A$  com  $n$  elétrons, após  $(n-1)$  sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação  $A^{(n-1)+} \rightarrow A^{n+} + 1e^-$ . Sabendo o valor experimental da energia de ionização deste processo, pode-se conhecer o átomo  $A$  utilizando o modelo proposto por:

- (A) E. Rutherford. (D) N. Bohr.  
 (B) J. Dalton. (E) R. Mulliken.  
 (C) J. Thomson.

**12 (ITA)** Um átomo de hidrogênio com o elétron inicialmente no estado fundamental é excitado para um estado com número quântico principal ( $n$ ) igual a 3. Em correlação a este fato qual das opções a seguir é a correta?

- (A) Este estado excitado é o primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio.
- (B) A distância média do elétron ao núcleo será menor no estado excitado do que no estado fundamental.
- (C) Será necessário fornecer mais energia para ionizar o átomo a partir deste estado excitado do que para ionizá-lo a partir do estado fundamental.
- (D) A energia necessária para excitar um elétron do estado com  $n=3$  para um estado com  $n=5$  é a mesma para excitá-lo do estado com  $n=1$  para um estado com  $n=3$ .
- (E) O comprimento de onda da radiação emitida quando este elétron retornar para o estado fundamental será igual ao comprimento de onda da radiação absorvida para ele ir do estado fundamental para o mesmo estado excitado

**13 (UNICAMP)** Numa entrevista à *Revista n° 163*, um astrofísico brasileiro conta que propôs, em um artigo científico, que uma estrela bastante velha e fria (6.000 K), da constelação de Centauro, tem um núcleo quase totalmente cristalizado.

Esse núcleo seria constituído principalmente de carbono e a estrela estaria a caminho de se transformar em uma estrela de diamante, com a cristalização do carbono.

- a. O pesquisador relata ter identificado mais 42 estrelas com as mesmas características e afirma: Enquanto não termina o processo de cristalização do núcleo, as estrelas de diamante permanecem com a temperatura constante. No que diz respeito à temperatura, independentemente de seu valor absoluto, ele complementa essa afirmação fazendo uma analogia entre o processo que ocorre na estrela e a solidificação da água na Terra. Com base no conhecimento científico, você concorda com a analogia feita pelo pesquisador? Justifique.
- b. Ao final da reportagem afirma-se que: No diamante da estrela, apenas 0,01 Å separa os núcleos dos átomos do elemento que o compõem. Considerando-se que o raio atômico do carbono no diamante da Terra é de 0,77 Å, quanto valeria a relação numérica entre os volumes atômicos do carbono (Terra/estrela)? Mostre seu raciocínio.

**14 (ITA)** Sabendo que o estado fundamental do átomo de hidrogênio tem energia igual a  $-13,6$  e  $V$ , considere as seguintes afirmações:

- I. O potencial de ionização do átomo de hidrogênio é igual a  $13,6$  e  $V$ .
- II. A energia do orbital no átomo de hidrogênio é igual a  $-13,6$  e  $V$ .
- III. A afinidade eletrônica do átomo de hidrogênio é igual a  $-13,6$  e  $V$ .
- IV. A energia do estado fundamental da molécula de hidrogênio,  $\text{H}_2(g)$ , é igual a  $-(2 \times 13,6)$  e  $V$ .
- V. A energia necessária para excitar o elétron do átomo de hidrogênio do estado fundamental para o orbital  $2s$  é menor do que  $13,6$  e  $V$ .

Das afirmações feitas, estão **erradas**:

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



## 1. Breve histórico da radioatividade

A descoberta do elétron no final do século XIX por Thompson fez com que muitos cientistas da época também começassem a estudar as características dessa partícula subatômica. Uma importante consequência desses muitos estudos foi a descoberta dos Raios X em 1895 por W. Roentgen, que observou a saída de raios desconhecidos de dentro de uma ampola de raios catódicos. Roentgen observou que ao se colocar a mão na frente desses raios podia-se ver o esqueleto da mão projetado em um anteparo. Essa é a ideia base dos famosos exames de Raio X de hoje em dia.

Atualmente, sabemos que os Raios X estão relacionados com as transições eletrônicas, ou seja, os elétrons de alguns elementos são excitados e depois voltam à situação energética de origem (salto quântico regressivo) emitindo energia eletromagnética (raios X).

A descoberta dos raios X foi uma verdadeira revolução no meio científico. O cientista francês Antoine Henri Becquerel se interessou particularmente em estudar os raios X e as substâncias capazes de emití-los. Becquerel realizou inicialmente experimentos utilizando o sulfato duplo de potássio e uranila [ $K_2UO_2(SO_4)_2$ ] e observou que tal composto emitia raios muito parecidos com os raios X. Além disso, o cientista francês observou que quando uma amostra desse material ficou guardada dentro de uma gaveta de seu laboratório, as emissões continuaram. Esse fato é muito interessante, pois mesmo sem ter seus elétrons excitados (dentro da gaveta não houve aquecimento nem exposição à luz), a amostra era capaz de emitir raios. A conclusão imediata foi a de que não se tratava de um fenômeno de eletrosfera e sim nuclear. Essas emissões apesar de serem parecidas com os raios X, não tinham a mesma origem que as emissões de Roentgen (raios X).

As novas conclusões de Becquerel interessaram muito a um casal de cientistas que trabalhavam no mesmo laboratório francês, eram Marie Skłodowska e Pierre Curie. O casal Curie fez uma série de experimentos com diversos compostos e perceberam a presença de urânio em todas as substâncias capazes de emitir raios sem prévia excitação. Pôde-se concluir então que o elemento Urânio era o responsável por essas emissões desconhecidas. Ao novo fenômeno foi proposto o nome de radioatividade (que do latim quer dizer atividade de emitir raios).



Importantes cientistas na descoberta da radioatividade.



Fotografia do casal Curie.

Disponível em: <goatrevolution.com>.

O casal Curie seguiu os estudos sobre os elementos radioativos e descobriram novos elementos como por exemplo o polônio e o rádio. Na época, ninguém imaginava o quão nociva a exposição a essas radiações é para a saúde humana e por isso o casal Curie e outros cientistas que estudaram a radioatividade tiveram a saúde muito fragilizada. Marie morreu em 1934 em decorrência a complicações causadas por um câncer e Pierre morreu em 1906 atropelado pela roda de uma carruagem durante um acidente rodoviário.

## 2. O conceito de radioatividade

A radioatividade é um fenômeno nuclear e por isso precisamos entender perfeitamente as características do núcleo para então entendermos as emissões radioativas. O núcleo é constituído basicamente por prótons e nêutrons, é uma região extremamente pequena (lembrem-se da analogia que fizemos, na qual o núcleo é representado por uma bola de gude no meio do maracanã, que representa o átomo) e concentra praticamente toda a massa do átomo.

Um questionamento deve surgir naturalmente na sua cabeça: como que um espaço tão pequeno pode conter vários prótons (positivos)? A repulsão deve ser muuuuito grande e os núcleos devem ser uma bomba prestes a explodir.

O esclarecimento para essas ponderações foi completamente solucionado em 1932, quando J. Chadwick descobriu a existência dos nêutrons. O papel dos nêutrons dentro do núcleo é exatamente o de equilibrar as forças de repulsão entre os prótons e permitir que exista um equilíbrio nuclear.

Agora sim podemos definir radioatividade como sendo o fenômeno no qual núcleos instáveis emitem partículas e/ou energia em busca de estabilidade.

Existem basicamente três motivos que levam à instabilidade nuclear:

Deficiência de nêutrons: quando a quantidade de nêutrons presentes no núcleo não for suficiente para estabilizar a repulsão dos prótons;

Excesso de nêutrons: quando a quantidade de nêutrons for maior do que a necessária para estabilizar a quantidade de prótons em questão. O núcleo é um lugar extremamente pequeno e por isso não é interessante haver excessos.

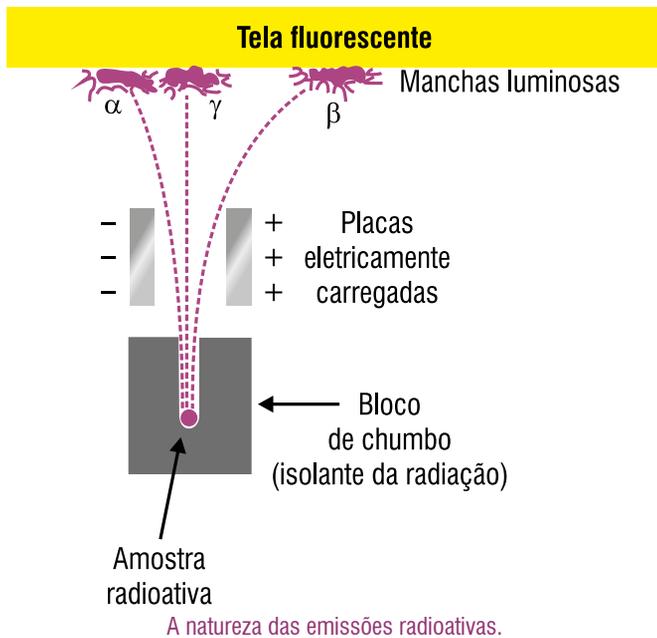
Excesso de partículas nucleares ( $Z > 82$ ): quando houver muitos prótons e nêutrons dentro do núcleo, a instabilidade se torna inerente devido às restrições espaciais. Os elementos com números atômicos elevados são em sua maioria radioativos.

Note que os isótopos são variações de um mesmo elemento químico (mesmo  $Z$ ) quanto a diferentes quantidades de nêutrons. O isótopo mais abundante é naturalmente o mais estável e tende a ter a quantidade ideal de nêutrons. Por exemplo, o carbono apresenta dois isótopos importante, o  $^{12}C_6$  que é estável (quantidade ótima de nêutrons é 6) e o  $^{13}C_6$  que é radioativo pois apresenta mais nêutrons que o necessário. Já no caso do nitrogênio, o  $^{14}N_7$  é o isótopo estável e o  $^{15}N_7$  é radioativo devido à deficiência de nêutrons.

Perceba que existe uma razão ótima entre a quantidade de nêutrons e prótons para cada elemento. A Teoria do Cinturão de Estabilidade prevê que para números atômicos menores que 20, a razão prótons/nêutrons ideal normalmente é igual a 1.

### 3. A natureza das emissões radioativas

A abaixo apresenta uma importante experiência utilizada no estudo da natureza das emissões radioativas.



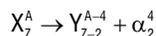
A análise dessa experiência permite as seguintes conclusões:

- Há duas emissões carregadas eletricamente (uma positiva e uma negativa) e uma emissão sem carga elétrica;
- A emissão positiva apresenta massa maior que a emissão negativa pois sofreu um desvio menor (maior inércia).

Esses três tipos de emissões foram denominados α (positiva); β<sup>-</sup> (negativa) e γ (neutra). A seguir será feito um estudo detalhado de cada uma delas:

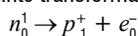
#### 3.1 Emissões α

- Partículas positivas constituídas por dois prótons e dois nêutrons. São semelhantes ao um núcleo de Hélio;
- São emitidas por núcleos com excesso de partículas nucleares (Z > 82);
- **1ª Lei de Soddy:** Quando um átomo emite uma partícula α, o seu número atômico diminui de 2 unidades e o seu número de massa diminui de 4 unidades.



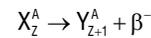
#### 3.2 Emissões β<sup>-</sup>

- Partículas negativas equivalentes a um elétron (massa desprezível). (Mas como que um núcleo pode emitir um elétron?)
- São emitidas por núcleos que apresentam excesso de nêutrons. Dentro do núcleo ocorre a seguinte transformação:



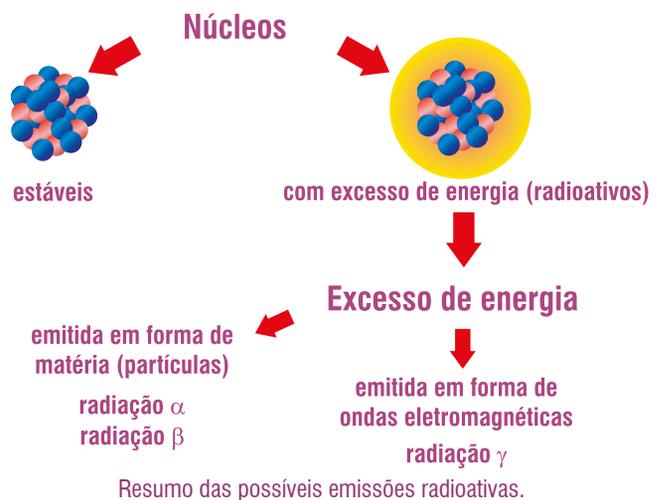
O elétron formado dentro do núcleo é emitido e denominado partícula β<sup>-</sup>.

- **2ª Lei de Soddy:** Quando um átomo emite uma partícula β, o seu número atômico aumenta de 1 unidade e o seu número de massa permanece inalterado.



#### 3.3 Emissões γ

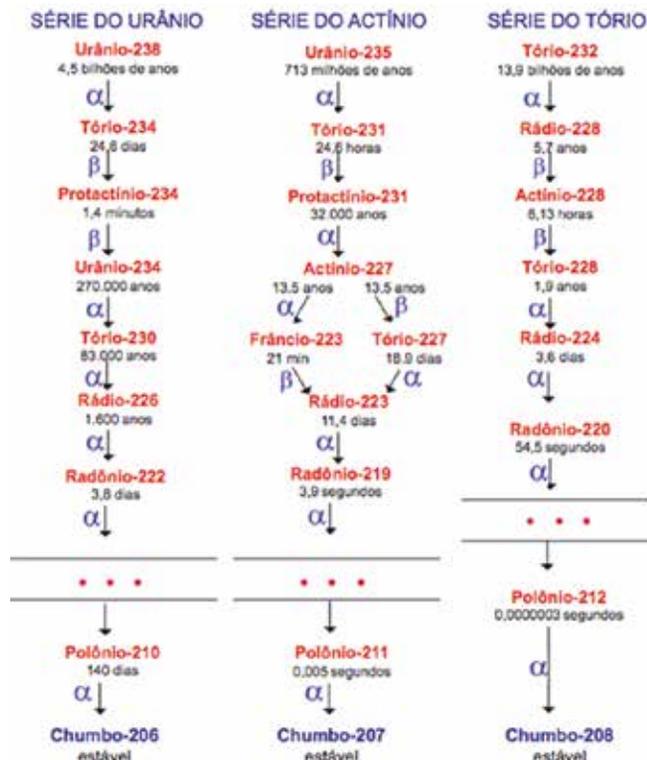
- São ondas eletromagnéticas de altas frequências, ou seja, carregam apenas energia e não massa;
- Não são partículas;
- Após as emissões α e β<sup>-</sup>, os núcleos ainda ficam com um pequeno excesso de energia e esse excesso é emitido na forma de ondas eletromagnéticas denominadas emissões gama.



Os três tipos de emissões possuem capacidades de penetração e de ionização diferentes. Os raios γ tem um enorme poder de penetração devido à grande energia que carregam, enquanto as partículas α tem um enorme poder ionizante devido à grande massa. De maneira prática, se incidirmos emissões γ sobre uma pessoa, os raios irão atingir um enorme número de células com um “choque energético” e continuarão se propagando (alto poder de penetração), mas de maneira imediata não se pode perceber nada de diferente na pessoa (baixo poder ionizante). Por outro lado, se incidirmos partículas α sobre uma pessoa, elas causarão queimaduras na pele (alto poder ionizante) e ficarão retidas nas primeiras camadas de células (baixo poder de penetração).

### 4. As famílias radioativas

Os elementos radioativos emitem partículas e/ou energia a fim de atingirem a estabilidade, entretanto essa estabilidade não é atingida necessariamente depois de uma única emissão. Na natureza, os elementos radioativos naturais emitem uma série de emissões radioativas até se transformarem em um elemento com núcleo estável. À sequência de elementos intermediários dá-se o nome de série ou família radioativa natural. Existem três famílias radioativas naturais, são elas: Série do Urânio, Série do Actínio e Série do Tório.



Principais famílias radioativas.

Com o avanço da ciência no desenvolvimento dos aceleradores de partículas e reatores nucleares, os cientistas conseguem criar elementos radioativos a partir de espécies estáveis. Sendo assim, já existem séries radioativas artificiais. As reações de transformação de um elemento em outro são conhecidas como reações de transmutação.

### 5. Reações de transmutação

As reações químicas tradicionais estão relacionadas a fenômenos de eletrosfera, ou seja, rompimento e formação de ligações químicas. Nessas reações, os núcleos dos átomos e consequentemente suas identidades ficam inalterados, a única mudança é na maneira como os mesmos elementos interagem entre si.

As reações de transmutação, por outro lado, são caracterizadas por transformações nos núcleos dos átomos envolvidos, o que leva à formação de novos elementos químicos. Há dois tipos de transmutação, a natural, que está relacionada às emissões radioativas e as artificiais, que são ocasionadas pelo bombardeamento de núcleos por alguma partícula (alfa, beta, nêutron, próton etc). Os avanços tecnológicos para a realização desse tipo de reação artificial estão condicionados ao desenvolvimento de aceleradores de partículas e reatores nucleares.

**Alfa** = 2 prótons + 2 nêutrons  ${}^4_{+2}\alpha$

**Beta** = 1 elétron  ${}^0_{-1}\beta$

**Gama** = ondas eletromagnéticas pequenas  ${}^0_0\gamma$

**Neutrino** = partícula neutra de massa desprezível; surge na desintegração de um próton ou nêutron  ${}^0_0\nu$

**Próton** = núcleo de hidrogênio  ${}^1_{+1}p$

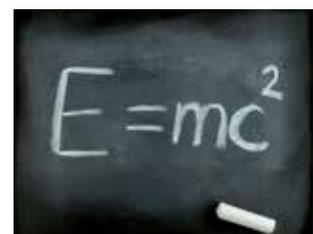
**Nêutron** = partícula neutra de massa quase igual à do próton  ${}^1_0n$

**Deuteron** = núcleo de deutério (isótopo de hidrogênio) = 1 próton + 1 nêutron  ${}^2_{+1}d$

**Pósitron** = partícula positiva de massa igual à do elétron  ${}^0_{+1}\beta$

### Principais partículas utilizadas em reações de transmutação artificial.

Um característica interessante das reações de transmutação está no fato de envolverem enormes quantidades de energia. Essa energia toda está relacionada com a não obediência à Lei de Lavoisier (lei da conservação da massa), pois nas transmutações há massa se transformando em energia segundo a equação de Einstein. Isso faz com que as reações de transmutação sejam muito úteis nos processos de produção de energia.



A famosa equação de Einstein.

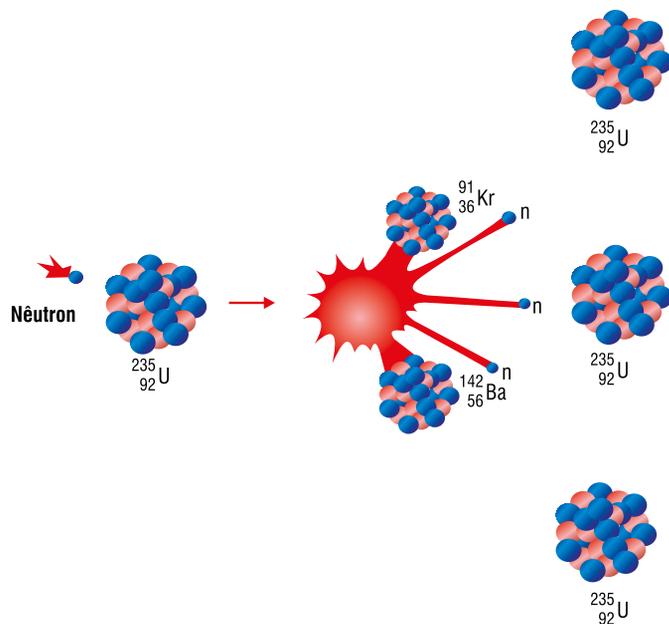
A primeira transmutação artificial foi realizada por Rutherford em 1919 ao bombardear átomos de nitrogênio com partículas alfa, obtendo como produto átomos de oxigênio e núcleos de hidrogênio (prótons):  $N_7^{14} + \alpha_2^4 \rightarrow O_8^{16} + p_1^1$

Podemos estender as Leis de Soddy para as reações de transmutação artificiais. Nesses casos, a soma dos números de massa dos reagentes deve ser igual à soma dos números de massa dos produtos e a soma dos números de prótons dos reagentes também deve ser igual à soma do número de prótons dos produtos.

Atualmente já existe tecnologia para transformar um núcleo de carbono em nitrogênio, um de cobre em níquel, um de argônio em potássio e até mesmo um de chumbo em ouro. Entretanto, o ouro assim fabricado é muito mais caro que o ouro natural!

### 5.1 Reações de fissão nuclear

As reações de fissão são um importante tipo de reação de transmutação artificial caracterizadas pelo bombardeamento de núcleos grandes e ligeiramente instáveis por nêutrons. Os produtos são dois núcleos menores, dois ou três novos nêutrons e uma quantidade enorme de energia. Sem dúvida é a reação de transmutação mais utilizada hoje em dia, pois é o fundamento químico das usinas nucleares de energia elétrica que utilizam Urânio como combustível.



Esquema de uma reação de fissão.

Duas características citadas acima são de especial importância:

- Os núcleos reagentes devem ser grandes e ligeiramente instáveis. O isótopo mais estável do Urânio é o 238, o qual apesar de ser grande, não é ligeiramente instável e por isso não é fissionável. Apenas o isótopo 235 é instável o suficiente para sobre fissão. O combustível deve então ser rico em U235 e o processo de aumento da concentração desse isótopo menos abundante (menos estável) é dito enriquecimento.
- Há dois ou três nêutrons como produtos da reação. A liberação desses nêutrons com muita energia faz com que a fissão seja uma reação em cadeia, pois eles mesmos podem iniciar a fissão de outros átomos de combustível. Depois de iniciada, a fissão pode ser uma reação autossustentada.

As reações de fissão apresentam algumas aplicações importantes, das quais se destacam as usinas nucleares para produção de eletricidade e as armas nucleares como as utilizadas em Hiroshima e Nagasaki durante a segunda guerra mundial.



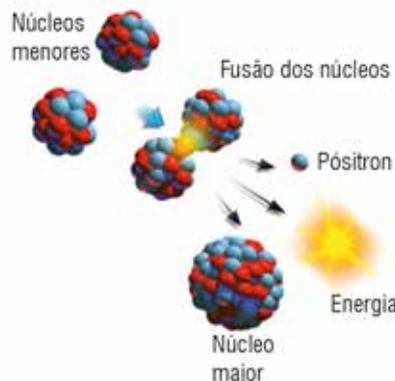
Explosão de uma bomba nuclear a fissão. Em detalhe, o típico cogumelo da explosão.



Representação de uma usina nuclear americana.

## 5.2 Reações de fusão nuclear

A fusão nuclear é um importante tipo de reação de transmutação artificial caracterizada pela junção de dois pequenos núcleos e obtenção de um novo núcleo maior e muita energia como produtos.



Esquema de uma reação de fusão.

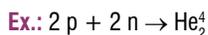
A energia de ativação para a reação de fusão é extremamente grande, pois é necessária uma enorme proximidade entre os dois núcleos positivos que se repelem cada vez mais. Sendo assim, para se conseguir a fusão é preciso que sejam atingidas temperaturas muito altas e é por isso que o exemplo mais comum desse tipo de reação está no sol e na maioria das estrelas. A bomba de hidrogênio é um exemplo de fusão não controlada.

Alguns fatores tornam o controle da fusão um dos principais desafios da ciência moderna:

- A quantidade de energia liberada nas reações de fusão é muito grande, muito maior que a quantidade gerada nas reações de fissão.
- A quantidade de combustível utilizada em possíveis reatores será muito pequena, fato esse que torna os reatores de fusão bastante seguros.
- Os produtos de uma reação de fusão são núcleos pequenos e geralmente não radioativos, o que faz com que o lixo nuclear resultante da fusão seja muito menos problemático que o lixo nuclear resultante da fissão.

## 6. Medida da Estabilidade Nuclear

Quando os prótons e nêutrons se unem para formar um núcleo, há liberação de energia; quanto maior a energia liberada, menor será o conteúdo de energia do núcleo e, portanto, maior será sua estabilidade.



massa do próton = 1,00759  
massa real do He = 4,00277

massa do nêutron = 1,00897  
massa teórica =

$$\text{DEFEITO DE MASSA} = \text{massa teórica} - \text{massa real}$$

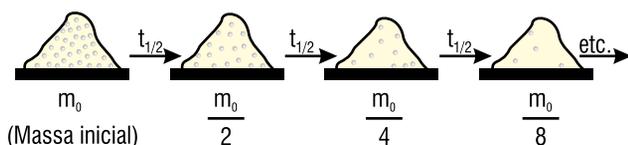
O defeito de massa é transformado em energia segundo a equação de Einstein:

$$\Delta E = \Delta m \times c^2$$

**Observação:** Energia de empacotamento (ou energia de ligação do núcleo) corresponde à razão  $\frac{\Delta E}{\text{núcleon}}$ . Quanto maior for essa energia liberada, maior a estabilidade do núcleo. Núcleon é o número de partículas nucleares (prótons + nêutrons).

## 7. Tempo de meia vida

Quando os elementos radioativos emitem suas respectivas radiações, eles se transformam em outros elementos (transmutação natural). Sendo assim, a quantidade de material radioativo original vai diminuindo a cada emissão. O tempo necessário para que a quantidade inicial se reduza à metade é dito tempo de meia vida e é característico para cada elemento. Elementos com tempo de meia vida alto apresentam um processo de desintegração (emissão) lento, enquanto elementos com pequenos tempos de meia vida se desintegram rapidamente.



Representação esquemática do tempo de meia vida.

Matematicamente temos:

$$m = \frac{m_0}{2^x}; \quad x = \frac{\Delta t}{t_{1/2}}$$

onde:

- $m$  é a massa da amostra após um tempo  $\Delta t$  de desintegração;
- $m_0$  é a massa inicial da amostra;
- $t_{1/2}$  é o tempo de meia vida do elemento em questão.

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**01** Explique por que, embora raios gama sejam mais penetrantes que partículas alfa, estas são mais prováveis de causar danos ao organismo. Qual tipo de radiação é mais efetiva em causar ionização de biomoléculas?

#### Solução:

Embora raios gama penetrem o tecido humano de maneira profunda, eles não possuem massa e são pouco retidos no tecido, causando pequena ionização de biomoléculas. Partículas alfa, que possuem massa, são mais efetivas em causar ionização e produzem um extenso dano uma vez que estejam alocadas no organismo.

**02** Calcule a energia de ligação por núcleon para o núcleo do  ${}^4_2\text{He}$ . Massas atômicas necessárias:  ${}^4_2\text{He} = 4,0026 \text{ u}$ ;  ${}^1_1\text{H} = 1,0078 \text{ u}$ . Massa do nêutron =  $1,0087 \text{ u}$ .

#### Solução:

Inicialmente devemos calcular o defeito de massa ( $\Delta m$ ) para o  ${}^4_2\text{He}$ . Já que as massas atômicas (que incluem a massa dos elétrons) são fornecidas, precisamos analisar como a massa do elétron será levada em conta:

$$4,0026 \text{ u} = \text{massa do } {}^4_2\text{He} = \text{massa do núcleo do } {}^4_2\text{He} + 2 m_e \text{ (massa do elétron)}$$

$$1,0078 \text{ u} = \text{massa do } {}^1_1\text{H} = \text{massa do núcleo do } {}^1_1\text{H} (= \text{a massa do próton}) + m_e$$

Já que o núcleo do  ${}^4_2\text{He}$  é "sintetizado" a partir de dois prótons e dois nêutrons, temos que:

$$\Delta m = (\text{massa do núcleo de } {}^4_2\text{He}) - 2(\text{massa do próton}) - 2(\text{massa do nêutron})$$

$$\Delta m = (4,0026 - 2 m_e) - 2(1,0078 - m_e) - 2(1,0087)$$

$$\Delta m = -0,0304 \text{ u}$$

Note que a massa do elétron é cancelada ao se calcular o defeito de massa. Assim,  $0,0304 \text{ u}$  é convertido em energia quando se forma o núcleo de  ${}^4_2\text{He}$ .

A energia correspondente pode ser calculada a partir da equação  $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ :

$$\Delta E = \left( -0,0304 \frac{\text{u}}{\text{núcleo}} \right) \left( 1,66 \cdot 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{u}} \right)$$

$$(3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}^2)^2$$

$$\Delta E = -4,55 \cdot 10^{-12} \text{ J/núcleo.}$$

Como cada núcleo é constituído por 4 núcleons, a energia de ligação (ou energia de empacotamento) por núcleon será igual a  $1,14 \cdot 10^{-12} \text{ J/núcleon}$ .

Sabendo que  $1 \text{ elétron-volt (eV)} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ , a energia de ligação por núcleon será  $7,13 \cdot 10^6 \text{ eV}$  ou  $7,13 \text{ MeV}$ .

### EXERCÍCIOS NÍVEL 1

#### 01 (UEPB)

"A alquimia propunha-se a acelerar o crescimento dos metais... Todos os minerais, deixados em repouso em suas matrizes tectônicas, teriam acabado tornando-se ouro, mas após centenas ou milhares de séculos. Da mesma forma como o metalurgista transforma os embriões (minerais) em metais, acelerando o crescimento iniciado pela Mãe-Terra, o alquimista sonha aumentar esta aceleração, coroando-a com a transmutação final de todos os metais comuns no metal nobre, que é o ouro".

(ELIADE, M. Herrero y Alquimistas apud Goldfarb, A.M. Da alquimia à química. São Paulo:

Qual dos processos abaixo sustenta a ideia de que um elemento químico pode se transmutar (transformar) em outro?

- |                        |                     |
|------------------------|---------------------|
| (A) Transmutabilidade. | (D) Radioatividade. |
| (B) Oxirredução.       | (E) Sublimação.     |
| (C) Azeotropismo.      |                     |

**02 (ITA SP)** Considere um nuclídeo instável emissor de partículas beta negativas. Esta emissão terá o seguinte efeito:

- |                                  |                                   |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| _____ número atômico do nuclídeo | _____ número de massa do nuclídeo |
| (A) aumenta de um;               | permanece inalterado              |
| (B) permanece inalterado;        | diminui de um                     |
| (C) diminui de um;               | diminui de um                     |
| (D) aumenta de um;               | aumenta de um                     |
| (E) diminui de um;               | permanece inalterado              |

**03 (UECE)** Analise as afirmativas abaixo. Nas reações nucleares,

- participam os prótons e os nêutrons do interior do núcleo
- a massa dos produtos é sempre igual à massa dos reagentes
- os núcleos dos átomos se desintegram para formar núcleos de outros átomos, quando liberam partículas  $\alpha$  ou  $\beta$ ;
- a soma das cargas nucleares dos produtos deve ser igual à soma das cargas nucleares dos reagentes
- as variações de energia são irrelevantes

São verdadeiras:

- I, II, IV
- I, III e IV
- II, III e V
- I, III e V

**04 (UEPG)** Uma série radioativa consiste em um conjunto de radioisótopos que são formados a partir de um radioisótopo inicial, pela sucessiva emissão de partículas alfa e beta. Na série radioativa que se inicia com o  ${}^{237}_{93}\text{Np}$  e termina com o  ${}^{209}_{83}\text{Bi}$ , o número de partículas alfa e beta emitidas é de, respectivamente:

- (A) 3 e 5 (D) 5 e 2  
 (B) 7 e 4 (E) 8 e 6  
 (C) 6 e 3

**05 (UNIFESP)** O hidrogênio natural é encontrado na forma de três isótopos de números de massa, 1, 2 e 3, respectivamente:  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ , e  ${}^3_1\text{H}$ . As tabelas periódicas trazem o valor 1,008 para a sua massa atômica, referida ao isótopo 12 do carbono.

Esses dados permitem concluir que:

- (A) o isótopo mais abundante deve ser o  ${}^2_1\text{H}$ .  
 (B) o isótopo  ${}^1_1\text{H}$  deve apresentar maior velocidade de difusão.  
 (C) a fusão de dois átomos de  ${}^2_1\text{H}$  deve produzir um átomo de hélio.  
 (D) os comportamentos químicos dos isótopos devem ser diferentes entre si.  
 (E) um átomo de  ${}^2_1\text{H}$  deve pesar 1/12 de um átomo de  ${}^{12}_6\text{C}$ .

**06 (UFPI)** Qual das equações radioquímicas dadas representa o processo de fusão nuclear?

- (A)  ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{142}_{56}\text{Ba} + {}^{91}_{36}\text{Kr} + 3 {}^1_0\text{n}$   
 (B)  ${}^1_1\text{H} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^2_2\text{He} + {}^1_0\text{n}$   
 (C)  ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$   
 (D)  ${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$   
 (E)  ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{234}_{90}\text{Th}$

**07 (UFRJ)** Em sua 42ª Assembleia Geral, realizada em 2003, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) oficializou o nome darmstádio, com símbolo Ds, para o elemento químico resultante da fusão nuclear de isótopos de níquel de número de massa 62 com isótopos de chumbo de número de massa 208, havendo a liberação de 1 nêutron.

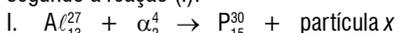
- a. Calcule o n° de massa do darmstádio.  
 b. Os átomos de darmstádio são extremamente instáveis e decaem até o nobélio através da emissão de partículas  $\alpha$ . Determine o número de partículas  $\alpha$  emitidas e os elementos gerados durante o processo de decaimento radioativo do darmstádio até o nobélio.

**08 (PUC-SP)** Partindo-se de um átomo radioativo, chega-se ao elemento  ${}^{206}_{82}\text{Pb}$  através de três decaimentos  $\beta$  e dois  $\alpha$ . Indique os números atômico e de massa para este átomo radioativo.

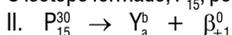
**09 (Cesgranrio)** A desintegração de um elemento radioativo ocorre segundo a sequência  $X \rightarrow Y \rightarrow V \rightarrow W$ , pela emissão de partículas  $\beta$ ,  $\beta$  e  $\alpha$ , respectivamente. Podemos, então, afirmar que são isótopos:

- (A) V e W. (D) X e V.  
 (B) Y e W. (E) X e Y.  
 (C) Y e V.

**10 (VUNESP)** O primeiro isótopo radioativo artificialmente produzido foi o  ${}^{30}_{15}\text{P}$ , através do bombardeio de lâmina de alumínio por partículas  $\alpha$ , segundo a reação (I):



O isótopo formado,  ${}^{30}_{15}\text{P}$ , por sua vez, emite um pósitron, segundo a reação (II):



Balanceie as equações (I) e (II), identificando a partícula x, e fornecendo os números atômico e de massa do elemento Y formado.

**11 (UFF)** Sessenta anos após o fim da Segunda Guerra Mundial, ainda nos indignamos com a tragédia lançada sobre Hiroshima e Nagasaki. A bomba que destruiu essas cidades marcou o início da era nuclear. O fenômeno se constitui de uma reação em cadeia, liberando uma grande quantidade de energia, muito maior do que aquela envolvida em reações químicas. Em virtude disso, a fissão nuclear é usada nas usinas termoelétricas, que visam a transformar energia térmica em energia elétrica. O combustível principal é o Urânio.

Considerando as equações abaixo:



- a. determine X e Y, com número atômico e número de massa de cada um.  
 b. Sabendo-se que o tempo de meia vida do Urânio ( ${}^{235}_{92}\text{U}$ ) é 4,5 bilhões de anos, calcule o tempo necessário para reduzir a 1/4 uma determinada massa desse nuclídeo.

**12 (UFRJ)** A tabela a seguir apresenta os tempos de meia-vida de diversos radioisótopos:

Radioisótopo	Tempo de meia-vida
$\text{Tl}^{206}$	4 min
$\text{Tl}^{207}$	5 min
$\text{Pb}^{209}$	3 horas
$\text{Bi}^{211}$	2 min
$\text{Bi}^{213}$	47 min
$\text{Ra}^{223}$	11 dias
$\text{Ac}^{225}$	10 dias

- a. O metal alcalino-terroso relacionado na tabela emite uma partícula alfa. Determine o número de nêutrons do produto dessa desintegração.  
 b. Por decaimentos sucessivos, a partir do  ${}^{219}\text{Rn}$ , ocorrem as emissões de duas partículas alfa e uma partícula beta, originando um novo radioisótopo X.  ${}^{219}\text{Rn} \rightarrow X + \text{emissões}$ . Consultando a tabela apresentada, determine o tempo necessário para que uma massa inicial de 400g de X seja reduzida a 100g.

**13 (UFG)** O texto, a seguir, foi adaptado da revista “Ciência Hoje”.

“Pela primeira vez, um estudo apontou as propriedades químicas do elemento 107 da tabela periódica. Descoberto em 1976, o bóhrio só foi batizado 20 anos depois. Seu nome homenageia o Dinamarquês Niels Bohr [...] O bóhrio ( ${}^{267}_{107}\text{Bh}$ ) tem vida de 17 segundos, o que tornou possível testar suas propriedades químicas [...] produziram seis átomos de bóhrio-267 [...] ele só pode ser produzido na proporção de um átomo a cada vez...”

Sobre o bóhrio, julgue os itens:

- 1 ( ) é um elemento radioativo.  
 2 ( ) seu tempo de vida média é de 17s.  
 3 ( ) tem número de nêutrons igual a 107.  
 4 ( ) é um elemento natural, pouco abundante.

**14 (FUVEST)** Um centro de pesquisa nuclear possui um ciclotron que produz radioisótopos para exames de tomografia.

Um deles, o Flúor-18 (18F), com meia-vida de aproximadamente 1h30min, é separado em doses, de acordo com o intervalo de tempo entre sua preparação e o início previsto para o exame. Se o frasco com a dose adequada para o exame de um paciente A, a ser realizado 2 horas depois da preparação, contém  $NA$  átomos de 18F, o frasco destinado ao exame de um paciente B, a ser realizado 5 horas depois da preparação, deve conter  $NB$  átomos de 18F, com

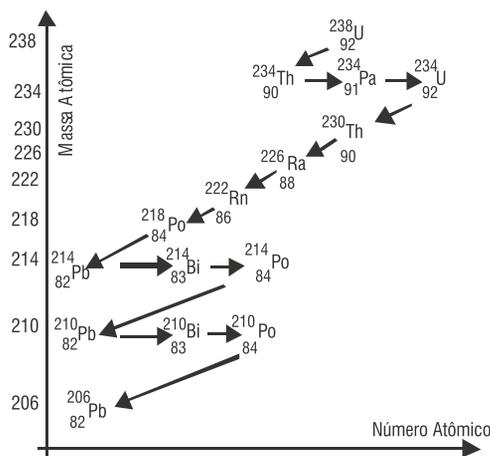
- (A)  $NB = 2 NA$   
 (B)  $NB = 3 NA$   
 (C)  $NB = 4 NA$   
 (D)  $NB = 6 NA$   
 (E)  $NB = 8 NA$

**15 (UEMT)** A reação nuclear  ${}_1\text{H}^1 + {}_1\text{H}^3 \rightarrow {}_2\text{He}^4$  desenvolve uma quantidade fabulosa de energia, ou seja, da ordem de  $5 \cdot 10^8$  kcal para cada mol de He formado, havendo necessariamente uma variação de massa do sistema. Esta variação de massa poderá ser calculada através da:

- (A) lei de Coulomb.  
 (B) lei de Faraday.  
 (C) lei de Lavoisier.  
 (D) equação de Planck.  
 (E) equação de Einstein.

**16** Calcule a energia de empacotamento do núcleo do átomo de hélio. (Pesquise as informações do átomo de hélio)

**17 (UFG)** Observe o gráfico, a seguir, que representa a sequência de decaimento radioativo do urânio ao chumbo:



Nesse gráfico:

01. Pb, Bi e Po são isótopos de massa 214.  
 02. estão representados dois isótopos radioativos do chumbo (Pb).  
 03. o urânio decai a tório por emissão de radiação  $\alpha$ .  
 04. o radônio (Rn), um gás nobre, não é radioativo.

**18 (UEPG)** Sobre a radioatividade e os processos radioativos, assinale o que for correto.

01. Radioatividade corresponde à emissão espontânea de partículas e de radiações eletromagnéticas feitas por núcleos atômicos instáveis, com o propósito de adquirir estabilidade.

02. A emissão de partículas radioativas transforma o elemento químico, pois modifica o seu número atômico.  
 04. A radioatividade é uma propriedade essencialmente nuclear, isto é, não depende do tipo de composto químico onde se encontra o átomo radioativo, nem das condições físicas tais como fase de agregação, temperatura e pressão às quais o composto radioativo é submetido.  
 08. A intensidade de emissão de partículas radioativas é proporcional à quantidade de elemento radioativo presente.  
 16. A reação  ${}_2\text{H} + {}_3\text{H} \rightarrow {}_4\text{H} + {}_0\text{n}$  constitui um exemplo de fusão nuclear, a qual ocorre com a liberação de uma grande quantidade de energia.

**19 (ENEM)** Considere um equipamento capaz de emitir radiação eletromagnética com comprimento de onda bem menor que a da radiação ultravioleta. Suponha que a radiação emitida por esse equipamento foi apontada para um tipo específico de filme fotográfico e entre o equipamento e o filme foi posicionado o pescoço de um indivíduo. Quanto mais exposto à radiação, mais escuro se torna o filme após a revelação. Após acionar o equipamento e revelar o filme, evidenciou-se a imagem mostrada na figura a seguir.



Dentre os fenômenos decorrentes da interação entre a radiação e os átomos do indivíduo que permitem a obtenção desta imagem inclui-se a:

- (A) absorção da radiação eletromagnética e a consequente ionização dos átomos de cálcio, que se transformam em átomos de fósforo.  
 (B) maior absorção da radiação eletromagnética pelos átomos de cálcio que por outros tipos de átomos.  
 (C) maior absorção da radiação eletromagnética pelos átomos de carbono que por átomos de cálcio.  
 (D) maior refração ao atravessar os átomos de carbono que os átomos de cálcio.  
 (E) maior ionização de moléculas de água que de átomos de carbono.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (ITA)** Em relação ao tempo de meia vida do Césio 137, livre ou combinado, são feitas as afirmações seguintes.

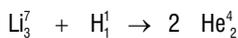
- Ia. Ele decresce com o aumento da temperatura.  
 Ib. Ele independe da temperatura.  
 Ic. Ele cresce com o aumento da temperatura.  
 Iia. Ele decresce com o aumento da pressão.  
 Iib. Ele independe da pressão.  
 Iic. Ele cresce com o aumento da pressão.  
 IIIa. Ele é o mesmo tanto no Césio elementar como em todos os compostos de Césio.  
 IIIb. Ele varia se são mudados os outros átomos ligados ao átomo de Césio.

As afirmações que são CORRETAS são:

- (A) Ib; Ic; IIIa.  
 (B) Ic; Iia; IIIa.  
 (C) Ia; IIb; IIIb.  
 (D) Ic; IIc; IIIb.  
 (E) Ib; IIb; IIIa.

**02** Baseado na razão ideal  $n/p$ , onde  $n$  representa o número de nêutrons e  $p$  prótons, determine qual das emissões é a mais provável dentre as emissões alfa, beta ou de um pósitron para cada um dos elementos abaixo:  $K^{40}$ ,  $Ni^{66}$ ,  $Pu^{239}$ ,  $Pa^{231}$ ,  $U^{238}$  e  $Bi^{210}$ .

**03 (IME)** A reação nuclear abaixo é exo ou endotérmica? Por quê?



(Massas atômicas:  $Li = 7,01822$  u;  $H = 1,00812$  u;  $He = 4,00391$  u.)

**04** Em uma discussão com seus amigos sobre fontes de energia, você resolveu mostrar-lhes o potencial da energia nuclear. Para tanto, avalie a massa de gasolina necessária para gerar a energia correspondente a 1 g de  $U^{235}$  sabendo que a fissão de cada um de seus átomos deu origem a dois nêutrons e fragmentos que, após sucessivas desintegrações  $\beta$ , apresentaram 94,945 e 138,955 u. (Massas atômicas:  $U^{235} = 235,124$  e nêutron = 1,009.)

(Considere o calor de combustão da gasolina igual a 500 kJ/mol e sua MM média igual a 114.)

**05 (FESP)** Qual das afirmativas abaixo é a verdadeira?

- (A) o princípio da incerteza de Heisenberg contribuiu para validar as idéias de Bohr em relação às órbitas estacionárias;
- (B) o princípio de “DE BROGLIE” atribui aos elétrons propriedades ondulatórias, mas restringe essas propriedades ao fato de os elétrons não estarem em movimento;
- (C) conforme o princípio de exclusão de Pauli, dois elétrons de um mesmo átomo devem diferir entre si, pelo menos por um de seus quatro números quânticos;
- (D) a mecânica ondulatória, aplicada à estrutura interna do átomo, prevê que cada nível de energia é com posto fundamentalmente por um subnível.
- (E) o número quântico magnético está relacionado com o movimento dos elétrons em um nível e não é utilizado para determinar a orientação de um orbital no espaço, em relação aos outros orbitais.

**06** Sabendo que 1 mol de  $H_2$  (g), ao formar  $H_2O$  (g), libera 57,8 kcal/mol e que a reação nuclear  $H_2^1 + H_1^3 \rightarrow He_2^4 + n_0^1$  libera  $4,046 \times 10^8$  kcal/mol, calcule a massa de  $H_2$  (g), em toneladas, que seria necessária queimar caso se desejasse obter a mesma quantidade de energia que a liberada na fusão de 1 mol de deutério. (Considere a massa do hidrogênio igual a 1,00.)

**07 (ITA)** Considere as seguintes afirmações:

- I. A radioatividade foi descoberta por Marie Curie.
- II. A perda de uma partícula beta de um átomo de  ${}_{33}As^{75}$  forma um átomo de número atômico maior.
- III. A emissão de radiação gama a partir do núcleo de um átomo não altera o número atômico e o número de massa do átomo.
- IV. A desintegração de  ${}_{88}Ra^{226}$  a  ${}_{83}Po^{214}$  envolve a perda de 3 partículas alfa e de duas partículas beta.

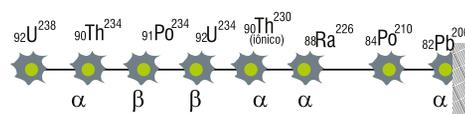
Das afirmações feitas, estão corretas:

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

**08 (IME)** Com relação às emissões radioativas observadas no planeta Terra, assinale a alternativa correta:

- (A) A emissão de uma partícula  $\alpha$  resulta em um elemento situado em uma posição imediatamente à direita do elemento original, na tabela periódica.
- (B) A radiação  $\gamma$  frequentemente acompanha uma emissão  $\alpha$  ou  $\beta$ .
- (C) Raios  $\gamma$  são radiações eletromagnéticas, de comprimento de onda superior ao da luz visível, cuja emissão não resulta em mudanças do número atômico ou do número de massa do elemento.
- (D) O decaimento  $\alpha$  se deve à alta instabilidade do núcleo de  ${}^4_2He$  o que faz com que este se separe facilmente de núcleos maiores.

**09 (UFF)**



Observando a série de urânio acima representada, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número de nêutrons, prótons e elétrons emitidos na desintegração de um núcleo de  ${}_{92}U^{238}$  até  ${}_{82}Pb^{206}$ :

- (A) 32, 32, 10.
- (B) 16, 16, 6.
- (C) 10, 10, 5.
- (D) 8, 8, 6.
- (E) 8, 8, 5.

**10 (UERJ)** Considere a tabela a seguir, na qual são apresentadas algumas propriedades de dois radioisótopos, um do polônio e um do rádio.

Radioisótopo	Meia-vida (anos)	Partícula emitida
Polônio – 208	3	$\alpha$
Rádio – 224	6	$\alpha$

Em um experimento, duas amostras de massas diferentes, uma de polônio-208 e outra de rádio-224, foram mantidas em um recipiente por 12 anos. Ao final desse período, verificou-se que a massa de cada um desses radioisótopos era igual a 50 mg.

Calcule a massa total, em miligramas, de radioisótopos presente no início do experimento.

Escreva também os símbolos dos elementos químicos formados no decaimento de cada um desses radioisótopos.

**11 (CESGRANRIO)** A mamografia é um método que utiliza um aparelho de Raios X para o diagnóstico precoce do câncer de mama, através da obtenção de imagens radiográficas do tecido mamário. Os Raios X são radiações eletromagnéticas de alta energia.

Explique o que são Raios X, como são produzidos e classifique esse tipo de radiação como ionizante ou não ionizante, justificando sua resposta.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 3

**01 (OLIMPIADA BRASILEIRA)**

“Glenn T. Seaborg foi um dos cientistas que mais contribuiu para reescrever a tabela periódica dos elementos e o único a ser homenageado em vida com o nome de um elemento químico. Seaborg faleceu p.p. em 25 de fevereiro p.p., aos 86 anos de idade, de complicações de um derrame que sofreu durante a reunião semestral da ACS – Sociedade Americana de Química realizada em agosto p.p., em Boston.”

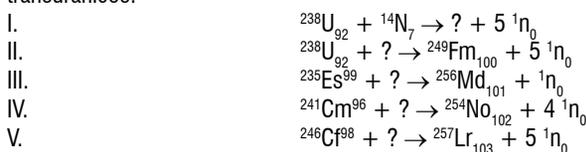
Descobridor de muitos elementos transurânicos, ele atrasou o anúncio da descoberta do plutônio (1940-41), ao dar-se conta que ele poderia ser adequado para a construção de uma bomba atômica.....

As pesquisas de Seaborg sobre os elementos transurânicos culminaram com o recebimento do Prêmio Nobel de Química de 1951, juntamente com o físico da UCB Edwin M. McMillan (1907-1991).....

Com o pós-graduando Arthur C. Wahl e outros colaboradores, conseguiu isolar e identificar o plutônio e outros quatro elementos. Após ganhar o Prêmio Nobel, ele ainda esteve envolvido na descoberta de mais cinco elementos.....”

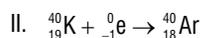
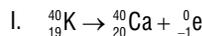
[Trechos da nota da Sociedade Brasileira de Química (SBQ), baseada no artigo A legend has left us, de Sophie L. Wilkinson, no Chemical & Engineering News de 08/03/99, vol. 77, n. 10, pp.29-31]

- a. Que são elementos transurânicos ?  
b. Complete as seguintes reações, empregadas na síntese de elementos transurânicos:



- c. Durante a II Guerra Mundial desenvolveu-se uma técnica de enriquecimento de urânio, baseada na Lei de Graham. Para separar  ${}^{235}\text{U}$  do isótopo mais abundante,  ${}^{238}\text{U}$ , todo o urânio era transformado em um fluoreto ( $\text{UF}_x$ ), cujo ponto de ebulição é  $56^\circ\text{C}$  e, a partir das diferenças de velocidades na efusão dos dois fluoretos ( ${}^{235}\text{UF}_x$  e  ${}^{238}\text{UF}_x$ ), ocorria a separação. Sabendo que a velocidade de efusão do  ${}^{238}\text{UF}_x$  é de  $17,7 \text{ mg/h}$  e, nas mesmas condições, a velocidade de efusão do  ${}^{235}\text{UF}_x$  é de  $15 \text{ mg/h}$ , determine o valor de “x” no  ${}^{238}\text{UF}_x$ .  
 d. Em que diferem a “bomba atômica” e a “bomba de hidrogênio”? Por que a bomba de hidrogênio precisa de um “estopim” para explodir?

**02 (ITA SP)** O tempo de meia-vida ( $t_{1/2}$ ) do decaimento radioativo do potássio 40 ( ${}^{40}_{19}\text{K}$ ) é igual a  $1,27 \times 10^9$  anos. Seu decaimento envolve os dois processos representados pelas equações seguintes:



O processo representado pela equação I é responsável por 89,3 % do decaimento radioativo do  ${}^{40}_{19}\text{K}$  enquanto que o representado pela equação II contribui com os 10,7 % restantes. Sabe-se, também, que a razão em massa de  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$  e  ${}^{40}_{19}\text{K}$  pode ser utilizada para a datação de materiais geológicos. Determine a idade de uma rocha, cuja razão em massa de  ${}^{40}_{18}\text{Ar}/{}^{40}_{19}\text{K}$  é igual a 0,95. Mostre os cálculos e raciocínios utilizados.

**03 (IME)** Dada a equação nuclear  ${}^{235}_{92}\text{U} + 1 {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^x\text{n}_a + {}^y\text{n}_b + 3 {}^1_0\text{n}$  e utilizando os dados abaixo, pede-se:

PARTÍCULA	MASSA (u.m.a.)
${}^{235}_{92}\text{U}$	235,0439
${}^{94}_{38}\text{Sr}$	93,9154
${}^{139}_{56}\text{Ba}$	138,9086
${}^{139}_{54}\text{Xe}$	138,9178
${}^1_0\text{n}$	1,0087

- a. identificar os isótopos A e B, justificando mediante cálculo  
 b. calcular a energia liberada pela fissão de  $1 \text{ mol } {}^{235}\text{U}_{92}$ .  
 Dados:  $c = 3,0000 \times 10^8 \text{ m/s}$  e  $1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

### RASCUNHO

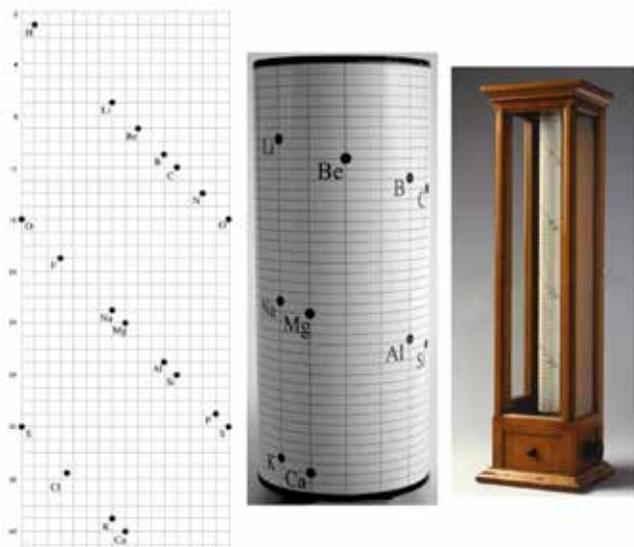
## 1. Histórico da tabela periódica

O início do século XIX é marcado pela descoberta de muitos elementos. No entanto, os cientistas não sabiam de que maneira poderiam organizá-los nem mesmo haviam adquirido um conhecimento consolidado a respeito de muitos conceitos, dentre eles a massa atômica. No ano de 1815, o químico inglês William Prout afirmou que todos os elementos eram formados por uma mesma unidade fundamental igual ao átomo de hidrogênio, resultando em massas atômicas inteiras tomando a massa do hidrogênio igual a uma unidade. Essa hipótese foi desestruturada quando as massas atômicas começaram a ser determinadas com uma maior precisão, como em 1828 por Jöns Jakob Berzelius no caso do C<sup>12</sup><sub>35,45</sub>.

Mesmo que Prout não estivesse certo, sua hipótese não foi inválida. Sua principal contribuição foi a atenção voltada às massas atômicas dos elementos. Baseado em observações dessa característica, Johann Wolfgang Dobereiner determina certos grupos de três elementos que possuíam uma relação nessa grandeza. Veja alguns exemplos de tríades estudadas por Dobereiner: Ca<sup>40,08</sup>, Sr<sup>87,62</sup> e Ba<sup>137,33</sup> Li<sup>6,94</sup>, Na<sup>22,99</sup> e K<sup>39,09</sup>

Perceba que:  $(137,33 + 40,08)/2 = 88,70$  e  $(39,09 + 6,94)/2 = 23,01$ . Que são, aproximadamente as massas do Sr e do Na, respectivamente. Porém, o trabalho de Dobereiner não teve grande repercussão no universo químico do momento, tendo sua principal importância no fato de ser um pioneiro na tentativa de agrupar substâncias baseado em uma determinada propriedade.

Apesar dessa primeira tentativa, ainda não passava na mente dos cientistas da época que propriedades dos elementos seguiriam algum padrão. Até que em 1862, o geólogo francês Alexandre Emile Béguyer de Chancourtois publicou sua versão da tabela, a qual foi baseada nas mais recentes medidas de massa atômica e, por sua disposição espacial na forma de um parafuso, indicava claramente a periodicidade que haveria dentre os elementos. O parafuso telúrico, como é chamado, previa uma organização através das massas atômicas. Veja a seguir:



“Tellurique Vis” – Nome dado por Chancourtois à sua versão da tabela.

Em 1864 temos a proposição de mais um modelo de tabela: o modelo das oitavas de Newlands. John Alexander Reina Newlands, químico inglês, agrupou os compostos que possuíam propriedades semelhantes em linhas. Em cada coluna dispôs os elementos baseado nos seus pesos e, com isso, percebeu

que o 8º elemento seguinte era, em geral, semelhante ao 1º. Pautado na música e nas suas observações, propôs a Lei das Oitavas. A princípio, seu trabalho foi ridicularizado, mas após a publicação de Mendeleev recebeu devidos créditos.

Em 1869, 1870: a tabela começa então a ganhar a forma atual. Dmitri Mendeleev e Julius Lothar Meyer, independentemente, desenvolvem uma tabela baseada na periodicidade (Lei da periodicidade) nas colunas e nas massas atômicas para ordenar os elementos nas linhas. O grande diferencial de Mendeleev foi deixar espaços a serem preenchidos por elementos ainda não descobertos e, ainda mais, realizar previsões incrivelmente precisas sobre essas substâncias: como é o caso do eka-silício (Germânio) e do eka-alumínio (Gálio). Além disso, quando havia discrepâncias entre massa atômica e propriedade, o cientista priorizou o critério das propriedades em sua organização, o que possibilitou ainda mais proximidade com o modelo atual.

Com a descoberta da radioatividade em 1896 por Henry Becquerel e com os estudos posteriores de Rutherford, do casal Curie, Soddy, entre outros; surge a necessidade de reformular a lei periódica de Mendeleev, visto que a massa atômica não se mostrava uma propriedade intrínseca de um átomo devido à existência de isótopos. Com isso, em 1913 o físico Henry Gwyn Jeffreys Moseley montou uma tabela que, no geral, é igual à que se usa nos dias de hoje, baseada no número atômico.

## 2. A tabela periódica atual

Moseley propôs o princípio da classificação periódica moderna, no qual os elementos estão dispostos de acordo com a ordem crescente de número atômico. Segundo ele, importantes propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas dos respectivos número atômicos. É importante ressaltar que o princípio básico da tabela periódica atual foi idealizado por Moseley, mas a organização tal como utilizamos hoje foi também fruto do trabalho de outros cientistas como, por exemplo, Werner e Burry.

### Tabela Periódica dos Elementos

Sendo assim, a tabela atual dispõe os elementos em ordem crescente de número atômico, definindo na horizontal os períodos e na vertical (em colunas) as famílias (ou grupos). No total, há 18 famílias e 7 períodos.

### 2.1 Períodos ou séries

O número do período corresponde à quantidade de níveis de energia (camadas) que os elementos químicos apresentam. O sexto período é o maior e o primeiro é o menor. O número de elementos nos 6 primeiros

períodos são 2, 8, 8, 18, 18 e 32, respectivamente. O último período não tem número de elementos definido pois os novos elementos que são descobertos a cada ano o ocupam.

Seguem alguns exemplos:

- ▶ Be ( $Z = 4$ )  $1s^2 2s^2$ ; 2º período. Apresenta elétrons nas camadas K e L.
- ▶ Al ( $Z = 13$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; 3º período. Apresenta elétrons nas camadas K, L e M.

As séries dos Lantanídeos e dos Actinídeos, deslocados do corpo da tabela periódica apresentam 6 e 7 camadas eletrônicas, por isso, ficam localizados no 6º e 7º períodos.

## 2.2 Famílias ou grupos

As famílias agrupam elementos químicos com a mesma distribuição eletrônica da camada de valência e portanto com as mesmas propriedades químicas.

### 2.2.1 Famílias A e Zero

São os chamados Elementos Representativos, sendo que todos apresentam o seu elétron diferenciador (mais energético) situado nos subníveis s ou p (elementos dos blocos “s” e “p”).

Família (atual)	Família (antigo)	Nome da família	Camada de valência	Exemplo
1	I A	Metais Alcalinos	$ns^1$	$Li_3 \quad 1s^2 2s^1$
2	II A	Metais Alcalinos Terrosos	$ns^2$	$Be_4 \quad 1s^2 2s^2$
13	III A	Família do Boro	$ns^2 np^1$	$Ga_{31} \quad \dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$
14	IV A	Família do Carbono	$ns^2 np^2$	$Si_6 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^1$
15	V A	Família do Nitrogênio	$ns^2 np^3$	$Sb_{51} \quad \dots 5s^2 4d^{10} 5p^3$
16	VI A	Calcogênios	$ns^2 np^4$	$S_{16} \quad \dots 3s^2 3p^4$
17	VII A	Halogênios	$ns^2 np^5$	$B_{135} \quad \dots 4s^2 3d^{10} 4p^5$
18	0 (zero)	Gases Nobres	$ns^2 np^6$	$Ar_{18} \quad \dots 3s^2 3p^6$

### 2.2.2 Famílias B

A maioria dos elementos das famílias B são chamados de Elementos de Transição e apresentam elétron mais energético localizado em subnível d ( $ns^2 (n-1)d^{1-10}$ ). Em grupos B também se localizam os elementos de Transição Interna, os quais estão nas séries dos Lantanídeos e dos Actinídeos e apresentam elétron mais energético em subníveis f ( $(n-2)f^{1-14} (n-1)d^{10} ns^2$ ).

Família (atual)	Família (antigo)	Camada de valência
3	III B	$(n+1)s^2 nd^1$
4	IV B	$(n+1)s^2 nd^2$
5	V B	$(n+1)s^2 nd^3$
6	VI B	$(n+1)s^1 nd^5$
7	VII B	$(n+1)s^2 nd^5$
8	VIII B	$(n+1)s^2 nd^6$
9	VIII B	$(n+1)s^2 nd^7$
10	VIII B	$(n+1)s^2 nd^8$
11	I B	$(n+1)s^1 nd^{10}$
12	IIB	$(n+1)s^2 nd^{10}$

## 2.3 Classificações dos elementos químicos

Os elementos químicos podem ser classificados de acordo com vários critérios que serão estudados a seguir:

### 2.3.1 Naturais e artificiais

Os elementos naturais são aqueles cujos átomos podem ser encontrados na constituição do mundo físico espontaneamente, ou seja, sem intervenção do homem. Já os elementos artificiais são os produzidos em laboratórios de pesquisa nuclear. São divididos em cicurânicos (antes do urânio, por exemplo, o tecnécio – Tc – e o promécio – Pm) e transurânicos (depois do urânio, por exemplo, o neptúncio – Np).

### 2.3.2 Cinco grupos básicos

O número de elementos conhecidos atualmente e o conhecimento preciso de suas propriedades nos permitem agrupar os elementos em cinco grupos diferentes, considerando as principais propriedades físico-químicas das substâncias simples que eles formam:

#### a) Metais

Na tabela periódica atual há 118 elementos químicos dos quais 91 são metais. A principal característica química dos elementos metálicos é a sua tendência de formar cátions (íons positivos). Em termos de propriedades físicas, os metais apresentam as seguintes características:

- São bons condutores de calor;
- são bons condutores de eletricidade;
- são maleáveis, ou seja, podem ser transformados em lâminas;
- são dúcteis, isto é, podem ser transformados em fios;
- possuem brilho metálico característico;
- possuem cor entre acinzentado e prateado, com exceção do ouro (dourado) e do cobre (avermelhado);
- a 25°C e 1 atm são sólidos (com exceção do mercúrio, que é líquido).

#### b) Ametais (ou não-metais)

São 11 os elementos que compõem essa categoria: carbono, nitrogênio, fósforo, oxigênio, enxofre, selênio, flúor, cloro, bromo, iodo e astato. A principal característica química dos ametais é a tendência em formar ânions (íons negativos). Em geral e salvo algumas exceções, as propriedades físicas dos não-metais apresentam-se de forma inversa àquelas dos metais:

- Não são bons condutores de calor (são isolantes térmicos);
- não são bons condutores de eletricidade (são isolantes elétricos);
- não possuem brilho característico como os metais;
- as exceções são o iodo,  $I_2(s)$  que se apresenta como um sólido cinza escuro com brilho metálico e a grafita, uma forma alotrópica do carbono,  $C_9(S)$ , que também possui brilho “metálico” e é um bom condutor de calor e eletricidade.

#### c) Semimetais

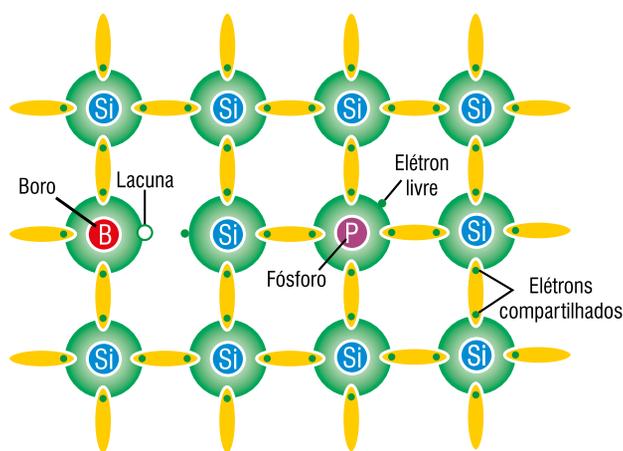
Os semimetais são sete elementos: boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio. As propriedades que esses elementos apresentam são intermediárias às propriedades dos metais e não-metais. Por esse motivo são chamados também de metalóides. Quimicamente, esses elementos podem formar cátions ou ânions, dependendo do meio onde se encontram. As principais características físicas são o brilho típico semimetálico e a semicondução de corrente elétrica.

Os semicondutores são um grupo de compostos com importantes aplicações tecnológicas e constituídos basicamente por semimetais. Esses compostos são isolantes a baixas temperaturas e apresentam aumento significativo da condutividade com o aumento da temperatura. Os semicondutores em geral apresentam baixa condutividade à temperatura ambiente.

O tratamento dos semicondutores para que eles se tornem condutores à temperatura ambiente é conhecido com dopagem. Quando puros, essas substâncias apresentam todos os orbitais eletrônicos completos, não havendo nenhuma possibilidade de mobilidade de cargas em baixas temperaturas.

Os semicondutores mais comuns são os do grupo IV (de germânico ou de silício) e os do grupo III-V (arseneto de gálio, nitreto de gálio, sulfeto de cádmio e arseneto de índio). Os elementos nesses compostos devem aparecer sempre dispostos em uma estrutura cristalina sem falhas ou imperfeições, o que justifica a necessidade de técnicas de produção elaboradas e especialmente desenvolvidas para garantir tal simetria.

A dopagem dos semicondutores é feita através da adição de pequenas quantidades de impurezas à rede semicondutora. Essas impurezas devem ter propriedades adequadas para alterarem o comportamento elétrico dessas substâncias da maneira desejada. Existem dopantes doadores (normalmente elementos da família V) e receptores de elétrons (normalmente elementos da família III), que produzem os semicondutores tipo n e tipo p, respectivamente.



Dopagem de semicondutores.

**d) Gases nobres**

Os gases nobres formam um total de seis elementos: hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio (isso sem contar o elemento 118) e, obviamente, são todos gases nas condições normais de temperatura e pressão. A principal característica é a inércia química, fato que pode ser comprovado pela não associação desses átomos com outros elementos quaisquer para formar moléculas, embora sob condições extremas de temperatura e pressão eles possam se combinar quimicamente com outros elementos. Além disso, são relativamente raros.

**e) Hidrogênio**

O hidrogênio é um elemento atípico e não se enquadra em nenhum grupo da tabela periódica, mas como apresenta apenas um elétron, acaba sendo incorporado à Família 1A (ou grupo 1) da tabela periódica, onde todos os demais elementos apresentam como característica um elétron na última camada. Seu comportamento é bastante variável dependendo das condições às quais ele é submetido quando associado a outros elementos.

**3. Propriedades periódicas e aperiódicas**

**3.1 Propriedades aperiódicas**

São aquelas cujos valores variam de maneira quase monótona à medida que o número atômico aumenta.

**Ex.:** massa atômica, calor específico.

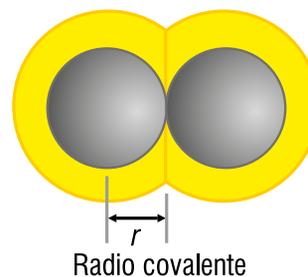
**3.2 Propriedades periódicas**

São aquelas cujos valores variam de maneira periódica à medida que o número atômico aumenta, ou seja, estão completamente associadas à posição dos elementos na tabela periódica.

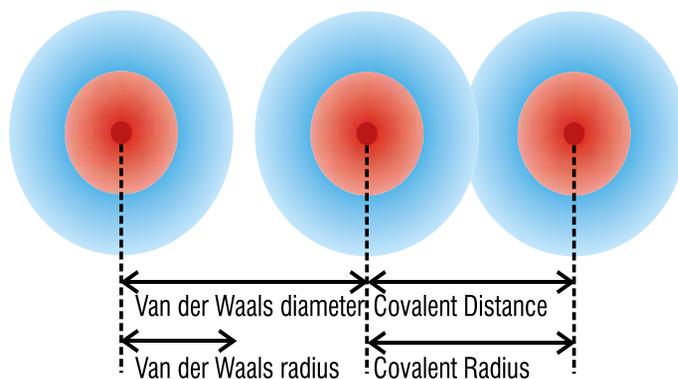
**3.2.1 Raio Atômico (tamanho do átomo)**

É a distância entre o centro do núcleo do átomo e o elétron mais afastado. Há três tipos de raios atômicos:

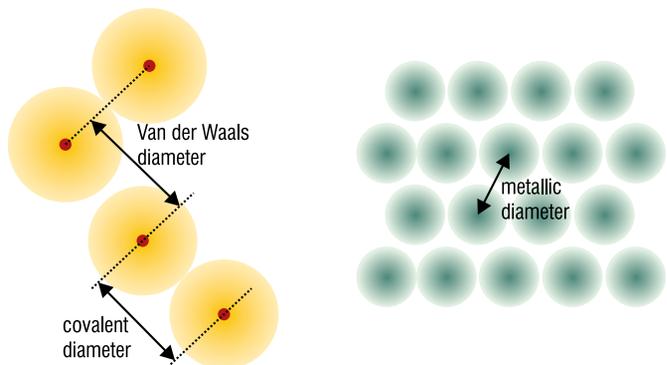
▶ **Raio covalente:** é definido como a metade da distância entre dois núcleos de átomos do mesmo elemento químico ligados por uma ligação covalente simples. ( $X_2$ )



▶ **Raio de Van der Waal's:** é a metade da distância internuclear entre dois átomos mais próximos, pertencentes a duas moléculas adjacentes no estado sólido.



▶ **Raio metálico:** é a metade da distância internuclear entre dois átomos vizinhos em uma ligação metálica.



Note que o raio de Van der Waals tende a ser maior que o raio metálico que, por sua vez, tende a ser maior que o raio covalente.

A tendência de variação do raio atômico na tabela periódica está representada na figura abaixo:



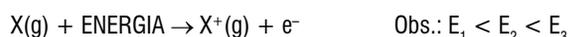
Note que à medida que se movimenta para baixo, o período (número de camadas) aumenta e consequentemente o raio também tende a aumentar. Já ao longo de um mesmo período (mesmo número de camadas), o aumento do número atômico implica uma maior força de atração eletrostática e, consequentemente, uma diminuição do raio.

**Obs. 1:** Blindagem eletrônica – Nos elementos de transição, com o crescimento de  $Z$ , aumenta o número de elétrons em camadas mais internas “amortecendo” a atração exercida pelo núcleo nos elétrons de valência. Esse fenômeno pode causar desvios nos valores esperados para os raios atômicos e demais propriedades relacionadas.

**Obs. 2:** O raio iônico é definido com a distância entre o núcleo de um cátion e o núcleo do ânion vizinho em um cristal iônico. Como regra geral, o raio do ânion é maior que o raio atômico que por sua vez é maior que o raio do cátion. Além disso, no caso de espécies isoeletrônicas, quanto maior o número atômico, menor o raio.

### 3.2.2 Potencial de ionização (ou Energia de ionização)

É a energia necessária para se remover o elétron mais afastado de uma espécie (átomo ou íon) isolada no estado gasoso. No caso da primeira energia de ionização ( $E_1$ ), o último elétron do átomo será retirado e se formará um cátion monovalente. No caso da segunda energia de ionização ( $E_2$ ), o elétron mais afastado do cátion monovalente será retirado e se formará um cátion bivalente. E assim por diante.



Os fatores que afetam os valores da energia de ionização são o raio atômico (ou iônico), o número quântico principal, a configuração eletrônica completamente preenchida ou completamente semipreenchida e o efeito de blindagem eletrônica.

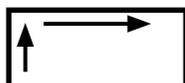
Quanto menor o raio, mais intensamente os elétrons estão ligados ao núcleo e por isso a energia de ionização deve ser maior.

Quanto maior o número quântico principal, maior o número de camadas, menor a interação do núcleo com os elétrons e por isso menor a energia de ionização.

Quando a espécie tiver a configuração eletrônica do último subnível completamente semipreenchida ou completamente preenchida, a energia de ionização será muito grande. Lembre que os subníveis com orbitais completamente preenchidos ou semipreenchidos apresentam o máximo de estabilidade.

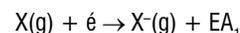
Se os elétrons internos blindarem efetivamente o núcleo, o elétron mais afastado terá uma pequena interação com os prótons e por isso a energia de ionização será pequena. Note que a blindagem será efetiva se os elétrons internos estiverem em orbitais dos tipos  $s$  e  $p$ , caso eles estejam em orbitais dos tipos  $d$  e  $f$ , a blindagem não será efetiva. (Para entender melhor os efeitos da blindagem eletrônica, leia o artigo “Carga Nuclear Efetiva e sua Consequência para a Compreensão da Estrutura Eletrônica dos Átomos” escrito por Hélio A. Duarte e publicado em <<http://qnint.s bq.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=37>>.

Sendo assim, pode-se concluir que a variação da energia de ionização ao longo da tabela periódica é de acordo com a figura abaixo:



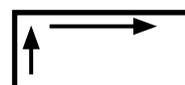
### 3.2.3 Eletroafinidade (ou Afinidade eletrônica)

É a energia envolvida quando uma espécie (átomo ou íon) isolada e no estado gasoso recebe um elétron. A primeira afinidade eletrônica está associada ao ganho de um elétron por um átomo neutro, isolado e no estado gasoso. A segunda afinidade eletrônica está associada ao ganho de um elétron por um ânion monovalente isolado e no estado gasoso. E assim por diante.



Note que a primeira afinidade eletrônica é um processo exotérmico para a grande maioria dos elementos, exceto para os gases nobres, enquanto as outras eletroafinidades ( $2^a$ ,  $3^a$ , ...) são processos endotérmicos. É importante ressaltar que quanto mais exotérmica for a primeira afinidade eletrônica, maior a tendência do elemento em ganhar elétron.

A variação da eletroafinidade na tabela periódica está representada na figura abaixo:



Note que os gases nobres não estão representados acima, pois o processo de ganho é endotérmico e ainda muito discutido entre os diversos estudiosos de química. Na verdade, os valores experimentais para as eletroafinidades dos gases nobres são desconhecidos ou duvidosos.

### 3.2.4 Eletronegatividade (ou Caráter ametálico)

Indicação da tendência das espécies em ganhar elétrons, ou seja, em se transformar em ânion. A eletronegatividade é uma propriedade aplicável aos elementos quando ligados e não no estado isolado. Sendo assim, essa propriedade não é definida para os gases nobres.

A variação na tabela periódica está representada abaixo:



### 3.2.5 Eletropositividade (ou Caráter metálico)

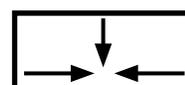
Indicação da tendência das espécies em perder elétrons, ou seja, em se transformarem em cátion. Também não é definida para os gases nobres.

A variação na tabela periódica está representada abaixo:



### 3.2.6 Densidade

É uma das propriedades físicas com variação periódica. O elemento  $O_2$  é o mais denso. A variação na tabela periódica está representada abaixo:

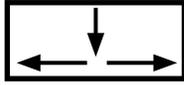


3.2.7 Volume atômico

É o volume ocupado por um mol de átomos de um elemento. É expresso em cm<sup>3</sup>/mol. Sendo assim:

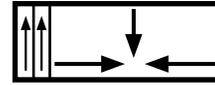
Volume atômico = massa de 6,02 · 10<sup>23</sup> (Avogadro) átomos do elemento x densidade do elemento no estado sólido

A variação na tabela periódica está representada abaixo:



3.2.8 Pontos de fusão e ebulição

O elemento W é o de maior PE. e PF. A variação dessa propriedade na tabela periódica está representada abaixo:



4. Observações importantes

- O ouro é o metal mais maleável e dúctil que existe. Para se ter uma ideia, 1 grama de ouro pode ser transformado em uma lâmina de área igual a 0,5 m<sup>2</sup> ou em um fio de 2 km de extensão;
- O silício – misturado a quantidades mínimas de boro ou de fósforo – utilizado como semicondutor de corrente elétrica em circuitos eletrônicos como **chips** de computador. Os **chips** são eficientes e rápidos porque a corrente elétrica precisa percorrer apenas pequenas distâncias ao longo desses circuitos;
- Ouro, prata e cobre são conhecidos como “metais de cunhagem”;
- Estanho (Sn) é o único metal que apresenta alótropos. São três os seus alótropos: estanho branco (estável entre 18°C e 180°C), estanho cinza

- (estável abaixo de 18°C) e estanho rômbo (estável acima de 180°C);
- Astato (At) é o único halogênio radioativo;
- Iodo (I) é o halogênio de maior caráter metálico e apresenta propriedades de sublimação;
- Ordem de ponto de fusão: NaF < NaCl < NaBr < NaI (pq?!);
- Ordem de ponto de fusão: NaCl < KCl < RbCl < CsCl < LiCl (pq?!);
- Ordem de estabilidade térmica: BaCO<sub>3</sub> > SrCO<sub>3</sub> > CaCO<sub>3</sub> > MgCO<sub>3</sub> (pq?!);
- Ordem de estabilidade térmica: BaSO<sub>4</sub> < SrSO<sub>4</sub> < CaSO<sub>4</sub> < MgSO<sub>4</sub>.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

01 Coloque os íons Se<sup>2-</sup>, Br<sup>-</sup>, Rb<sup>+</sup> e Sr<sup>2+</sup> em ordem crescente de tamanho.

**Solução:** Os íons são isoeletrônicos com o Kr. Já que os íons possuem o mesmo número de elétrons, seus tamanhos dependerão da carga nuclear. Os valores de Z são 34, 35, 37 e 38, respectivamente. Como a carga nuclear é maior para Sr<sup>2+</sup>, ele será o menor dos íons. Assim: Se<sup>2-</sup> > Br<sup>-</sup> > Rb<sup>+</sup> > Sr<sup>2+</sup>.

02 As quatro primeiras energias de ionização de um elemento representativo são, aproximadamente, 738 kJ/mol, 1.450 kJ/mol, 7,7 x 10<sup>3</sup> kJ/mol e 1,1 x 10<sup>4</sup> kJ/mol. A qual grupo periódico pertence esse elemento? Por quê?

**Solução:** O elemento pertence à família 2A (Grupo 2), pois, observando a tendência de crescimento de energia de ionização, verifica-se que a maior variação percentual ocorre entre a 2ª e a 3ª ionização, sinalizando que ocorreu uma mudança de camada nessa ionização, sendo o elétron retirado de uma camada mais interna do átomo, necessitando, assim, de maior energia.

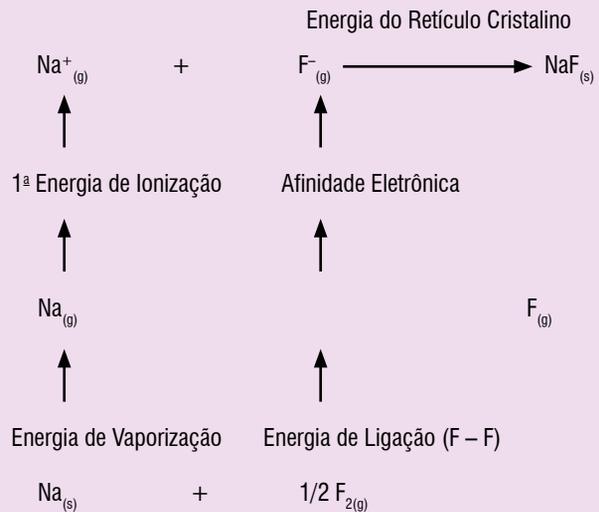
03 O segundo período da tabela periódica é constituído de apenas oito elementos. Usando suas configurações de valência, organize-os de acordo com uma ordem crescente de energia de ionização. Justifique sucintamente a ordem escolhida.

**Solução:**  
 2s<sup>1</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup> < 2s<sup>2</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>  
 • Menor EI (Energia de Ionização): 2s<sup>1</sup>: maior raio atômico e menor carga nuclear efetiva sobre o elétron.  
 • 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup> < 2s<sup>2</sup>: A energia de ionização é menor, devido à maior energia do elétron 2p<sup>1</sup> e ao efeito de blindagem do 2s (diminuição da carga efetiva do núcleo atômico, reduzindo-lhe a ação sobre os elétrons periféricos, pois os elétrons dos níveis mais internos formam uma blindagem em torno do núcleo);  
 • 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> < 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>: A energia de ionização é menor devido à repulsão que sofre o quarto elétron no orbital semipreenchido, minimizando a EI necessária.  
 • Maior EI: 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>, menor raio atômico e maior carga nuclear efetiva.

04 Durante a formação de um composto iônico, a partir dos seus elementos constituintes no estado padrão, são envolvidas diversas formas diferentes de energia. Com base em seus conhecimentos sobre compostos iônicos:

- (A) descreva um esquema que represente a formação de NaF(s), mostrando todas as energias envolvidas, desde os reagentes até os produtos.
- (B) classifique, dentre essas etapas energéticas, quais são endotérmicas (absorção de energia) ou exotérmicas (liberação de energia) durante a formação de NaF(s).

**Solução:**  
 (A) Processo de formação:  
 Na(s) + 1/2 F<sub>2</sub>(g) → NaF(s)



(B) Etapas endotérmicas: vaporização, energia, ionização, quebra de ligação. Etapas exotérmicas: afinidade eletrônica, formação do reticulo cristalino.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UEG)

## A tabela periódica, segundo Mendeleev

Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) nasceu na Sibéria, sendo o mais novo de dezessete irmãos. Mendeleev foi educado em St. Petersburg e, posteriormente, na França e na Alemanha. Conseguiu o cargo de professor de química na Universidade de St. Petersburg. Escreveu um livro de química orgânica em 1861.



“Mendeleev, o pai da tabela periódica. Através dos seus estudos, foi possível desenvolver o modelo atual da tabela.”

(MERCK. *História da tabela periódica*. Disponível em: <://200.220.14.52/tpie/http\_fr.htm> Acesso em: 24/5/2006.)

Várias propriedades físicas e químicas dos elementos podem ser constatadas e até mesmo previstas, com base nas regularidades observadas na tabela periódica. Sobre esse assunto, julgue as seguintes afirmações.

- I. A primeira versão da Lei Periódica, creditada ao químico russo Dimitri Ivanovich Mendeleev, pode ser assim enunciada: “Algumas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente em função de suas massas atômicas.”
- II. Moseley, através do estudo dos espectros de emissão de vários elementos, comprovou que certas propriedades dos elementos variam periodicamente em função dos números atômicos crescentes e não dos números de massa.
- III. De acordo com os experimentos de Moseley, embora o telúrio apresente um menor número atômico, ele deve ser colocado na tabela depois do iodo por apresentar uma maior massa atômica.

Assinale a alternativa correta:

- (A) Apenas as afirmações I e II são verdadeiras.
- (B) Apenas as afirmações II e III são verdadeiras.
- (C) Apenas as afirmações I e III são verdadeiras.
- (D) Todas as afirmações são verdadeiras.

02 (UNB) Julgue os itens abaixo, os quais estão relacionados com a tabela periódica:

00. os elementos estão organizados em ordem crescente de número atômico e distribuídos de modo a situar os de propriedades mais semelhantes em uma mesma coluna;
01. atribui-se o nome período ao conjunto de elementos de cada coluna. As linhas horizontais forma denominadas grupos ou famílias;
02. alguns gases nobres não são inertes, isto é, são capazes de reagir com outras substâncias;
03. obtêm-se elementos artificiais a partir de transformações na eletrosfera de elementos naturais;
04. os símbolos dos elementos: sódio, chumbo, manganês, magnésio e antimônio são, respectivamente, Na, Pb, Mn, Mg, e Sb.

03 (PUC) Certos elementos químicos conhecidos como “terras raras” são utilizados na fabricação de produtos de alta tecnologia. Dentre eles citam-se o lantânio e o cério, usados na fabricação de catalisadores, o európio, que é o responsável pela cor vermelha dos tubos de imagem, o samário e o neodímio utilizados em calculadoras e relógios eletrônicos.

Qual a afirmativa correta acerca das “terras raras” mencionadas?

- (A) são metais alcalino-terrosos.
- (B) comportam-se como halogênios.
- (C) comportam-se como metais alcalinos.
- (D) apresentam números atômicos de 57 e 63.
- (E) apresentam números de massa acima de 220.

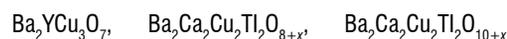
04 (CESJF) Um elemento que apresenta menos de 4 elétrons na última camada é considerado:

- (A) não metal
- (B) gás nobre
- (C) halogênio
- (D) metal
- (E) calcogênio

05 (UEPG-PR) O subnível de maior energia para o átomo do elemento genérico X, no estado fundamental, é  $5p^4$ . Com base nessa informação, analise as proposições abaixo e assinale o que for correto sobre o elemento X.

01. Pertence à família dos calcogênios e localiza-se no 5º período da tabela periódica.
02. No estado fundamental, apresenta 54 elétrons.
04. Ao ionizar-se, forma principalmente ânions divalentes.
08. Apresenta número atômico igual a 52.
16. Possui elevada afinidade eletrônica.

06 (UMG) As fórmulas de alguns novos materiais supercondutores são:



Sobre essas fórmulas, todas as afirmativas estão corretas, **exceto**:

- (A) Apresentam metais de série lantanídica.
- (B) Representam óxidos metálicos mistos.
- (C) Apresentam pelo menos um elemento com número de oxidação 2+.
- (D) Contêm cobre em sua constituição.
- (E) Representam substâncias inorgânicas.

07 (CESGRANRIO) Indique, entre as alternativas abaixo, aquela em que são feitas exclusivamente afirmações corretas sobre os elementos cujas configurações eletrônicas são dadas a seguir:

Elemento	Configuração
1	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
2	$1s^2 2s^2 2p^4$
3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- (A) o elemento 3 é um gás nobre e o elemento 2 é um halogênio.
- (B) os elementos 2 e 4 situam-se, respectivamente, no segundo e terceiro períodos da classificação periódica.
- (C) o elemento 4 situa-se no terceiro período da classificação periódica e é um metal alcalino terroso.
- (D) o elemento 3 é um elemento de transição e o elemento 4 é um actínio.
- (E) o elemento 1 é um metal alcalino terroso e o elemento 2 situa-se no mesmo grupo do nitrogênio (5A) na classificação periódica.





**06** A respeito da Lei de Dulong Petit conclua: ela é uma propriedade periódica? Justifique.

**07** Imagine que a energia absorvida/emitada por um elétron ao trocar de nível possa ser calculada pela seguinte equação:  $E = A \cdot ((1/n_1) - (1/n_2))$

Em que A é uma constante que vale  $6,3 \times 10^8$  unidades arbitrárias e n o número quântico principal relacionado, respectivamente, às camadas de origem (1) e destino (2) do elétron.

- (A) Calcule a energia necessária para excitar o elétron diferenciador do sódio para o subnível 6s<sup>1</sup>.
- (B) Calcule a 1ª energia de ionização do sódio.
- (C) Explique por que essa equação não poderia ser utilizada para calcular a 2ª e 3ª energias de ionização do sódio.

**08 (Usberco)**

**Descobrimo civilizações**

Bem-vindo ao distante planeta Merullo. Como embaixador da Terra e estudante de Química, você recebeu a incumbência de decifrar a tabela periódica utilizada pela civilização merulliana, que apresenta a configuração abaixo.

Os merullianos descobriram 42 elementos – talvez por só existirem esses elementos naquele planeta. Infelizmente, por não ter conseguido decifrar o sistema numérico de Merullo, você desconhece o número atômico e o número de massa desses elementos. Entretanto, você recebeu algumas informações sobre alguns deles:

Np Nopoh	Kv Ventura	Bb Bostwickium	Hb Bakalat	Ph Pensium	Vw Vokum	Od Ondichium	M Momm
Rb Basoonium	Jw Janium	Lb Lidia	Ls Lanzium	Pl Lelendium	An Andium	Ta Tandium	Hg Higoum
Ro Rostekum	Rs Rosellum	Sb Bellona	Cc Christooger	Mg Mussorium	Di Dankum	Fx Dafoku	Tl Támmag
Me Maghasium	Mh Magnum	Ml Melakum	Rk Reika	Tm Tanium	Ju Julium	Wi Wisme	Cg Cemgum
T Tadogen	Ng Natalium	E Egerium	Ag Arfuro	R Rabockum	Mk Mekonum	Ge Gendanium	W Wabob
P Petersia							Mi Mindikium

- Ondichium (Od): Elemento metálico, de cor cinza-claro, que reage rapidamente com um componente do ar. Apresenta baixa energia de ionização e o seu raio atômico é menor que o do Momm (M).
- Elgerium (E): gás incolor, inodoro e fundamental para a vida. Aparece na atmosfera de Merullo na forma de moléculas biatômicas. Somente o Natalium (Ng) é mais eletronegativo que ele.
- Petersia (P): é encontrado como gás na forma de átomos isolados. Não se liga a outros elementos em condições ambientes. Assim como o Mindrikium (Mi), é um dos elementos mais leves de Merullo.
- Julium (Ju): é um metal que forma íons com carga 3<sup>+</sup>. É usado na fabricação de utensílios de cozinha.

De posse dessas informações e sabendo que os merullianos são fisicamente semelhantes aos humanos, utilize a nossa tabela periódica para responder às seguintes questões:

- (A) Quais nomes e símbolos usamos na Terra para identificar os elementos mencionados no texto – Od, E, P e Ju?
- (B) Considerando iguais os critérios de construção da tabela de Merullo e da Terra, indique o símbolo dos elementos de menor e maior número atômico em Merullo.

- (C) Sabendo que as colunas da tabela de Merullo correspondem às nossas famílias ou grupos, identifique essas famílias na tabela daquele planeta.
- (D) Considerando semelhantes as tabelas de Merullo e da Terra, indique o símbolo dos elementos de Merullo que apresentam:
  - d1) maior raio atômico;
  - d2) maior eletronegatividade;
  - d3) maior potencial de ionização;
  - d4) maior eletropositividade;
  - d5) maior densidade na última coluna (direita).

**09 (IME)**

1. Dois elementos químicos X e Y, em seus estados fundamentais, são tais que: o elemento X possui os seguintes valores para os números quânticos do último elétron que entra na sua estrutura, considerando o princípio de construção de Wolfgang Pauli:  $n = 3, l = 2, m = -1$  e  $s = -1/2$ ;
2. Os números quânticos principal e secundário do elétron mais externo do elemento Y são, respectivamente, 2 e 1.

Sabe-se ainda que, em relação a um observador externo, Y possui 4 elétrons de mais baixa energia, ou que, em relação a um observador situado no núcleo, os elétrons mais energéticos são 4.

Com base nessas informações, responda às seguintes perguntas sobre os elementos X e Y:

- (A) Quais são suas distribuições eletrônicas e seus números atômicos?
- (B) A que grupo e período da tabela periódica pertence cada um dos elementos?
- (C) Como devem ser classificados os elementos: representativo, de transição ou transição interna?
- (D) Qual o elemento mais eletronegativo?
- (E) Qual o elemento de potencial de ionização mais baixo?
- (F) Qual o elemento de maior afinidade eletrônica?
- (G) Em que estado físico devem se encontrar os elementos nas condições ambientes de pressão e temperatura?
- (H) Em relação às ligações na molécula do SO<sub>2</sub>, uma ligação formada entre X e Y teria caráter mais eletrovalente ou menos eletrovalente? Por quê?
- (I) Com base no campo de ação de forças existentes entre elétrons e núcleo, as referências energéticas dadas para os elétrons mais externos de Y seriam diferentes no caso de um antiátomo, com antiprótons negativos no núcleo e pósitrons no lugar dos elétrons?

**10 (ITA)** Na elaboração das primeiras classificações periódicas, um dos critérios mais importantes para agrupar elementos numa mesma coluna foi observar:

- (A) o último subnível eletrônico ser igualmente ocupado.
- (B) mesma(s) valência(s) na combinação com elementos de referência.
- (C) mesma estrutura cristalina dos próprios elementos.
- (D) número atômico crescente.
- (E) número de massa crescente.

**11 (UNB)** Em 1871, a Sociedade Química Russa publicou em sua revista um extenso artigo de D. Ivanovitch Mendeleev, intitulado “O sistema natural do elementos e a sua aplicação na determinação da propriedades dos elementos”. Partindo de sua hipótese, a Lei descreveu detalhadamente três elementos químicos completamente desconhecidos à época. A lei de Mendeleev exerceu enorme influência no desenvolvimento de modelos da estrutura do átomo, ampliando os conhecimentos sobre a natureza da matéria.

Sobre esse assunto, julgue os itens que se seguem:

00. o modelo atômico de Rutherford foi fundamental para que Mendeleev propusesse seu sistema de classificação, que associava a configuração eletrônica e a família de cada elemento químico;
01. segundo Mendeleev, as propriedades dos elementos, assim como as das substâncias simples e compostas que elas formam, encontram-se em uma relação periódica com a sua massa atômica;
02. um modelo atômico é uma descrição exata do átomo;
03. hoje, graças ao avanço da tecnologia, já é possível, com o uso do microscópio eletrônico de varredura tunelante, visualizar o átomo, como os elétrons girando em sete camadas ao redor do núcleo, conforme imaginava Rutherford;
04. para se compreender as propriedades dos elementos e das substâncias que eles formam, deve-se partir do pressuposto da natureza descontínua da matéria.

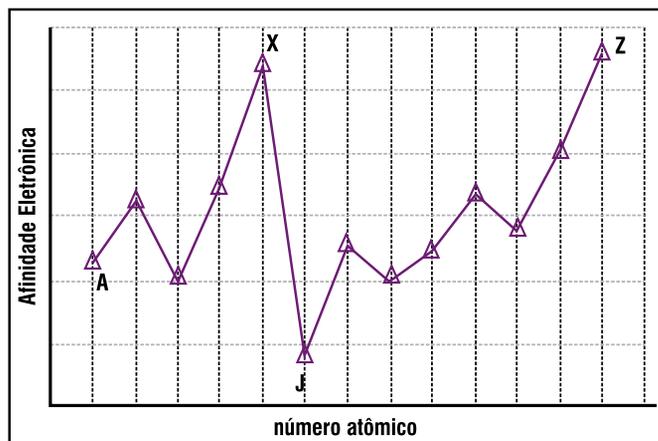
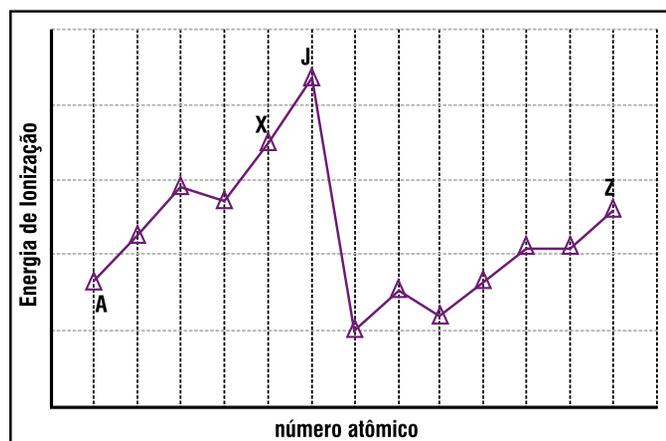
**12 (ITA)** Considere as duas famílias seguintes da classificação periódica:

- I. Li; M; K; Rb; Cs
- II. F; Cl; X; I; At

Assinale a opção que contém a afirmação **errada** a respeito de propriedades dos elementos M e X ou de seus compostos:

- (A) M é um metal que reage com  $X^2$ , sendo o produto um sólido iônico.
- (B) O hidreto MH cristalino é iônico, onde o ânion é  $H^-$ .
- (C) Uma forma estável de X é  $X^2$ , substância covalente que é um oxidante forte.
- (D) Os óxidos de M são bastante solúveis em água e as soluções resultantes contêm hidróxido de M.
- (E) Várias propriedades de M são mais semelhantes às do Li do que às do K.

**13 (OQ- RJ)** Os gráficos abaixo mostram duas propriedades periódicas para alguns elementos: a energia de ionização e a afinidade eletrônica. Sabe-se que esses treze elementos pertencem ao segundo e terceiro períodos da tabela periódica e estão organizados em função do número atômico.



Baseado nos gráficos é correto afirmar que:

- (A) J é um metal do grupo I, pois perde elétrons com facilidade como mostra sua afinidade eletrônica.
- (B) A energia de ionização de X é maior que a do elemento A, o que indica que o raio atômico do primeiro é menor que o do segundo.
- (C) A é um gás nobre, pois de acordo com os gráficos não possui tendência a receber ou perder elétrons.
- (D) J é o elemento flúor uma vez que energia de ionização é a maior de todos, mostrando um alto valor de eletronegatividade.
- (E) O raio atômico de Z é menor que o do elemento X uma vez que a afinidade eletrônica do primeiro é maior que a do segundo.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 3

**01 (ITA)** Mencione e detalhe propriedades que levaram à ordenação dos elementos nas primeiras classificações periódicas. Lembrar que estas, baseadas em observações de propriedades macroscópicas de compostos, postulavam lacunas tais como o EKA-Silício e o EKA-Boro.

**02 (ITA)** Considere as seguintes configurações eletrônicas e respectivas energias da espécie atômica (A), na fase gasosa, na forma neutra, aniônica ou catiônica, no estado fundamental ou excitado:

- I.  $ns^2 np^5 (n+1) s^2$ ; EI.
- II.  $ns^2 np^6 (n+1) s^1 (n+1) p^1$ ; EII.
- III.  $ns^2 np^4 (n+1) s^2$ ; EIII.
- IV.  $ns^2 np^5$ ; EIV.
- V.  $ns^2 np^6 (n+1) s^2$ ; EV.
- VI.  $ns^2 np^6$ ; EVI.
- VII.  $ns^2 np^5 (n+1) s^1 (n+1) p^1$ ; EVII.
- VIII.  $ns^2 np^6 (n+1) s^1$ ; EVIII.

Sabendo que  $|EI|$  é a energia, em módulo, do primeiro estado excitado do átomo neutro (A), assinale a alternativa **errada**.

- (A)  $|EIII - EVI|$  pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do cátion ( $A^+$ ).
- (B)  $|EII - EV|$  pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do ânion ( $A^-$ ).

- (C)  $|E_{IV} - E_{VI}|$  pode representar a energia equivalente à ionização do cátion ( $A^+$ ).
- (D)  $|E_{II} - E_{VIII}|$  pode representar a energia equivalente à afinidade eletrônica do átomo neutro (A).
- (E)  $|E_{VII} - E_{VIII}|$  pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do átomo neutro (A).

**03 (IME)** A lei de periodicidade (ou Lei de Moseley) diz que muitas propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas dos seus números atômicos. Há, contudo, algumas propriedades cujos valores só aumentam ou só diminuem com o número atômico e que são chamadas propriedades aperiódicas. Cite duas propriedades aperiódicas dos elementos da tabela periódica e indique como as mesmas variam com o aumento do número atômico.

**04 (OQ-RJ / modificada)** O elemento X tem raio atômico maior que o boro e menor que o bromo. A tabela abaixo mostra algumas energias de ionização (EI, em kJ/mol) do elemento X:

1ª EI	2ª EI	3ª EI	4ª EI	5ª EI	6ª EI	7ª EI	8ª EI	9ª EI
1012	1903	2912	4957	6274	21269	25397	29854	35867

O elemento J é um halogênio cuja substância simples tem fórmula química  $J_2$  e é um gás de coloração amarelo esverdeada na temperatura ambiente.

- Identifique o elemento X e explique sua escolha.
- Identifique o elemento J e explique sua escolha.

RASCUNHO

## 1. Critério de estabilidade: regra do octeto

A maior parte dos elementos químicos que foram estudados até agora não se encontram sozinhos na natureza. Isso ocorre porque individualmente eles são instáveis, ou seja, têm configuração eletrônica de alta energia. Os únicos elementos que se apresentam individualmente são os gases nobres, os quais já têm configuração eletrônica da camada de valência estável. Em busca dessa estabilidade, os átomos de diferentes elementos químicos ligam-se uns aos outros através de doação, recebimento ou compartilhamento de elétrons.

A regra do octeto é um critério de estabilidade extremamente simplificado. Segundo esse critério, são estáveis as configurações com 8 elétrons na camada de valência, ou para os elementos com uma única camada, 2 elétrons nessa camada.

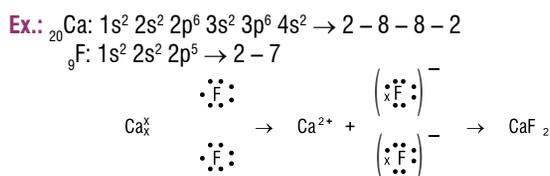
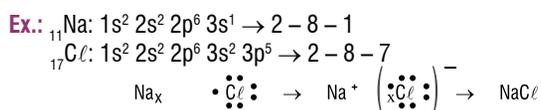
Sendo assim, o objetivo dos átomos ao se ligarem é o de atingir 8 (ou 2) elétrons na camada de valência. Há três tipos de ligações: iônica, covalente e metálica. Cada um desses tipos será estudado detalhadamente a seguir.

## 2. Ligação iônica ou eletrovalente

### 2.1 Conceito

As ligações iônicas são caracterizadas pela transferência efetiva de elétrons de um elemento para outro. Nesse caso, há formação de íons e as espécies estão unidas por uma força de atração eletrostática entre o cátion e o ânion.

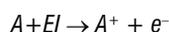
Para que haja a formação de ligação iônica, os elementos envolvidos precisam ter tendências opostas, ou seja, deve haver um elemento eletropositivo (que doa elétrons) e outro eletronegativo (que recebe elétrons). Sendo assim, a ligação iônica é tipicamente formada por metais (cátions) ligados a ametais (ânions). É importante ressaltar que não há orientação (direção) na ligação.



### 2.2 Condição para formação de ligação iônica

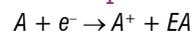
Para que haja a formação da ligação iônica, é necessário que haja um balanço global de energia negativo, ou seja, deve-se caminhar para uma situação final menos energética (mais estável). As seguintes energias estão envolvidas na formação de uma ligação desse tipo:

#### 2.2.1 Energia de ionização da espécie mais eletropositiva



Quanto menor o valor da energia de ionização, mais fácil é a formação do cátion.

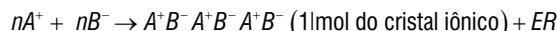
#### 2.2.2 Eletroafinidade da espécie mais eletronegativa



Quanto maior o valor da eletroafinidade (módulo), mais fácil é a formação do ânion.

#### 2.2.3 Energia de rede (ou de retículo): (ER)

É a energia liberada quando os cátions e ânions se combinam para formar um mol de retículo cristalino.

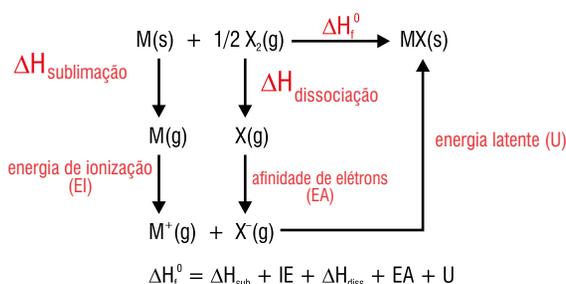


Quanto menor o íon positivo e quanto maior sua carga, mais energia será liberada.

A determinação da energia de rede é feita experimentalmente através do "Ciclo de Born-Haber":

#### Ciclo de Born-Haber

##### Born-Haber Cycle



O balanço global negativo necessário só será atingido se:

$$EI < EA + ER$$

### 2.3 Características importantes

- Todos os compostos iônicos se apresentam na forma sólida (retículo cristalino);
- Devido à forte atração eletrostática entre os íons, os compostos iônicos apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição;
- A mobilidade de cargas necessária para a condutividade elétrica só é encontrada em compostos iônicos fundidos ou em meio aquoso;
- São normalmente solúveis em compostos inorgânicos polares, como a água por exemplo;

## 3. Ligação metálica

### 3.1 Conceito

Os metais apresentam baixa energia de ionização e perdem elétrons com muita facilidade, tendendo à formação de cátions. Tal fato permite que os elétrons de valência fiquem praticamente livres, movimentando-se de um átomo para outro, formando, em um todo, um verdadeiro "mar ou nuvem de elétrons".

Ligação metálica é aquela realizada entre átomos e cátions de metais cujos elétrons mais externos migram do átomo para o cátion e vice-versa.

Essa movimentação caótica mostra que a situação é dinâmica. Portanto, em uma porção de metal ou de uma liga metálica (mistura de metais) existem elétrons em constante mudança entre átomos e cátions. A ideia é de que existam ligações em todas as direções.

A ligação metálica é típica entre elementos metálicos.

### 3.2 Propriedades físicas dos metais

Há muito tempo os metais têm sido utilizados na fabricação de diversos objetos: espadas, motores, fios, entre outros. Essa versatilidade se deve às características que são típicas dos metais ou ligas metálicas, como: condutibilidade, ductilidade, maleabilidade, brilho e, em certos casos, dureza e resistência. Cada uma dessas propriedades pode ser explicada pelo tipo de ligação existente entre os metais: os cátions se encontram fixamente distribuídos, enquanto os elétrons se movem livremente por todo o sólido – “mar de elétrons”.

A começar pela condutibilidade, se temos elétrons livres e em movimento, através de uma diferença de potencial aplicada ao metal, conseguimos gerar uma corrente e, portanto, conduzir eletricidade. A maleabilidade e a ductilidade se dão pelo fato de, na ligação metálica, não haver uma estrutura tão engessada – direcional – como nas ligações iônicas, isto é, existe um maior grau de liberdade para a forma que o metal pode tomar devido à configuração do cátions/elétrons em sua estrutura. Por fim, o brilho metálico nada mais é que a resposta dos elétrons livres à radiação de uma onda eletromagnética (luz) sobre o objeto.

É fundamental também que se conheçam algumas ligas, que nada mais são do que misturas de diferentes metais, pois estas apresentam propriedades de importante utilização, não presente por vezes em um metal puro. Seguem alguns exemplos de ligas:

latão	até 40% de Zn em Cu
bronze	Cu + outro metal sem ser Zn ou Ni
aço	ferro + 2% de carbono
aço inoxidável	acima de 12% de cromo e ferro
solda	estanho e chumbo

Existem basicamente dois tipos de ligas: as de substituição, em que são misturados metais de raios atômicos parecidos e, portanto, um deles substitui o outro de fato, como no latão; e as intersticiais, em que o raio atômico de um dos componentes é muito menor que o do outro e, portanto, se acomoda entre os átomos do principal constituinte da liga. Um exemplo é o aço. Dentre os objetivos da formação de uma liga, estão: maior resistência à corrosão, maior dureza, maior ponto de fusão, entre outros.

### 3.3 Teoria das bandas eletrônicas

“Existe outra explicação para a condutibilidade elétrica dos metais: a Teoria das Bandas Eletrônicas. O átomo de potássio ( $Z = 19: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ) isolado tem apenas 1 elétron em 4s, sendo este um orbital semipreenchido. Em um pedaço de potássio, os átomos estão muito próximos, os elétrons mais externos estão muito livres e as nuvens de elétrons 4s dos diversos átomos, fundidas em uma única nuvem elétrica espalhada por todo o cristal. Quando essas nuvens se aproximam, formam uma banda eletrônica que fica preenchida pela metade. Os elétrons aí localizados são os elétrons de condução, responsáveis pelo transporte elétrico. Observe que nos metais a banda de condução coincide com a banda ocupada pelos elétrons de valência.

Como explicar a condução elétrica do magnésio, sabendo que ele, no estado fundamental, não tem orbital semipreenchido? Admite-se que o subnível 3s, que está vazio, sofra um processo de fusão, formando uma faixa única  $3s + 3p$  com dois orbitais parcialmente preenchidos. Isso gera bandas eletrônicas e permite a condução da corrente elétrica pelo magnésio. Essa superposição de orbitais é o embrião do que estudaremos posteriormente: hibridação de orbitais.

A explicação de fusão de orbitais não se aplica aos não metais que são isolantes por dois motivos. Em primeiro lugar, a diferença entre as energias dos orbitais preenchidos e dos orbitais seguintes não preenchidos é muito grande. No caso do enxofre ( $Z = 16: 1s^2 2s^2 2p^6 3p^4$ ), deveria existir promoção de elétrons de 3p para 4s, o que requer muita energia, pois haveria mudança de camada eletrônica. Em segundo lugar, os átomos estão muito distantes, e não seria possível formar uma nuvem comum de eletricidade espalhada por todo o material (geralmente gasoso ou líquido).”

(COVRE, Geraldo José. *Química – O homem e a natureza*. São Paulo. FTD.)

## 4. Ligação covalente

### 4.1 Conceito

As ligações covalentes são típicas entre elementos com eletronegatividades semelhantes (ametal + ametal ou ametal + H). Nessas situações, nenhuma das espécies “gosta” de doar elétrons e, portanto, a solução encontrada baseia-se no compartilhamento de um ou mais elétrons para que ambos os envolvidos adquiram estabilidade. O par de elétrons compartilhado é formado por 1 elétron desemparelhado de cada átomo envolvido.

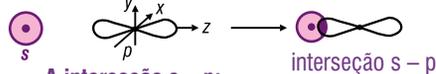
Esse tipo de ligação pode ser classificada com simples (um par compartilhado), dupla (dois pares compartilhados), tripla (três pares compartilhados) ou dativa (dois elétrons de um mesmo átomo sendo compartilhados). É importante ressaltar que a ligação covalente tem uma direção única bem definida.

Segundo a abordagem quântica, a ligação covalente é caracterizada pela interseção (*overlap*) entre orbitais dos elementos envolvidos e quanto maior for o *overlap*, mais forte é a ligação. Nesse contexto, a valência de um átomo é o número de elétrons desemparelhados (orbitais semipreenchidos).

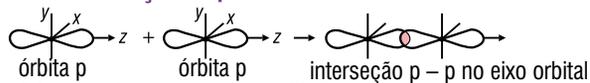
Quando o *overlap* for axial (frontal) ou *head-on* a ligação covalente é dita do tipo sigma ( $\sigma$ ) e quando o *overlap* for entre orbitais paralelos, a ligação covalente é dita pi ( $\pi$ ). No caso de ligações simples, a ligação é sempre sigma e no caso de duplas (1 sigma + 1 pi) ou triplas (pi + sigma + pi) há a presença também de ligações do tipo pi.



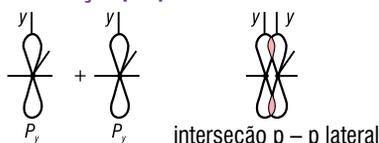
A interseção s – s:



A interseção s – p:



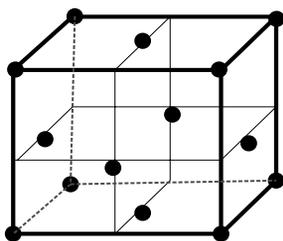
A interseção p – p no eixo orbital:



A interseção p – p lateral



## 5.2 Arranjo cúbico de face centrada (CFC)



Nº de coordenação = 12  
Ex.: Ca e Sr

$$d = \frac{a}{\sqrt{2}} \text{ e } r = \frac{a}{2\sqrt{2}}$$

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**01** Organize as seguintes ligações de acordo com a polaridade crescente: H – H, O – H, Cl – H, S – H e F – H.

**Solução:**

A polaridade da ligação aumenta de acordo com o aumento da diferença de eletronegatividade. Sabendo que em termos de eletronegatividade  $F > O > Cl > S > H$ , então:  $H - H < S - H < Cl - H < O - H < F - H$ , em ordem crescente de polaridade.

**02** Esboce a estrutura de Lewis para cada uma das seguintes substâncias:

- (A) HF; (D) CH<sub>4</sub>;  
(B) N<sub>2</sub>; (E) CF<sub>4</sub>;  
(C) NH<sub>3</sub>; (F) NO<sup>+</sup>.

**Solução:**

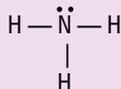
(A) HF: total de elétrons de valência = 8; número de elétrons ligantes = 2; número de elétrons restantes = 6.



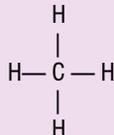
(B) N<sub>2</sub>: total de elétrons de valência = 10; número de elétrons ligantes = 6; número de elétrons restantes = 4.



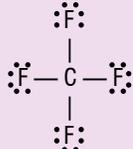
(C) NH<sub>3</sub>: total de elétrons de valência = 8; número de elétrons ligantes = 6; número de elétrons restantes = 2.



(D) CH<sub>4</sub>: total de elétrons de valência = 8; número de elétrons ligantes = 8; número de elétrons restantes = 0.



(E) CF<sub>4</sub>: total de elétrons de valência = 32; número de elétrons ligantes = 8; número de elétrons restantes = 24.



(F) NO<sup>+</sup>: total de elétrons de valência = 10 (= 5 + 6 – 1); número de elétrons ligantes = 6; número de elétrons restantes = 4.



**03** Por difração de raio X verifica-se que, na temperatura ambiente, em um cristal de ferro metálico, 4 átomos ocupam um volume equivalente a um cubo de aresta igual a 3,61 angstrom. Nessas condições, a densidade do ferro é igual a 7,86 g/cm<sup>3</sup>. Conhecendo-se, além disso, o peso atômico do ferro, calcula-se que o número de átomos existentes em 1 átomo-grama de ferro é igual a:

(A)  $\frac{4 \cdot 55,8}{(3,61)^3 \cdot 10^{-24} \cdot 7,86}$  (D)  $\frac{55,8 \cdot 7,86}{4 \cdot (3,61)^3 \cdot 10^{-24}}$

(B)  $\frac{(3,61)^3 \cdot 10^{-24} \cdot 7,86}{4 \cdot 55,8}$  (E)  $\frac{4 \cdot 7,86 \cdot 10^{-24}}{(3,61)^3 \cdot 55,8}$

(C)  $\frac{(3,61)^3 \cdot 55,8}{4 \cdot 7,86 \cdot 10^{24}}$

**Solução:**

O número de átomos existentes em 1 átomo-grama é o número de Avogadro.

Sabendo que a densidade do material cristalino será igual à densidade da sua célula unitária, então:

$$\mu = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{\text{massa de 4 átomos de Fe}}{\text{volume da cél. unitária cúbica}}$$

$$= \frac{4 \cdot \text{massa molar do Fe}}{\text{número de Avogadro} \cdot a^3}$$

Substituindo os valores temos:  $7,86 = \frac{4 \cdot \frac{55,8}{\text{número de Avogadro}}}{(3,61 \cdot 10^{-8})^3}$

Então, número de Avogadro =  $\frac{4 \cdot 55,8}{7,86 \cdot 3,61^3 \cdot 10^{-24}}$

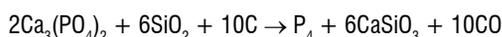
## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (UFF)** O  $\text{NaClO}$  (hipoclorito de sódio) é um sal vendido comercialmente em uma solução aquosa com nomes de água de lavadeira e água sanitária, possuindo efeito bactericida e alvejante. No hipoclorito de sódio existem quais tipos de ligações? (Justifique mostrando sua estrutura de Lewis.)

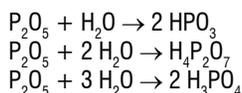
**02 (CESGRANRIO)** Um átomo possui a seguinte configuração eletrônica:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . Esse átomo, ao se ligar a outros átomos não metálicos, é capaz de realizar:

- (A) somente uma covalente simples.  
 (B) somente duas covalentes simples.  
 (C) uma covalente simples e no máximo duas covalentes dativas.  
 (D) duas covalentes simples e no máximo duas covalentes dativas.  
 (E) uma covalente simples e no máximo três covalentes dativas.

**03 (Cesgranrio)** Um elemento de grande importância do subgrupo 5A é o fósforo, que ocorre na natureza, principalmente nos minérios da **apatita**. Como não é encontrado isolado, costuma ser obtido industrialmente através da redução da rocha fosfática, mediante carvão e areia em um forno elétrico.



A partir da variedade alotrópica obtida do fósforo, um grande número de compostos pode ser produzido, como no caso do anidrido fosfórico, segundo a reação a seguir:  $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$ . O  $\text{P}_2\text{O}_5$  pode reagir com uma, duas e três moléculas de água de acordo com as seguintes reações:



Com base nos ácidos obtidos, é correto afirmar que a molécula de:

- (A)  $\text{HPO}_3$  apresenta 4 ligações covalentes simples e 1 ligação covalente dativa.  
 (B)  $\text{HPO}_3$  apresenta 3 ligações covalentes simples e 1 ligação covalente dativa.  
 (C)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  apresenta 3 ligações covalentes simples e 1 ligação covalente dativa.  
 (D)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  apresenta 6 ligações covalentes simples e 2 ligações covalentes dativas.  
 (E)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  apresenta 10 ligações covalentes simples e 4 ligações covalentes dativas.

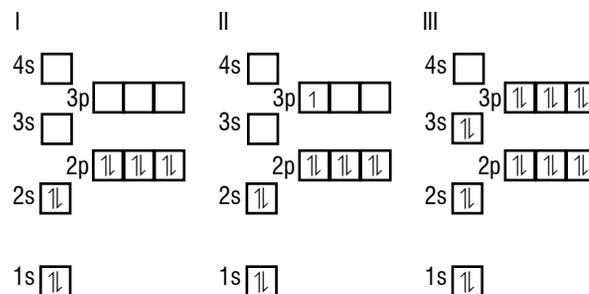
**04 (UFC-CE)** Os dentes humanos são compostos essencialmente de carbonato de cálcio,  $\text{CaCO}_3$ , e hidroxiapatita,  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2]$ . Apesar de serem a composição do corpo humano de maior dureza, os dentes são atacados por ácidos, originando as cáries. Quando regularmente utilizadas, as pastas de dentes contendo íons fluoretos ( $\text{F}^-$ ) ocasionam a substituição dos íons hidroxilas da hidroxiapatita, formando a fluoroapatita  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2]$ . Essa substância apresenta maior dureza e é menos susceptível ao ataque ácido, tornando os dentes mais resistentes às cáries.

Assinale a alternativa que justifica corretamente os dados científicos relatados acima.

- (A) Dureza e acidez são consideradas, respectivamente, exemplos típicos de propriedades química e física das substâncias.  
 (B) Os íons hidroxilas liberados da reação da hidroxiapatita com os íons fluoretos reagem com os íons carbonatos, formando o  $[\text{CO}_3(\text{OH})_2]$ .  
 (C) Os íons fluoretos participam da molécula da fluoroapatita, através de ligações covalentes apolares com os átomos de cálcio.

- (D) Os íons fluoretos formam ligações iônicas mais fortes na estrutura cristalina da fluoroapatita, devido a sua elevada densidade de carga negativa.  
 (E) Dentre os halogênios, o flúor possui a menor eletronegatividade, sendo, portanto, o mais reativo.

**05 (UEL-PR)** Considere as informações a seguir.



As figuras I, II e III, acima, representam configurações eletrônicas, não necessariamente no estado fundamental, das espécies químicas monoatômicas A, B, C e D, descritas abaixo.

As espécies A e B apresentam a configuração eletrônica I.

A espécie B contém 8 prótons no núcleo.

A espécie C é um átomo neutro de configuração eletrônica II.

A e C são espécies do mesmo elemento químico.

A espécie D apresenta carga elétrica +2 e a configuração eletrônica III.

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- (A) A e D são espécies de elementos químicos pertencentes ao mesmo grupo da classificação periódica.  
 (B) A e B pertencem ao mesmo período da tabela periódica.  
 (C) A espécie A é um isótopo da espécie C.  
 (D) B é um íon de carga elétrica +2.  
 (E) A combinação das espécies A e B, na proporção de 2:1, forma uma espécie eletricamente neutra, de natureza iônica.

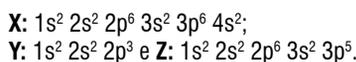
**06 (ITA)** Das substâncias abaixo relacionadas, qual delas, no estado sólido, **não** apresenta ligações químicas intramoleculares do tipo covalente?

- (A) Iodo.  
 (B) Silício.  
 (C) Prata.  
 (D) Naftaleno.  
 (E) Lauril-sulfato de sódio (detergente de uso doméstico).

**07 (INTEGRADO-RJ)** Das espécies químicas abaixo, indique aquela que **não** obedece à regra do octeto.

- (A)  $\text{MgBr}_2$ .  
 (B)  $\text{AlCl}_3$ .  
 (C)  $\text{CO}_2$ .  
 (D)  $\text{NaCl}$ .  
 (E)  $\text{SO}_2$ .

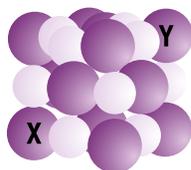
**08 (UFF)** Estão representadas por X, Y e Z as configurações eletrônicas fundamentais de três átomos neutros:



Pode-se concluir que:

- (A) a espécie formada por X e Z é predominantemente iônica e de fórmula  $X_2Z$ .
- (B) a espécie formada por Y e Z é predominantemente covalente e de fórmula YZ.
- (C) a espécie formada por X e Z é predominantemente iônica e de fórmula  $XZ_2$ .
- (D) a espécie formada por X e Y é predominantemente covalente e de fórmula  $X_2Y_3$ .
- (E) a espécie formada por Y e Z é predominantemente iônica e de fórmula  $YZ_3$ .

**09 (UERJ)** As esferas da figura abaixo representam os íons formadores de um cristal de cloreto de sódio.



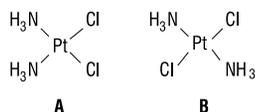
Considere que o íon com maior número de camadas eletrônicas é representado pela esfera de maior raio e que a distância entre os núcleos dos íons X e Y vale  $10\sqrt{3}$  unidades de comprimento. O símbolo do elemento formador do íon de menor tamanho e a menor distância, na mesma unidade de comprimento, entre o núcleo de um cátion e o núcleo de um ânion, são:

- (A) Cl,  $\sqrt{3}$
- (B) Na,  $\sqrt{3}$
- (C) Cl, 5
- (D) Na, 5

**10 (UFPE)** A descoberta do elemento boro ( $Z = 5$ ) é atribuída a Sir Humphrey Davy, Gay Lussac e L. J. Thenard, em 1808, simultaneamente, na Inglaterra e na França. Somente com base no seu número atômico, muitas informações sobre suas propriedades podem ser inferidas. A seguir estão enunciadas algumas dessas propriedades, mas somente uma é correta.

- (A) Seu estado de oxidação mais comum é 2.
- (B) A estrutura de Lewis de sua molécula diatômica é :B:B:
- (C) Deve formar moléculas em que o átomo de boro não obedece à regra do octeto.
- (D) Não forma compostos covalentes.
- (E) É um elemento do terceiro período da tabela periódica.

**11 (UFPB)** É importante ressaltar que, em alguns casos, uma mesma fórmula molecular pode corresponder a dois compostos diferentes. Por exemplo, na fórmula molecular  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ , representada abaixo pelos compostos A e B, apenas o composto A possui atividade anticancerígena.



A partir das informações apresentadas, considere as afirmativas a seguir sobre os compostos A e B.

- I. A ligação Pt–NH<sub>3</sub> resulta da doação do par de elétrons do nitrogênio para a platina.
- II. Todas as ligações em A e B são, predominantemente, iônicas.
- III. Todas as ligações em A e B são, predominantemente, covalentes.
- IV. A ligação Pt–Cl é, exclusivamente, covalente.

Dessas afirmativas, são verdadeiras apenas:

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

**12 (PUC-RJ)** Qual das substâncias abaixo apresenta maior caráter iônico?

- (A) KCl
- (B) NaI
- (C) CaBr<sub>2</sub>
- (D) Li<sub>2</sub>S
- (E) FeS

**13 (UNIRIO)** Analise a posição de alguns elementos na Classificação Periódica (Tabela A) e as suas tendências em formar ligações químicas (Tabela B), como especificado abaixo. A única opção que relaciona corretamente o elemento químico e sua característica, quando ocorre a possível ligação, é:

Tabela A	Tabela B
A – 5ª período, 7A	1 – efetua no máximo três covalências simples.
B – 6ª período, 8B	2 – quando se une a um ametal, transforma-se em um cátion monovalente.
C – 2ª período, 6A	3 – é capaz de formar até três covalências dativas.
D – 4ª período, 5A	4 – ao se combinar com dois átomos de hidrogênio, ainda apresenta dois pares de elétrons disponíveis.
E – 5ª período, 3A	
F – 3ª período, 1A	

- (A) 1D; 2A; 3C; 4F.
- (B) 1D; 2B; 3A; 4F.
- (C) 1D; 2F; 3E; 4C.
- (D) 1D; 2B; 3A; 4E.
- (E) 1D; 2F; 3A; 4C.

**14 (UEL-PR)** Leia o texto a seguir.

Algumas substâncias sólidas são caracterizadas pela repetição organizada de estruturas individuais, constituindo sólidos com formas geométricas definidas – os cristais. Por exemplo, o cloreto de sódio e a sacarose formam cristais cúbicos e hexagonais, respectivamente.

Sobre as substâncias sólidas, considere as afirmativas a seguir.

- I. Nos sólidos, as partículas apresentam maior mobilidade que nos líquidos.
- II. Os sólidos, quando aquecidos, se liquefazem.
- III. A condução térmica nos sólidos depende do tipo de ligação entre os átomos.
- IV. Os cristais de cloreto de sódio e de sacarose apresentam, respectivamente, seis e oito faces.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

**15 (ITA)** Em cristais de cloreto de sódio, cada íon de sódio tem como vizinhos mais próximos quantos íons cloreto?

- (A) 1.
- (B) 2.
- (C) 4.
- (D) 6.
- (E) 8.

**16 (ITA)** Dentre as afirmações abaixo, todas relativas a tipos de ligações, assinale a **falsa**.

- Em cristais de silício todas as ligações são iguais entre si e predominantemente covalentes.
- No iodo sólido temos ligações covalentes intramoleculares e ligações de Van der Waals intermoleculares.
- No sódio as ligações entre os átomos são igualmente metálicas, tanto no estado sólido como no líquido, mas não o são no estado gasoso.
- No cloreto de sódio as ligações entre os átomos são igualmente iônicas, tanto no estado sólido como no líquido e no gasoso.
- O latão é um exemplo de ocorrência de ligações metálicas entre átomos de elementos diferentes.

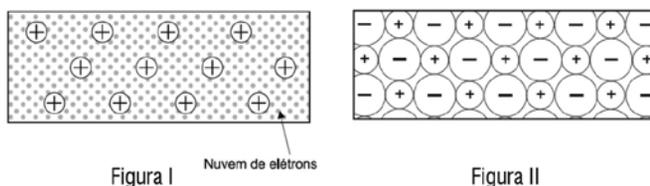
**17 (ITA)** Em relação a ligações químicas são feitas as seguintes afirmações:

- No carvão de silício as ligações entre os átomos são predominantemente covalentes.
- Enquanto que ligações tipicamente covalentes são direcionais, as ligações tipicamente metálicas não são direcionais.
- Ligações metálicas típicas são possíveis, tanto no estado sólido como no estado líquido, mas elas não ocorrem no estado gasoso.
- Em cristais covalentes os números de coordenação são, via de regra, mais baixos que nos cristais metálicos.
- O cloreto de sódio, por aquecimento, acaba volatilizando na forma de um gás constituído de moléculas diatômicas com ligações predominantemente covalentes e só parcialmente iônicas.

Destas afirmações estão **corretas**:

- Apenas I e II.
- Apenas I e IV.
- Apenas I.
- Apenas II, III, IV e V.
- Todas.

**18 (UFMG)** Nas figuras I e II, estão representados dois sólidos cristalinos, sem defeitos, que exibem dois tipos diferentes de ligação química:



Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que:

- a Figura II corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
- a Figura I corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
- a Figura I corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.
- a Figura II corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.

**19 (UFMG)** O tipo de vidro mais comum é o que resulta da fusão de uma mistura de areia ou sílica,  $\text{SiO}_2$ , carbonato de sódio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , e carbonato de cálcio,  $\text{CaCO}_3$ . No forno de fusão, esses carbonatos convertem-se em óxidos, que, em seguida, transformam o óxido de silício em ânions silicato. Pode-se, portanto, considerar esse tipo de vidro como um silicato de sódio e cálcio.

- O ânion silicato mais simples tem a fórmula  $\text{SiO}_4^{4-}$ . REPRESENTE, com um desenho, a fórmula estrutural de Lewis desse íon.

- O óxido de silício,  $\text{SiO}_2$ , é a principal matéria-prima do vidro. Considerando o modelo de ligação química apropriado para o óxido de silício, **INDIQUE** se esse sólido é bom ou mau condutor de eletricidade. **JUSTIFIQUE** sua indicação.
- O material obtido pela fusão de uma mistura de óxido de silício e carbonato de sódio já é um vidro. No entanto esse vidro é solúvel em água. A introdução do carbonato de cálcio promove a formação de um novo vidro mais estável, insolúvel em água. Tendo em vista que o modelo da ligação iônica é útil para descrever tanto o silicato de sódio quanto o de cálcio, **EXPLIQUE**, em termos desse modelo, por que os cátions de cálcio estabilizam melhor a rede tridimensional de íons silicato. Considere que os raios iônicos dos íons de sódio e de cálcio são iguais.

**20 (UNIMONTES)** Quatro amostras foram analisadas, a fim de serem identificadas suas propriedades iônicas ou covalentes. A tabela abaixo relaciona as propriedades investigadas e os resultados obtidos.

Amostra	Aspecto físico	Ponto de Fusão / °C	Condução de corrente elétrica (25°C)	Solubilidade em água (25°C)
I	lâmina de cor acinzentada	660	sim	não
II	pó preto	3700	sim	não
III	pó fino, branco e higroscópico	808	não	sim
IV	pó branco granulado	184	não	sim

Analisando os dados da tabela apresentada, conclui-se que:

- II é um sólido iônico.
- I é um sólido covalente.
- IV tem caráter metálico.
- III é um composto iônico.

**21** Consideremos uma coleção de esferas rígidas iguais que estabelecem contato entre si; que fração do volume de um sólido será espaço vazio se as esferas forem armazenadas nas seguintes simetrias:

- cúbica simples?
- cúbica de corpo centrado?
- cúbica de faces centradas?

**22** O ouro cristaliza em uma rede CFC. O comprimento da aresta da célula unitária é  $0,78 \text{ \AA}$ . Qual é o raio atômico de um átomo de ouro?

**23** Um dado composto iônico com fórmula bruta  $\text{XY}_2$  possui massa molar 393 u. Considerando que X e Y são isóbaros e que a relação entre os números de nêutrons dos átomos vale 1,04, calcule o número atômico de cada um deles.

**24 (UFV)** Os elementos químicos que representam a última camada eletrônica incompleta podem alcançar uma estrutura mais estável unindo-se uns aos outros.

- De que forma se podem ligar dois átomos que precisem ganhar elétrons?
- Dois elementos situam-se um no segundo período e subgrupo 4A, e o outro, no terceiro período e subgrupo 7A da tabela periódica. Qual será a fórmula provável do composto por eles formado?

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (UFRJ)** O quadro a seguir relaciona em ordem crescente os raios, em picômetros, dos íons correspondentes aos elementos do 2º e 3º períodos da Tabela Periódica pertencentes aos grupos 1A, 2A, 6A e 7A. Observe que os metais alcalinos formam íons +1, os alcalinoterrosos, +2, os halogênios, -1 e os calcogênios, -2.

Elemento	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Raio iônico	31	60	65	95	136	140	181	184

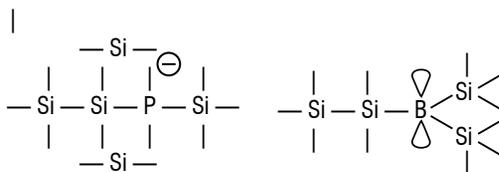
- a. Escreva a fórmula da substância formada pelos elementos IV e VI.  
 b. Escreva a fórmula da substância formada pelos elementos I e VII.

**02** Um metal hipotético cristaliza em uma rede cúbica de face centrada em que a aresta da célula unitária vale 2,82 Å. Sabendo que a massa atômica e a densidade do elemento citado são, respectivamente, 42,2 u e 12,53 g/cm³, demonstre como deduzir o valor aproximado da constante de Avogadro.

**03** O ferro apresenta várias modificações cristalinas. À cerca de 910°C, a modificação alfa-cúbica de corpo centrado transforma-se na modificação gama-cúbica de faces centradas. Admitindo que a distância entre os vizinhos mais próximos seja a mesma nas duas formas cristalinas, na temperatura da transição, calcule a relação entre a densidade do ferro-gama e a do ferro-alfa a essa temperatura.

**04** Um caminhoneiro deseja colocar o maior número de laranjas possível na sua caçamba. Determine de que modo elas devem estar dispostas e qual o percentual da caçamba que fica vazia?

**05 (UFG)** Diodos são componentes eletrônicos, comumente representados, nos circuitos elétricos, pelo símbolo  permitindo o fluxo de elétrons apenas no sentido oposto ao indicado pela seta. Eles são construídos pela justaposição de dois semicondutores, um do tipo N, outro do tipo P. Um dispositivo semiconductor é, em geral, uma camada de silício “dopado” com átomos de outro elemento químico, que o deixa com excesso ou deficiência de cargas negativas (semicondutor tipo N ou tipo P, respectivamente), como representado a seguir:



- (A) Explique por que o fósforo produz um semicondutor tipo N e o boro, tipo P.  
 (B) Explique por que diodos conduzem corrente elétrica em um único sentido.

**06 (UNIRIO)** De acordo com a Lei de Coulomb, a força de atração entre partículas de cargas opostas é diretamente proporcional às suas cargas e inversamente proporcional ao quadrado das distâncias entre eles.

$$f = \frac{k(q^+ \cdot q^-)}{(r^+ + r^-)^2}$$

onde  $q^+$  e  $q^-$  são as cargas dos íons,  $r^+$  e  $r^-$  são os raios dos íons e  $k$  é uma constante. Compare os compostos MgO e BaO, quanto aos seus pontos de fusão, sabendo-se que os raios iônicos do  $Ba^{2+}$  e  $Mg^{2+}$ , são, respectivamente, 1,35 Å e 0,65 Å.

**07 (ITA)** Considere os seguintes materiais:

- |                |                           |
|----------------|---------------------------|
| I. Cal viva;   | V. Hematita;              |
| II. Cobalto;   | VI. Liga de ouro e cobre; |
| III. Diamante; | VII. Naftaleno;           |
| IV. Gelo seco; | VIII. Quartzo.            |

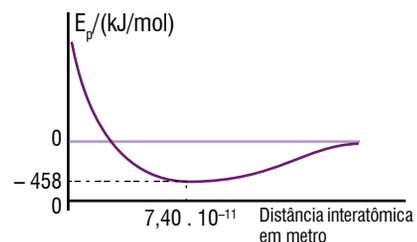
Considere também os seguintes tipos de agregação no estado sólido:

- a. Covalente  
 b. Iônico  
 c. Metálico  
 d. Molecular

Assinale a opção que contém correlação **correta** entre materiais e tipos de agregação no estado sólido citados acima.

- (A) VIIIa ; Vb ; IIc ; IVd  
 (B) Ia ; VIIIb ; Vc ; IIId  
 (C) IVa ; Ib ; IIIc ; VIId  
 (D) IIIa ; IVb ; VIc ; VIIIId  
 (E) VIIa ; IIb ; IIIc ; Vd

**08 (UMG)** A curva a seguir mostra a variação da energia potencial  $E_p$  em função da distância entre os átomos, durante a formação da molécula  $H_2$ , a partir de dois átomos de hidrogênio, inicialmente a uma distância infinita um do outro.



Em relação às informações obtidas da análise do gráfico, assinale a afirmativa **falsa**.

- (A) A energia potencial diminui na formação da ligação química.  
 (B) A quebra da ligação H — H consome 458 kJ/mol.  
 (C) O comprimento de ligação da molécula  $H_2$  é de  $7,40 \times 10^{-11}$  m.  
 (D) Os átomos separados por uma distância infinita se atraem mutuamente.

**09 (UNB-DF)**

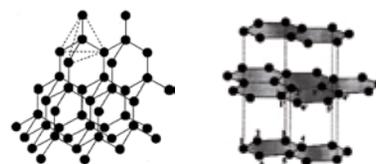


Figura 1

Figura 11

(Adaptado de FELTRE, Ricardo. *Química*. São Paulo: Moderna. 4ª ed., 1994.)

As figuras I e II acima ilustram as estruturas do diamante e da grafita, respectivamente. Na estrutura do diamante, cada átomo de carbono está ligado a quatro outros átomos de carbono. A grafita por sua vez, é constituída de anéis no formato de hexágonos regulares interconectados, nos quais cada átomo de carbono é ligado a três outros átomos de carbono, conforme ilustra a figura II. O comprimento da ligação carbono-carbono nos planos definidos pelos hexágonos na grafita é 1,42 Å, enquanto, no diamante, as ligações carbono-carbono têm 1,54 Å. Os planos constituídos por anéis hexagonais na grafita são mantidos unidos por forças de Van der Waals e distam de 3,35 Å entre si. Uma característica física importante da grafita é o seu fácil quebramento – clivagem – paralelamente aos planos hexagonais.

Com base nessas informações, julgue os itens a seguir, acerca das estruturas do carbono e da grafita.

01. No diamante, cada átomo de carbono está centrado em um tetraedro, analogamente ao carbono da molécula do metano.
02. Apesar de suas estruturas serem diferentes, as ligações químicas no diamante e na grafita são covalentes.

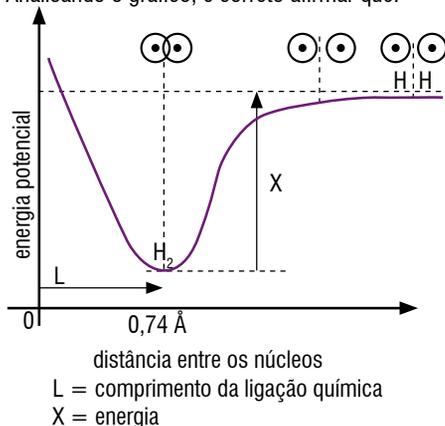
03. As ligações carbono-carbono em um mesmo plano definido pelos hexágonos na grafita são mais fracas que nas ligações carbono-carbono no diamante.
04. A clivagem acima mencionada deve-se à presença das ligações de Van der Waals na estrutura da grafita.
05. Na figura II, o volume do prisma hexagonal oblíquo cujas arestas laterais são obtidas ligando-se os vértices 1 a 1', 2 a 2', 3 a 3', 4 a 4', 5 a 5' e 6 a 6' é superior a 30 Å<sup>3</sup>.

**10 (ITA SP)** Qual das opções abaixo apresenta a COMPARAÇÃO CORRETA para a porcentagem do caráter iônico das ligações nas substâncias, todas no estado gasoso?

- (A)  $\text{NaCl} > \text{FeCl}_3 > \text{PCl}_3$
- (B)  $\text{HCl} > \text{Cl}_2 > \text{ClBr}$
- (C)  $\text{HCl} > \text{NaCl} > \text{ClBr}$
- (D)  $\text{SiCl}_4 > \text{FeCl}_3 > \text{MgCl}_2$
- (E)  $\text{Na}_2\text{S} > \text{NaCl} > \text{PCl}_3$

### EXERCÍCIOS NÍVEL 3

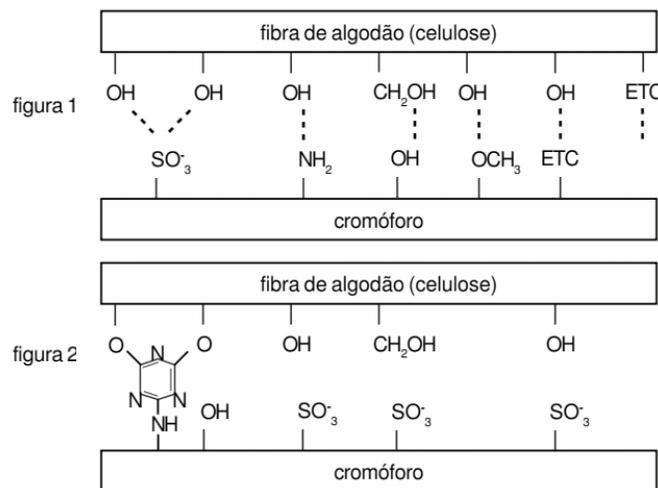
**01 (UFF)** O gráfico abaixo representa a decomposição da molécula de hidrogênio. Analisando o gráfico, é correto afirmar que:



- (A) X representa, em módulo, o valor da energia de dissociação da molécula de hidrogênio.
- (B) os átomos de hidrogênio, isoladamente, são mais estáveis do que a molécula de hidrogênio.
- (C) a formação da molécula de hidrogênio é um processo de ganho de energia.
- (D) a partir da formação da ligação, a energia aumenta devido ao distanciamento entre os núcleos dos átomos.
- (E) no ponto de menor energia do gráfico, ocorreu a formação de uma ligação Pi ( $\pi$ ).

**02 (UFRJ)** Os corantes utilizados para tingir tecidos possuem em suas estruturas um grupamento denominado cromóforo (representado em lilás nas figuras abaixo), ao qual, por sua vez, estão ligados diversos grupos

funcionais (-OH, -NH<sub>2</sub>, -SO<sub>3</sub>, etc.), denominados auxocromos. Estes grupamentos, além de influenciar na cor, são responsáveis pela fixação do corante no tecido, através de interações químicas entre as fibras e o próprio corante. No caso do algodão, tais interações se dão com as hidroxilas livres da celulose e podem ser de dois tipos: no primeiro, mais barato, o corante é simplesmente adicionado ao tecido (Figura 1) e, no segundo, mais caro, é provocada uma reação entre a fibra e o corante (Figura 2).



- a. Quais os tipos de ligações químicas que ocorrem entre as fibras e os corantes em cada caso?
- b. Explique por que os tecidos de algodão tingidos pelo segundo processo (Figura 2) desbotam menos quando são usados, lavados, expostos ao sol, do que os tingidos pelo primeiro processo.

RASCUNHO

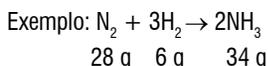
## 1. Leis Ponderais

São aquelas que relacionam as massas das substâncias presentes em uma combinação química., também conhecidas como Leis das Combinações Químicas. São elas:

### 1.1 Lei de Lavoisier

#### (Lei da Conservação das Massas)

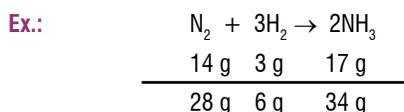
“Num sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.”



### 1.2 Lei de Proust

#### (Lei das Proporções Fixas e Definidas)

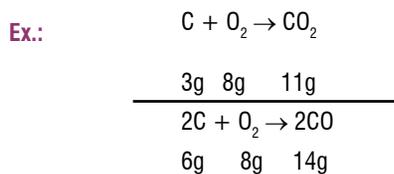
“Toda substância apresenta uma proporção constante, em massa, na sua composição, e a proporção na qual as substâncias reagem e se formam é constante”.



### 1.3 Lei de Dalton

#### (Lei das Proporções múltiplas)

“Mudando-se a reação, se a massa de um participante se mantiver constante, a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos”



### 1.4 Lei de Richter-Wenzel-Berzelius

#### (Lei das Proporções Recíprocas)

Se com uma massa fixa de um dado elemento químico reagem separadamente diferentes massas de outros elementos, quando estes últimos reagirem entre si, eles o farão ou na mesma proporção de massas ou em uma outra proporção, formada por múltiplos ou submúltiplos desses valores.

Ex.:

SUBSTÂNCIA	C	Si	O
Dióxido de Carbono	12 g	—	32 g
Dióxido de Silício	—	28 g	32 g
Carbeto de Silício	0,36 g	0,84 g	—

$$\frac{m_c}{m_{si}} = \frac{m'_c \cdot p}{m'_{si} \cdot q} \Rightarrow \frac{12}{28} = \frac{0,36 \cdot p}{0,84 \cdot q} \Rightarrow \frac{p}{q} = 1$$

### EXERCÍCIOS NÍVEL 1

01 (UFPI) Acerca de uma reação química, considere as seguintes afirmações:

- I. A massa se conserva.
- II. As moléculas se conservam.
- III. Os átomos se conservam.
- IV. Ocorre rearranjo dos átomos.

Está correto o que se afirma em:

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

02 (FCMSC-SP) A frase “Do nada, nada; em nada, nada pode transformar--se.” relaciona-se com as ideias de:

- (A) Dalton.
- (B) Proust.
- (C) Boyle.
- (D) Lavoisier.
- (E) Gay-Lussac.

03 (FAAP) A reação entre 23 g de álcool etílico e 48 g de oxigênio produziu 27 g de água, ao lado de gás carbônico.

A massa de gás carbônico obtida foi de:

- (A) 44 g.
- (B) 22 g.
- (C) 61 g.
- (D) 88 g.
- (E) 18 g.

04 (UFPE) Dois frascos, A e B, contendo diferentes reagentes, estão hermeticamente fechados e são colocados nos pratos de uma balança, que fica equilibrada como mostra o diagrama abaixo.



Os frascos são agitados para que os reagentes entrem em contato. As seguintes reações ocorrem:

**Frasco A:**  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \Rightarrow 2 \text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$  (precipitado branco)

**Frasco B:**  $\text{Zn} (\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 (\text{g})$ . Podemos afirmar que:

- I. Com o andamento das reações, o braço da balança pende para o lado do **frasco A**.
- II. Com o andamento das reações, o braço da balança pende para o lado do **frasco B**.
- III. Com o andamento das reações, os braços da balança permanecem na mesma posição.
- IV. As reações satisfazem a lei de Lavoisier.

É (são) verdadeira(s), apenas, a(s) afirmação(ões):

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

**05 (CEETEPS-SP)** A queima de uma amostra de palha de aço produz um composto pulverulento de massa:

- (A) menor que a massa original da palha de aço  
 (B) igual à massa original da palha de aço  
 (C) maior que a massa original da palha de aço  
 (D) igual à massa de oxigênio do ar que participa da reação  
 (E) menor que a massa de oxigênio do ar que participa da reação

**06 (FEMPAR-PR)** Hidrogênio reage com oxigênio na proporção 1: 8, em massa, para formar água. A partir da reação descrita e completando com valores, em gramas, os espaços preenchidos com X, Y e Z na tabela a seguir, teremos, respectivamente:

Sistema	massa de hidrogênio	massa de oxigênio	massa de água	massa em excesso
I	5 g	32 g	x	y
II	7 g	z	63 g	4 g

- (A) 32; 1 e 56. (D) 36; 1 e 56.  
 (B) 36; 2 e 52. (E) 36; 1 e 60.  
 (C) 32; 2 e 56.

**07 (UFMA)** “Quando um elemento A se combina com um outro elemento B formando mais de um composto (Ex.: S e O formando os óxidos SO<sub>2</sub> e SO<sub>3</sub>), ele o faz de modo que a razão entre as massas de B é formada por números inteiros e pequenos.” Essa afirmação é a Lei de:

- (A) Dalton (D) Boyle  
 (B) Lavoisier (E) Gay-Lussac  
 (C) Proust

**08 (UNIFESP – Modificada)** Iodo e flúor formam uma série de compostos binários que apresentam em suas análises as seguintes composições:

Composto	% m de I	% m de F
A	87,0	13,0
B	69,0	31,0
C	57,0	43,0

Qual a conclusão que pode ser extraída desses resultados com relação às massas de flúor que se combinam com uma certa massa fixa de iodo? Demonstre essa conclusão.

**09 (VUNESP)** Foram analisadas três amostras (I, II e III) de óxidos de enxofre, procedentes de fontes distintas, obtendo-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de enxofre	Massa de oxigênio	Massa da amostra
I	0,32 g	0,32 g	0,64 g
II	0,08 g	0,08 g	0,16 g
III	0,32 g	0,48 g	0,80 g

Estes resultados mostram que:

- (A) as amostras I, II e III são do mesmo óxido.  
 (B) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.  
 (C) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.  
 (D) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.  
 (E) as amostras I, II e III são de óxidos diferentes.

**10** Verifique a lei de Richter-Wenzel-Berzelius para os dados da tabela abaixo:

Composto	m de H	m de C	m de Br
I	4	12	–
II	0,2	–	16
III	–	2,4	48

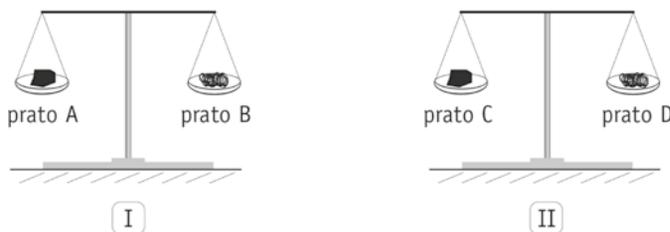
EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (UERJ)** Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma. Esse enunciado é conhecido como Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa.

Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas I e II mostradas na figura abaixo.

Nos pratos dessas balanças foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:

- pratos A e C: carvão;
- pratos B e D: esponja de aço.



A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças.

Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e retirada de massas, respectivamente, nos seguintes pratos:

- (A) A e D  
 (B) B e C  
 (C) C e A  
 (D) D e B

**02 (ITA)** Verificou-se que as massas, em gramas, dos elementos A e B, que se combinam (sem falta nem excesso) para formar 100 g dos compostos binários distintos I e II são:

COMPOSTO	MASSA DE A	MASSA DE B
I	$m_{A,I} = 77,73 \text{ g}$	$m_{B,I} = 22,27 \text{ g}$
II	$m_{A,II} = 69,94 \text{ g}$	$m_{B,II} = 30,06 \text{ g}$

Em relação às informações acima, qual das opções contém a afirmação verdadeira?

- (A) As informações da tabela confirmam a hipótese de Avogadro  
 (B) Das informações tabeladas pode-se obter, sem ambiguidade, tanto o peso atômico do elemento A quanto o peso atômico do elemento B.  
 (C) As informações tabeladas confirmam a lei de Gay-Lussac.  
 (D) As informações tabeladas estão de acordo com a hipótese de Dalton.  
 (E) O composto II tem fórmula igual a  $A_5B_2$ .

**03 (UFMS)** Verifica-se, experimentalmente, que dois elementos A e B reagem quimicamente para produzir um ou mais compostos. Os dados experimentais são mostrados na tabela abaixo.

Experimento	m de A(g)	m de B(g)	m de C(g)
I	6,08	4,00	10,08
II	18,24	12,00	30,24
III	3,04	2,00	5,04

Através de um quarto experimento, verifica-se que 80,00 g do elemento B combina com 355,00 g de um terceiro elemento C para produzir 435,00 g do composto X. Com base nos dados acima, é correto afirmar que:

01. a Lei de Lavoisier é mostrada em todos os experimentos.  
 02. os experimentos I, II e III não comprovam a Lei de Proust.  
 04. 8,00 g de B reagirão com 12,00 g de A.  
 08. a Lei de Dalton é verificada em todos os experimentos.  
 16. os experimentos I, II e III ilustram a formação de mais de um composto.  
 32. 16,00 g de B reagem com 71,00 g de C produzindo 87,00 g de X.

Soma: \_\_\_\_\_

**04 (ITA)** São feitas as seguintes afirmações a respeito das contribuições do pesquisador francês A. L. Lavoisier (1743-1794) para o desenvolvimento da ciência:

- I. Desenvolvimento de um dos primeiros tipos de calorímetros.  
 II. Participação na comissão responsável pela criação do sistema métrico de medidas.  
 III. Proposta de que todos os ácidos deveriam conter pelo menos um átomo de oxigênio.  
 IV. Escolha do nome oxigênio para o componente do ar atmosférico indispensável para a respiração humana.  
 V. Comprovação experimental da conservação de massa em transformações químicas realizadas em sistemas fechados.

Qual das opções abaixo contém a(s) afirmação(ões) correta(s)?

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

## EXERCÍCIOS NÍVEL 3

**01 (ITA)** Dispomos de dois lotes de ligas distintas de ouro e cobre. O primeiro, chamado A, contém 90% (em massa) de ouro, o restante sendo cobre. O segundo, chamado B, contém 40% (em massa) de ouro, o restante sendo cobre. Fundindo, juntos, x kg de liga A com y kg da liga B, somos capazes de obter 2,00 kg de uma nova liga, contendo 70% (em massa) de ouro. Das opções abaixo, qual é aquela que contém os valores certos de x e y, respectivamente?

- (A) 0,50; 1,50.  
 (B) 0,80; 1,20  
 (C) 1,20; 0,80.  
 (D) 1,60; 0,40.  
 (E) 1,80; 0,20.

**02 (UVA)** Na reação  $A + B \rightarrow C + D$ , temos:

1ª Experiência: quando reagem 7 g de A formam-se 5 g de C.

2ª Experiência: quando se formam 3 g de C também se formam 9 g de D.

3ª Experiência: fazendo-se reagir 3,9 g de B, qual a massa de A necessária?

**03 (PUC-SP)** Foram realizadas três reações entre o gás nitrogênio ( $N_2$ ) e o gás oxigênio ( $O_2$ ), formando, em cada uma delas, um óxido de nitrogênio como único produto. A tabela abaixo resume os resultados:

	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio	Massa de óxido
Reação 1	0,7 g	0,8 g	1,5 g
Reação 2	2,8 g	1,6 g	4,4 g
Reação 3	3,5 g	10,0 g	13,5 g

São conhecidos diversos óxidos de nitrogênio com fórmulas diferentes. Sabendo-se que o óxido obtido na reação 1 foi o NO, as fórmulas dos óxidos obtidos nas reações 2 e 3 são, respectivamente,

- (A) NO e  $N_2O_3$ .  
 (B)  $N_2O$  e  $NO_2$ .  
 (C)  $N_2O$  e  $N_2O_5$ .  
 (D)  $NO_2$  e  $N_2O_3$ .  
 (E)  $NO_2$  e  $N_2O_5$ .

## 1. Unidade de massa atômica (U)

Os cientistas escolheram o carbono-12 como padrão de medida da massa dos átomos. A unidade de massa atômica (1,0 u) vale exatamente 1/12 da massa do carbono-12. Atualmente, pode-se determinar experimentalmente que a unidade de massa atômica (u) vale aproximadamente  $1,66 \cdot 10^{-24}$  grama.

## 2. Massa atômica

Massa atômica é a massa do átomo medida em unidades de massa atômica (u).

Para o caso dos elementos químicos, devemos levar em consideração os isótopos e suas abundâncias relativas.

Na maior parte das vezes, um elemento químico é um conjunto de isótopos e a sua massa atômica (MA) é a média ponderada das massas atômicas desses isótopos:

$$MA_{\text{elemento}} = \frac{MA_1 \cdot p_1 + MA_2 \cdot p_2 + \dots + MA_n \cdot p_n}{100}$$

em que  $MA_i$  – massa atômica de determinado isótopo.

$p_i$  – porcentagem de abundância.

O método mais moderno e preciso para a determinação das massas atômicas é o espectrômetro de massas.

Um cálculo aproximado pode ser feito pela regra de Dulong-Petit enunciada em 1819 pelos franceses Louis Dulong e Akexis T. Petit, que diz: “A massa atômica (MA) multiplicada pelo calor específico (C) do elemento, no estado sólido, é aproximadamente igual a 6,4”

$$MA \cdot c \cong 6,4$$

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**01** Calcule a massa atômica do átomo de ferro.

Dados:

ISÓTOPOS	MASSA ATÔMICA	PORCENTAGEM
Ferro – 56	56	91,72
Ferro – 54	54	5,8
Ferro – 57	57	2,2
Ferro – 58	58	0,28

Substituindo os dados fornecidos na expressão anterior, temos:

$$MA_{\text{elemento}} = \frac{56 \cdot 91,72 + 54 \cdot 5,8 + 57 \cdot 2,2 + 58 \cdot 0,28}{100} = 55,91 \text{ u}$$

## 4. Massa Molecular

Conhecendo a massa de um átomo, fica evidente que a massa de uma molécula, ou seja, a massa molecular (MM), é a soma das massas dos átomos que a constituem.

**Obs. 1:** Sabemos que muitas substâncias não são formadas por moléculas, mas por aglomerados de íons: é o caso das substâncias iônicas. Não existindo a molécula, perde o sentido, evidentemente, falar-se em massa molecular. Mas mesmo assim adotamos tal nome por comodidade.

**Obs. 2:** Um íon corresponde a um átomo ou um grupo de átomos com excesso ou deficiência de elétrons. Como a massa do elétron é desprezível em relação à do próton, a massa do íon sempre será igual à massa da partícula neutra correspondente.

## 5. Conceito de mol

Um dos pontos mais importantes de todos os cálculos químicos é saber como trabalhar simultaneamente com a unidade grama (g) e a unidade massa atômica (u).

Utilizando vários métodos, cientistas descobriram que as unidades têm por conversão o valor  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Em homenagem a Amadeo Avogadro, esse fator de conversão foi chamado de constante de Avogadro.

Por menores que sejam, as massas de substâncias que utilizamos no dia a dia estão relacionadas a um grande número de átomos, íons ou moléculas. Por exemplo, em 1 g de grafite de lápis há  $5 \cdot 10^{22}$  átomos de carbono.

Por isso, foi necessário desenvolver uma unidade apropriada para a contagem de átomos e moléculas, sendo criada a unidade mol.

“Mol é a quantidade de substância (quantidade de matéria, que encerra  $6,02 \cdot 10^{23}$  algo, ou seja,  $1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$  algo.”

**Obs.:** A grandeza quantidade de matéria não pode ser confundida com massa.

## 6. Massa Molar

Como o nome indica, massa molar (M) é a massa de 1 mol de átomos, moléculas ou íons, e sua unidade é g/mol. Lembrando da conversão u para g.

Massa Molar:

- é formada por  $6,02 \cdot 10^{23}$  entidades elementares;
- corresponde a x gramas (valor da tabela);
- corresponde a 1 mol;
- ocupa 22,7L nas CNTP (algumas faculdades ainda consideram 22,4L).

**Obs. 1:** Não confunda massa molar (massa de 1 mol) com massa molecular (massa de uma molécula. A  $1^{\text{a}}$  é expressa em gramas e sempre contém 1 mol ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) de entidades elementares.

**Obs. 2:** Vale ressaltar que a massa molecular não é dada exatamente pela soma da massa de cada um dos átomos que a formam, visto que parte dessa massa é perdida para dar origem à energia de empacotamento do composto. No entanto, tal diferença de massa é desconsiderada, a não ser que seja especificado.

## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**01** Qual o número de átomos de ferro presentes em 53,5 g de ferrugem ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ )?

**Solução:** Cada mol de ferrugem tem 2 mols de ferro ( $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ )

Um mol de ferrugem tem 214 g/mol

214 g  $\rightarrow 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  átomos

53,5 g  $\rightarrow x$  átomos

$x = 3,01 \cdot 10^{23}$  átomos

**02** Quantos mols de elétrons existem em 540 g de  $(\text{CO}_3)^{2-}$ ?

**Solução:** Cada átomo de carbono apresenta 6 elétrons, e o oxigênio apresenta 8 elétrons de forma que o íon  $(\text{CO}_3)^{2-}$  tem 32 elétrons. 1 mol de  $(\text{CO}_3)^{2-}$  tem massa de 30g

30g  $\rightarrow 32 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  elétrons

540g  $\rightarrow x$  elétrons

$x = 3,46 \cdot 10^{26}$  elétrons

## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (FUVEST)** O carbono ocorre na natureza como uma mistura de átomos dos quais 98,90% são C-12 e 1,10% – C-13:

- Explique a diferença entre os átomos C-12 e C-13.
- Calcule a massa atômica do carbono.

**02 (FGV)** O cloro é encontrado na natureza de duas formas isotópicas de 35 e 37 u. Dado que a massa atômica do cloro é 35,45u, qual sua porcentagem isotópica?

**03 (PUC-Modificada)** O elemento boro tem número atômico 5, faz parte do terceiro grupo de elementos representativos e sua massa atômica é 10,8 u.m.a. Sendo o boro natural constituído por dois isótopos,  $^{11}\text{B}$  e  $^{10}\text{B}$ , calcule a abundância relativa dos dois isótopos do elemento boro.

**04 (ITA)** Na resolução de problemas estequiométricos envolvendo o cálcio e seus compostos, aparecem a grandeza 40 g/mol. O nome correto desta grandeza é:

- peso atômico do cálcio.
- massa de um átomo de cálcio.
- massa molar do cálcio.
- massa molecular do cálcio.
- peso atômico do cálcio expresso em gramas.

**05** Calcule:

- A massa em gramas de 3 mols de átomos de cálcio.
- A massa em gramas de  $3,01 \times 10^{22}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- O número de átomos existentes em 0,2 mol de átomos de K.
- O número de moléculas presentes em 96 g de S.
- Quantos mols de Ba há em 1,37 g de bário metálico?
- Quantos gramas pesam  $9,03 \times 10^{21}$  moléculas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ?
- Calcule a massa presente em uma mistura contendo 0,2 mol de átomos de Cu e  $3 \times 10^{22}$  átomos de Ag.
- Determine a massa, em gramas, de 1 átomo de carbono.
- Quantos átomos de hidrogênio estão presentes em 160 g de metano?
- Uma certa amostra de gás oxigênio tem  $1,208 \times 10^{23}$  átomos de O. A quantos mols de átomos de O isto corresponde?

**06 (FUVEST)** A dose diária recomendada do elemento cálcio para um adulto é de 800 mg. Suponha certo suplemento nutricional à base de cascas de ostras que seja 100%  $\text{CaCO}_3$ . Se um adulto tomar diariamente dois tabletes desse suplemento de 500 mg cada um, qual a porcentagem de cálcio da quantidade recomendada que essa pessoa está ingerindo? Dados: massas molares (g/mol): Ca = 40, O = 16 e C = 12.

- 25%.
- 40%.
- 50%.
- 80%.
- 125%.

**07 (PUC)** Uma das metas do Conselho Nacional do Meio Ambiente é que carros novos, em 1997, emitam 2,0 g de monóxido de carbono por quilômetro. Nessas condições, quantas moléculas do gás serão emitidas, aproximadamente, por um carro que percorre 15 km?

- 2,0.
- 3,0.
- $3,2 \cdot 10^{23}$ .
- $6,4 \cdot 10^{23}$ .
- $9,0 \cdot 10^{23}$ .

**08 (FUVEST)** Linus Pauling, prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu recentemente aos 93 anos. Era ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de  $2,1 \cdot 10^{-2}$  mols dessa vitamina.

Dose diária recomendada ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) = 62 mg.

Quantas vezes a dose ingerida por Pauling é maior do que a dose recomendada?

- 10.
- 60.
- 100.
- 1.000.
- 60.000.

**09 (FEI)** O ferro é um elemento essencial, na alimentação humana, para a formação de hemoglobina. Apenas 10% do ferro do feijão é absorvido pelo organismo humano. Supondo que em 100 g de feijão encontremos 0,2% de ferro e que cada átomo de ferro formar uma molécula de hemoglobina, o número de moléculas formadas será:

- $6 \cdot 10^{20}$
- $2 \cdot 10^{20}$
- $4 \cdot 10^{22}$
- $5 \cdot 10^{22}$
- $6 \cdot 10^{23}$

**10 (EEM-SP)** Uma folha de alumínio tem as seguintes dimensões: 7,5 m  $\times$  20 cm  $\times$  0,020 mm. Quantos átomos de alumínio estão presentes na folha? (Dados: massa atômica do Al = 27 e densidade = 2,7 g/cm<sup>3</sup>.)

**11 (UFV)** Dois cubos (um de alumínio e outro de ouro) têm volume 1,0 mL. A 25°C, a densidade do Al é 2,7 g/mL e a do Au é 18,9 g/mL. Podemos afirmar que:

- o número de átomos é aproximadamente o mesmo nos dois cubos.
- no cubo de Al existem aproximadamente  $2,7 \cdot 10^{23}$  átomos.
- no cubo de Au existem aproximadamente  $1,9 \cdot 10^{23}$  átomos.
- no cubo de Au existem aproximadamente 7 vezes mais átomos do que no cubo de Al.
- no cubo de Al existem aproximadamente 7 vezes mais átomos do que no cubo de Au.

**12 (FUVEST)** O Brasil produz, por ano, aproximadamente,  $5 \cdot 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico,  $1,2 \cdot 10^6$  toneladas de amônia e  $1,0 \cdot 10^6$  toneladas de soda cáustica. Em mols, a ordem decrescente de produção será:

- (A)  $H_2SO_4 > NH_3 > NaOH$ .  
 (B)  $H_2SO_4 > NaOH > NH_3$ .  
 (C)  $NH_3 > H_2SO_4 > NaOH$ .  
 (D)  $NH_3 > NaOH > H_2SO_4$ .  
 (E)  $NaOH > NH_3 > H_2SO_4$ .

**13 (FEI)** O vidro “VYCOR” é um tipo de vidro com elevado teor de sílica (96,3% de  $SiO_2$ , em massa); a parte restante é principalmente constituída de óxido de boro. O número de átomos de boro presentes em 1881 g desse vidro é:

- (A)  $6 \cdot 10^{23}$ .  
 (B)  $1,8 \cdot 10^{24}$ .  
 (C)  $9,8 \cdot 10^{23}$ .  
 (D)  $1,2 \cdot 10^{24}$ .  
 (E)  $2,4 \cdot 10^{24}$ .

**14 (UEL)** Considerando as amostras:

- I. 10,0 g de  $N_2$ .  
 II. 5,0 mols de  $H_2$ .  
 III.  $6 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $O_3$ .  
 IV. 1 mol de CO.  
 V. 32 g de  $O_2$ .

Apresentam massas iguais:

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

**15 (Uel PR/2003)** A revista *Isto É* publicou, em 26/06/2002, as seguintes frases:

“Quem vencer a Copa do Mundo vai levar um troféu com 5,00 kg de ouro maciço de 18,0 quilates.”

“O ouro puro tem 24,0 quilates, que é a medida da pureza do metal.”  
 massa molar (g/mol) do ouro = 197  
 número de Avogadro:  $6,00 \times 10^{23}$

Com base nessas informações, e sabendo-se que nossa seleção foi campeã da Copa do Mundo, pode-se afirmar que, com essa conquista, a seleção de futebol pentacampeã trouxe para o Brasil:

- (A)  $1,52 \times 10^{25}$  átomos de ouro.  
 (B)  $1,14 \times 10^{25}$  átomos de ouro.  
 (C)  $1,52 \times 10^{22}$  átomos de ouro.  
 (D)  $1,14 \times 10^{22}$  átomos de ouro.  
 (E)  $1,14 \times 10^{23}$  átomos de ouro.

**16 (Uepg PR/2002/Janeiro)** Sobre as três amostras abaixo, assinale o que for correto.

I	II	III
180 g de $H_2O$	490 g de $H_2SO_4$	490 g de $H_3PO_4$

Dados:

- I. massas molares, em gramas:  
 $1H = 1$ ;  $8O = 16$ ;  $15P = 31$ ;  $16S = 32$ ;  
 II. número de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$

01. As amostras II e III contêm  $3,0 \times 10^{24}$  moléculas cada um.  
 02. A amostra I contém a maior quantidade de matéria, expressa em mols.  
 04. As amostras II e III contêm o mesmo número de átomos.  
 08. A amostra I contém o menor número de átomos.  
 16. A amostra I contém o maior número de moléculas.

Soma: \_\_\_\_\_

**17 (Fuvest SP/2002/1ª Fase)** O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, aproximadamente, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que se tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

Dados:

massas molares aproximadas (g/mol);  
 açúcar de cana: 340;  
 adoçante artificial: 300.

- (A) 30.  
 (B) 50.  
 (C) 100.  
 (D) 140.  
 (E) 200.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (ITA)** Pouco após o ano de 1800 existiam tabelas de pesos atômicos relativos nas quais o oxigênio tinha peso atômico 100 exato. Com base nesse tipo de tabela, o peso molecular relativo do  $SO_2$  seria:

- (A) 64.  
 (B) 232.  
 (C) 250.  
 (D) 300.  
 (E) 4000.

**02 (UNICAMP)** O volume de etanol ( $C_2H_5OH$ ) necessário para encher o tanque de um automóvel é de  $50 \text{ dm}^3$ . Calcule o número de moléculas de etanol contidas neste volume.  
 (Dado: densidade do etanol =  $8,0 \times 10^2 \text{ g / dm}^3$ .)

**03 (VUNESP)** O mercúrio na forma iônica é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25,0 g de atum de uma remessa foi analisada, e constatou-se que continha  $2,1 \cdot 10^{-7}$  mols de  $Hg^{+2}$ . Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de  $0,50 \cdot 10^{-3} \text{ g/kg}$  de alimento não podem ser comercializados, demonstre se a remessa de atum deve ser ou não confiscada.

**04 (UNIFESP-1ª Fase)** A nanotecnologia é a tecnologia em escala nanométrica ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ). A aplicação da nanotecnologia é bastante vasta: medicamentos programados para atingir um determinado alvo, janelas autolimpantes que dispensam o uso de produtos de limpeza, tecidos com capacidade de suportar condições extremas de temperatura e impacto, são alguns exemplos de projetos de pesquisas que recebem vultosos

investimentos no mundo inteiro. Vidro autolimpante é aquele que recebe uma camada ultrafina de dióxido de titânio. Essa camada é aplicada no vidro na última etapa de sua fabricação. A espessura de uma camada ultrafina constituída somente por  $\text{TiO}_2$ , uniformemente distribuído, massa molar 80 g/mol e densidade  $4,0 \text{ g/cm}^3$ , depositada em uma janela com dimensões de  $50 \times 100 \text{ cm}$ , que contém  $6 \times 10^{20}$  átomos de titânio é igual a:  
Dado: (constante de Avogadro =  $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

- (A) 4 nm.
- (B) 10 nm.
- (C) 40 nm.
- (D) 80 nm.
- (E) 100 nm.

**05 (PUC-CAMP)** O ácido de fórmula  $\text{C}_{16}\text{H}_{29}\text{SO}_3\text{H}$  pode ser utilizado na obtenção de detergentes. Quantos gramas de hidrogênio existem em 0,5 mol de moléculas desse ácido?

**06 (UNIFESP-SP-1ª Fase)** O rótulo de um frasco contendo um suplemento vitamínico informa que cada comprimido contém  $6,0 \times 10^{-6}$  gramas de vitamina B12 (cianocobalamina). Esta vitamina apresenta 1 mol de cobalto por mol de vitamina e sua porcentagem em peso é de aproximadamente 4%. Considerando a constante de Avogadro  $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  e a massa molar de cobalto 60 g/mol, qual o número aproximado de átomos de cobalto que um indivíduo ingere quando toma 2 comprimidos?

- (A)  $4,8 \times 10^{15}$ .
- (B)  $2,4 \times 10^{15}$ .
- (C)  $4,8 \times 10^{12}$ .
- (D)  $2,4 \times 10^{12}$ .
- (E)  $4,8 \times 10^7$ .

**07 (ITA)** Através da fusão de misturas de  $\text{SiO}_2$  e  $\text{Al}_2\text{O}_3$  em forno suficientemente aquecido, é possível produzir aluminossilicatos. Considere que seja produzido um com relação de massa (g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  / g de  $\text{SiO}_2$ ) igual a 2,6. Qual alternativa apresenta o valor da relação de (mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  / mol de  $\text{SiO}_2$ ) neste aluminossilicato?

- (A) 0,59.
- (B) 1.
- (C) 1,5.
- (D) 2,6.
- (E) 4,4.

**08 (ITA)** Hematita (óxido férrico) e siderita (carbonato ferroso) são minérios importantes a partir dos quais se obtém ferro metálico. As massas máximas, em kg, de ferro que podem ser obtidas a partir de 1,00 kg de hematita e 1,00 kg de siderita, supostas secas e puras são respectivamente:

- (A)  $\frac{55,8}{55,8 + 16,0}; \frac{2,55,8}{2,55,8 + 180,0}$
- (B)  $\frac{2,55,8}{2,55,8 + 48,0}; \frac{55,8}{55,8 + 60,0}$
- (C)  $\frac{2,55,8}{2,55,8 + 48,0}; \frac{2,55,8}{2,55,8 + 180,0}$

(D)  $\frac{55,8/2}{2,55,8 + 48,0}; \frac{55,8/2}{55,8 + 60,0}$

(E)  $\frac{2,55,8 + 48,0}{2,55,8}; \frac{2,55,8 + 180,0}{2,55,8}$

**09 (UFRJ)** Um dentista decidiu fazer uma comparação entre as quantidades de flúor existentes em duas diferentes pastas de dente. A tabela a seguir apresenta as massas dos compostos fluorados presentes em cada tubo das pastas A e B. Compare o número de átomos de flúor existente em cada tubo das pastas A e B.

PASTA	MASSA DO COMPOSTO
A	0,21g de NaF
B	0,72g de $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$

EXERCÍCIOS NÍVEL 3

**01 (FUVEST)** Deficiência de  $\text{Zn}^{+2}$  no organismo causa problemas de crescimento, que podem ser sanados pela ingestão de comprimidos que contêm ZnO. Certos comprimidos contêm  $1,62 \times 10^{-2} \text{ g}$  de ZnO. O  $\text{Zn}^{+2}$  pode também ser administrado por meio de solução aquosa de  $\text{ZnSO}_4$ . Que volume dessa solução, de concentração 0,10 mol/L contêm massa de  $\text{Zn}^{+2}$  igual àquela contida em um comprimido de ZnO? ( $\text{Zn}=65\text{g/mol}$  e do  $\text{ZnO}=81\text{g/mol}$ )

**02 (FUVEST)** Recentemente, na Bélgica, descobriu-se que frangos estavam contaminados com uma dioxina contendo 44%, em massa, do elemento cloro. Esses frangos apresentavam, por kg,  $2 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$  desse composto altamente tóxico.

Supondo que um adulto possa ingerir, por dia, sem perigo, no máximo  $3,23 \cdot 10^{-11} \text{ g}$  desse composto, a massa máxima diária, em kg de frango contaminado, que tal pessoa poderia consumir seria igual a:

Dados: 1 mol de dioxina contém 4 átomos de cloro.

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

**03** Certa amostra, pesando 805 gramas, é formada por  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$  e 20% de umidade. Determine:

- (A) o número de mols de sal existente na amostra;
- (B) a porcentagem em peso de sódio na amostra úmida;
- (C) a porcentagem em peso de água na amostra úmida.

## 1. Fórmula percentual ou centesimal

Indica a porcentagem, em massa, de cada elemento que constitui a substância.

## 2. Fórmula mínima ou empírica

Ao fazer a análise de uma substância desconhecida, o primeiro passo é detectar sua constituição. O segundo passo constitui na determinação da quantidade das massas de cada elemento. Com esse dado, obtêm-se a fórmula percentual e, com ela, o número de mols de cada átomo existente.

Ou seja, a fórmula mínima indica a menor proporção, em números inteiros de mol, dos átomos dos elementos que constituem uma substância.

Passo a passo para determinação da fórmula mínima:

1. Calcula-se a massa de cada um dos constituintes da substância.
2. Determina-se o número de mols de cada constituinte (basta dividir a massa do componente por sua massa atômica).
3. Dividem-se os números de mols encontrados pelo menor deles. Pronto, você encontrou a fórmula mínima.

**Obs.:** Em alguns casos precisaremos realizar alguns ajustes no passo 3 para que os números obtidos sejam inteiros.

## 3. Fórmula molecular

Indica o número real de átomos de cada tipo de molécula.

Fórmula molecular = (Fórmula mínima)<sub>n</sub>

Em que  $n = \text{massa molecular} / \text{massa da fórmula mínima}$ , devendo ser um valor inteiro.

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**01** Dada a fórmula percentual  $C_{82,8\%}H_{17,2\%}$ . Determine a fórmula mínima.

#### Solução:

Supondo uma amostra de 100 g, teríamos 82,8 g de C e 17,2 g de hidrogênio.

- Para o carbono:  $\frac{82,8}{12} = \frac{6,9}{6,9} = 1 \cdot 2 = 2$
- Para o hidrogênio:  $\frac{17,2}{1} = \frac{17,2}{6,9} = 2,5 \cdot 2 = 5$  Fórmula Mínima:  $C_2H_5$

**02** Um determinado hidrocarboneto apresenta massa molecular de 30 g/mol e composição centesimal de 75,0% de carbono e 25,0% de hidrogênio. Determine a fórmula molecular do composto.

#### Solução:

Para 1 mol do composto teremos:

- Massa de carbono = 75% de 30 g = 24,0 g
- Massa de hidrogênio = 25% de 30 g = 6,0 g

Cálculo do número de mols:

- Número de mols do C:  $\frac{24}{12} = 2$  mols
- Número de mols do H:  $\frac{6}{1} = 6$  mols

Fórmula molecular:  $C_2H_6$ .

### EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (MACK)** No colesterol, cuja fórmula molecular é  $C_{27}H_{46}O$  a porcentagem de hidrogênio é aproximadamente igual a:  
(massa moleculares g/mol): (C = 12, H = 1,0 e O = 16)

- (A) 46%. (C) 12%.  
(B) 34%. (D) 62%.

**02 (F. E. Queiroz)** A análise química de uma amostra revela a seguinte relação entre os elementos químicos formadores da substância: 0,25 mol de H; 0,25 mol de S e 1,0 mol de O. Qual a fórmula mínima da substância?

**03 (VUNESP)** A nicotina contém 73,5% de carbono, 8,6% de hidrogênio e 17,3% de nitrogênio. Sabe-se que esse composto contém dois átomos de nitrogênio por molécula. Quais são as fórmulas empírica e molecular da nicotina?

**04**  $6,02 \times 10^{20}$  moléculas de aspirina pesam 0,18 g. Sua composição centesimal é de 60% de carbono, 4,44% de hidrogênio e 35,56% de oxigênio. Qual a fórmula molecular da aspirina?

**05 (FESP)** A pirita de ferro, conhecida como "ouro dos tolos", tem a seguinte composição centesimal: 46,67% de Fe e 53,33% de S. Sabe-se

também que 0,01 mol desse composto corresponde a 1,20 g. Qual a fórmula da pirita?

**06 (UNICAMP)** Sabe-se que 1,0 mol de um composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de átomos de hidrogênio (H) e  $12 \times 10^{23}$  átomos de oxigênio (O). Admitindo-se o valor da constante de Avogadro como sendo  $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  e com base na Classificação Periódica dos elementos, escreva:

- a. A fórmula molecular do composto.
- b. A fórmula mínima do composto.

**07 (Uftm MG/2003/2ª Fase)** Uma amostra de 4,5 g de um composto orgânico que contém apenas C, H e O como constituintes foi queimada completamente com gás oxigênio em excesso e, como resultado, foram obtidos 6,6 g de  $CO_2$  e 2,7 g de  $H_2O$ . Com esses dados pode-se concluir que a fórmula empírica desse composto é:  
Dados: massas molares (g/mol) H = 1,0, C = 12,0 e O = 16,0

- (A)  $C_2H_4O$ . (D)  $C_4H_2O_5$ .  
(B)  $CH_2O$ . (E)  $C_6H_3O_8$ .  
(C)  $C_2H_6O$ .

**08 (Ufrs RS/1996)** Quando aquecemos sulfato ferroso hidratado a cerca de 398 K (125°C), verificamos que o mesmo perde aproximadamente 37,2% de sua massa. Assinale a fórmula correta do sulfato em questão:

- (A)  $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
 (B)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 13 \text{H}_2\text{O}$   
 (C)  $\text{FeSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$   
 (D)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$   
 (E)  $\text{FeSO}_4 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$

**10 (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 fórmula molecular do eucaliptol.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (OBQ)** Na purificação de urânio para uso como combustível nuclear, um dos compostos isolados é  $\text{UOX}(\text{NO}_3)_Y$  hidratado, que por aquecimento ao ar, a 400°C, leva à formação de um óxido,  $\text{UXOY}$ , que contém 83,22% de U. Qual sua fórmula empírica?

**02 (VUNESP)** Um composto orgânico cristaliza-se com moléculas de benzeno. Sua fórmula molecular é  $\text{CXHY} \cdot z (\text{C}_6\text{H}_6)$  e sua massa molar é 322 g/mol. Em 100 g do composto cristalizado há 24,22 g de benzeno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) e no restante há 70,81 g de carbono e 4,97g de hidrogênio. Qual a fórmula empírica do composto cristalizado?

**03 (ITA)** Qual dos compostos abaixo apresenta as mesmas frações de massa de carbono, hidrogênio e oxigênio que as existentes no acetaldeído?

- (A)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$ .  
 (B)  $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{O}_2$ .  
 (C)  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$ .  
 (D)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .  
 (E)  $\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_6$ .

**04 (UFF)** A dieta que um endocrinologista recomendou para um paciente permite a ingestão diária de 300 g de determinado alimento que contém 0,17% de carboidrato, cuja queima diária libera 2 kcal. Tal carboidrato contém 40,0% de carbono, 6,67% de hidrogênio e seu calor de combustão é 706,0 kcal.mol<sup>-1</sup>.

Determine a fórmula molecular desse carboidrato.

**05 (IME)** Um gás ideal desconhecido contendo 80% em massa de carbono e 20% em massa de hidrogênio tem massa específica 1,22 g/ℓ, quando submetido à pressão de uma atmosfera e à temperatura de 27°C. Calcule o peso molecular e escreva a fórmula molecular desse gás.

**06 (IME)** Uma determinada reação química gera um produto gasoso, do qual foi coletada uma amostra para análise. Verificou-se que a amostra, pesando 0,32 g, ocupa 492 cm<sup>3</sup> a 27°C e 1 atm de pressão, obedece à lei dos gases ideais e é formada por 75% em peso de carbono e 25% em peso de hidrogênio. Determine:

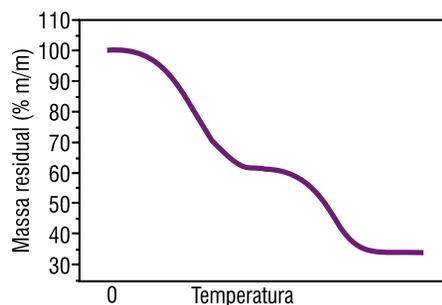
- (A) Qual o peso molecular deste gás?  
 (B) Qual a sua fórmula molecular mínima?

### EXERCÍCIOS NÍVEL 3

**01** A análise elemental quantitativa de um composto orgânico nitrogenado X forneceu o seguinte resultado: 0,177g de X deram por combustão 0,264 g de  $\text{CO}_2$  e 0,135 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Na dosagem do nitrogênio, de acordo com o processo de Kjeldahl, de 0,885g de X, obteve-se 0,255 g de amônia ( $\text{NH}_3$ ). Calcule a fórmula empírica de X.

**02** 2,04 g de um ácido orgânico dibásico forneceu 4,4 g de  $\text{CO}_2$  e 1,80g de  $\text{H}_2\text{O}$  por combustão. Por outro lado, 50,16 g de seu sal de prata fornecem 25,92 g de prata metálica por aquecimento. Calcular a fórmula molecular do ácido e de seu sal de prata.

**03 (ITA)** Certa substância foi aquecida em um recipiente aberto, em contato com o ar, numa velocidade de 10°C/min. A figura abaixo mostra, em termos percentuais, como varia a fração de massa residual remanescente no recipiente em função da temperatura.



Qual das opções abaixo apresenta a substância, no estado sólido, que poderia apresentar tal comportamento?

- (A)  $\text{CaCO}_3$ .  
 (B)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .  
 (C)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .  
 (D)  $\text{CaSO}_4$ .  
 (E)  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .

## 1. Características dos gases

Dentro do estudo de química, normalmente, a comparação entre os estados da matéria é comum. Neste módulo analisaremos o estado gasoso.

Características básicas do estado gasoso:

- Os gases sempre tendem a ocupar todo volume do recipiente que contém (grande expansibilidade).
- Os gases são muito menos densos que os sólidos e líquidos
- Os gases sempre se misturam entre si (grande difusibilidade)
- Os volumes dos gases variam muito com a pressão (compressibilidade) e com a temperatura (dilatação).

No estado gasoso as forças de atração intermolecular são fracas, permitindo assim um movimento rápido e independente das moléculas. O comportamento de um gás é controlado pelo seu volume, pressão, temperatura e massa (ou quantidade de matéria), o que chamamos grandezas fundamentais.

## 2. Grandezas Fundamentais

### 2.1 Volume

O volume de um gás é dado especificamente pelo volume do recipiente em que se encontra. Como os gases se misturam o volume de gás na mistura é o volume de cada gás. Unidade no SI: metro cúbico ( $m^3$ ).

Quando em uma transformação gasosa mantemos o volume constante chamamos essa de transformação isovolumétrica (ou isométrica, ou isocórica).

### 2.2 Pressão

Define-se pressão como o quociente entre uma força e a área da superfície onde a força está aplicada. A pressão gerada em um fluido é transmitida uniformemente em todas as direções, de modo que a parede desse recipiente experimente a mesma pressão.

A pressão atmosférica nada mais é do que a pressão exercida nos corpos pelos gases da atmosfera. Unidade do SI:  $N/m^2$  (Newton/metro quadrado).

Quando em uma transformação gasosa mantemos a pressão constante chamamos essa de transformação isobárica.

### 2.3 Temperatura

Medida do grau de agitação das moléculas. Unidade do SI: K (Kelvin)

Quando em uma transformação gasosa mantemos a temperatura constante chamamos essa de transformação isotérmica.

## 3. Lei de Boyle-Mariote (1662)

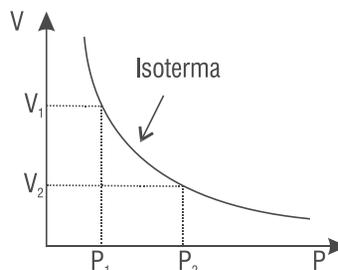
“Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua pressão”

Sendo assim, quando dobramos, triplicamos, etc. a pressão, seu volume se reduz à metade, a um terço, etc., permanecendo constante o produto PV.

– Representação Matemática:

$$P_1V_1 = P_2V_2 = \text{constante (onde os índices 1 e 2 indicam estados do gás).}$$

– Representação Gráfica:



Isoterma: Ramo de hipérbole equilátera num gráfico P x V onde todos os pontos apresentam a mesma temperatura.

## 4. Lei de Gay-Lussac

“Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é

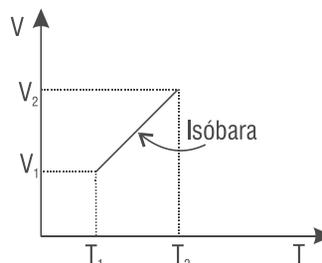
diretamente proporcional à sua temperatura absoluta”

Sendo assim, quando dobrando, triplicando, etc. a temperatura absoluta do gás seu volume também dobra triplica, etc., permanecendo constante, porém, o quociente V/T.

– Representação Matemática:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constante (onde os índices 1 e 2 indicam estados do gás).}$$

– Representação Gráfica:



Isóbara: Retas em um gráfico T x V onde todos os pontos apresentam a mesma pressão.

## 5. Lei de Charles (séc. XVIII)

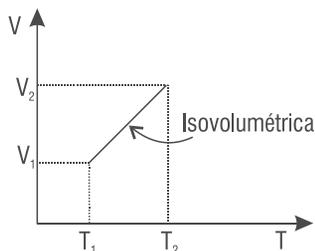
“Sob volume constante, a pressão exercida por determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta”

Sendo assim, quando dobrando, triplicando, etc. a temperatura absoluta do gás a pressão também dobra triplica, etc., permanecendo constante, porém, o quociente P/T.

– Representação Matemática:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{constante (onde os índices 1 e 2 indicam estados do gás).}$$

– Representação Gráfica:



Isovolumétrica: Retas num gráfico T x P onde todos os pontos estão sob o mesmo volume.

## 6. Equação Geral dos Gases

Reunindo nas três fórmulas vistas nas três leis físicas dos gases, chegamos à:

$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \text{constante}$  chamada Equação Geral dos Gases, contudo ela só é válida para o mesmo gás para uma massa constante.

## 7. Princípio de Avogadro

O princípio de Avogadro vai estabelecer a relação entre a quantidade de gás e seu volume. O cientista italiano observou que certo número de mols de um gás ocupa sempre o mesmo volume, nas mesmas condições de temperatura e pressão, independente da substância em questão.

## 8. Lei dos gases ideais

Sintetizando aquilo que foi estudado até agora temos a lei dos gases ideais, que descreve o comportamento de um gás ideal quando submetido a mudanças de pressão, volume, temperatura e número de mols.

$$PV = nRT$$

onde R é uma constante universal denominada constante dos gases que, no SI, vale  $8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ .

**Obs.:** A Lei dos gases ideais aproxima com precisão crescente o comportamento de um gás real, à medida que a Pressão tende a 0 ou a altas temperaturas.

## 9. Densidade

### 9.1 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 Clapeyron, chegamos a uma forma de calcular a densidade em qualquer pressão e temperatura.

$$PV = nRT \rightarrow PV = (m/M)RT \rightarrow \rho = m/V = PM/RT$$

### 9.2 Densidade Relativa

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** Dois recipientes idênticos possuem  $\text{H}_2$  e um gás X, respectivamente, nas mesmas condições de temperatura e pressão. A massa de  $\text{H}_2$  é igual a 10 g, e de X, 150 g. Qual dos gases a seguir pode ser X?  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}$  ou  $\text{NO}_2$

**Solução:**

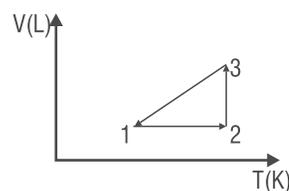
Sabemos pela Equação Geral dos Gases que se pressão e temperatura são iguais, conseqüentemente o volume também será. Dessa forma  $n_1R = n_2R$ , como R também é constante podemos dizer:  $n_1 = n_2$

$$\frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2} \cdot \frac{10}{2} = \frac{150}{M_2} \rightarrow M_2 = 30 \text{ g/mol}$$

Dentre as opções temos que o único composto possível é o NO.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (Integrado RJ)** O gráfico abaixo representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal:



Analise-o.

A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas (1 → 2 → 3 e 3 → 1), com suas respectivas denominações, é:

- (A) Isobárica, Adiabática e Isotérmica;
- (B) Isovolumétrica, Isobárica e Isotérmica;
- (C) Isovolumétrica, Isotérmica e Isobárica;
- (D) Isotérmica, Isobárica e Isovolumétrica;
- (E) Isovolumétrica, Isobárica e Adiabática.

**02** Um gás ideal a pressão de 650 mmHg ocupa um balão de volume desconhecido. Uma certa quantidade de gás foi retirada do mesmo e verifica-se que ocupa um volume de 1,52 mL a pressão de 1 atm. A pressão do gás que permanece no balão é de 600 mmHg. Considerando que todas as medidas foram feitas à mesma temperatura, calcule o volume do balão.

**03 (UNICAMP)** Uma garrafa de 1,5 litros, indeformável e seca, foi fechada por uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atm e a temperatura de  $27^\circ\text{C}$ . Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para  $57^\circ\text{C}$  e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

Sabemos pela Equação Geral dos Gases que se pressão e temperatura são iguais, conseqüentemente o volume também será.

Dessa forma  $n_1R = n_2R$ , como R também é constante podemos dizer:  $n_1 = n_2$

$$\frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2} \cdot \frac{10}{2} = \frac{150}{M_2} \rightarrow M_2 = 30 \text{ g/mol}$$

Dentre as opções temos que o único composto possível é o NO.

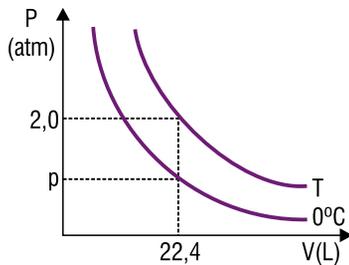
- Qual era a pressão no interior da garrafa na instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?
- Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique

**04** Na respiração normal de um adulto são inalados 4 L de ar em um minuto, medidos a 25°C e 1 atm de pressão. Um mergulhador a 43 m abaixo do nível do mar, onde a temperatura é de 25°C e a pressão de 5 atm, receberá a mesma massa de oxigênio se inalar:

- 4 L de ar.
- 8 L de ar.
- 3,2 L de ar.
- 0,8 L de ar.
- 20 L de ar.

**05** Uma certa quantidade de gás é recolhida sobre mercúrio, num tubo graduado. O volume do gás a 20°C é de 50,0 mL e o nível de mercúrio do tubo está acima do nível externo em 200 mm. A leitura do barômetro é de 750 mmHg. Calcule o volume do gás nas CNTP.

**06 (UERJ)** No gráfico a seguir estão representada duas isotermas (Lei de Boyle-Mariotte) de 1 mol de gás ideal, uma na temperatura de 0°C e a outra na temperatura T.



- qual o valor da pressão p indicada no gráfico, em atm? Justifique sua resposta.
- determine o valor da temperatura T em kelvin.

**07 (UFPE)** Dois frascos, contendo diferentes gases que não reagem entre si, são interligados através de uma válvula. Sabendo-se que:

- não há variação de temperatura,
- a pressão inicial do gás A é o triplo da pressão inicial do gás B,
- o volume do frasco A é o dobro do frasco B, qual será a pressão do sistema (frasco A + B) quando a válvula for aberta?

- O dobro da pressão do frasco B.
- 7/3 da pressão do frasco B.
- 5/3 da pressão do frasco B.
- 2/3 da pressão do frasco A.
- 1/3 da pressão do frasco A.

**08 (ITA)** Temos um recipiente de 3ℓ, com N<sub>2</sub> puro, a 1 atm e outro de 2ℓ, com O<sub>2</sub> puro, a 5 atm. Abrindo-se a torneira que separa os dois gases e mantendo-se a temperatura, a pressão interna estabiliza-se no valor de:

- 6 atm.
- 3 atm.
- 2,6 atm.
- 2,5 atm.
- 2,17 atm.

**09 (ITA)** Dois balões esféricos de mesmo volume são unidos por um tubo de volume desprezível, provido de torneira. Inicialmente, o balão A contém 1 mol de um gás ideal e em B há vácuo. Os balões A e B são mantidos às temperaturas de 400K e 324K, respectivamente. A torneira é aberta durante um certo tempo. Voltando a fechá-la, verifica-se que a pressão em B é 0,81 do valor da pressão em A. Quanto do gás deve ter sobrado no balão A?

**10 (UEL)** Três extintores de fogo (cilindros metálicos) de volume, respectivamente, 20, 40 e 80 litros contêm dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), à mesma temperatura. Quando fechados, o manômetro desses cilindros acusa pressões, respectivamente, de 20, 10 e 5 atm. Sendo assim, pode-se afirmar que:

- os três cilindros contêm massas iguais de CO<sub>2</sub>.
- os três cilindros contêm massas diferentes de CO<sub>2</sub>.
- o cilindro de menor volume contém menor massa de CO<sub>2</sub>.
- as massas de CO<sub>2</sub> nos cilindros são inversamente proporcionais às pressões.
- as massas de CO<sub>2</sub> nos cilindros são inversamente proporcionais aos volumes.

**11 (FATEC)** Dois cilindros metálicos iguais contêm gases comprimidos em grau de elevada pureza, sendo que um deles contém 8 m<sup>3</sup> de gás nitrogênio, e o outro, 8 m<sup>3</sup> de gás hidrogênio. Considerando que os dois cilindros estão armazenados nas mesmas condições ambientais, podemos afirmar que:

- A massa de gás armazenada é a mesma.
- A pressão do cilindro contendo nitrogênio é maior.
- O número de moléculas é a mesma.
- A velocidade média das moléculas dos dois gases é igual.
- A temperatura interna é menor do que a temperatura ambiente.

**12 (PUC-SP)** Para a realização de um experimento, será necessário encher de gás um balão de 16,4 L que a 127°C suporta a pressão máxima de 2,0 atm. Nestas condições, a quantidade mais adequada para encher o balão é:

- 10 g de hidrogênio.
- 24 g de metano.
- 45 g de etano.
- 64 g de dióxido de enxofre.
- 78 g de acetileno (etino).

**13 (UFRJ)** Sabendo-se que certa massa de um gás ideal ocupa um volume de 10 litros a uma dada temperatura:

- calcule o volume ocupado pelo gás quando a pressão for reduzida à metade da pressão inicial e a temperatura sofrer um acréscimo de 25%;
- mostre que, nas CNTP, um mol desse gás ocupa o volume de aproximadamente 22,4 litros.

**14 (ITA)** Uma porção de gás pode ser aquecida sob pressão ou volume constante. Como irá variar a densidade do gás em cada uma dessas maneiras, respectivamente?

- aumenta e não varia.
- diminui e diminui.
- aumenta e diminui.
- diminui e não varia.
- não varia e aumenta.

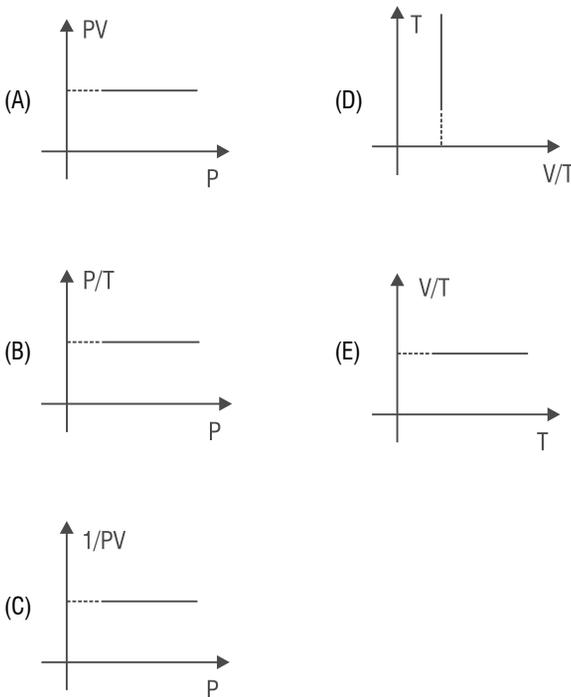
**15 (UNICAMP)** Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mols de gás hélio. Após subir a uma altitude de 15 km, a pressão caiu para 100 mmHg, e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77°C. Nessas condições, calcule:

- a. o volume do balão meteorológico;
- b. a densidade do He em seu interior

**EXERCÍCIOS NÍVEL 2**

**01** Um tubo aberto contém certa massa de hidrogênio a 27°C e 1 atm. Esse tubo é aquecido a uma dada temperatura e nessa temperatura é então fechado. A seguir o tubo é resfriado até a temperatura voltar ao valor inicial. A pressão do gás no tubo, agora fechado, é de 0,8 atm. Calcule a temperatura na qual o tubo foi fechado.

**02 (UFPB)** As mudanças de estado de uma massa fixa de gás ideal, mantida a volume constante, estão representadas corretamente em:

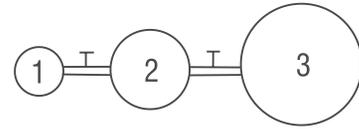


**03 (ITA)** Um recipiente de aço de volume  $V_1$ , contém ar comprimido na pressão  $P_1$ . Um segundo recipiente de aço de volume  $V_2$ , contém ar menos comprimido na pressão  $P_2$ . Ambos os cilindros estão na pressão ambiente. Caso sejam interligados por uma tubulação de volume desprezível, a pressão final em ambos os cilindros será igual a:

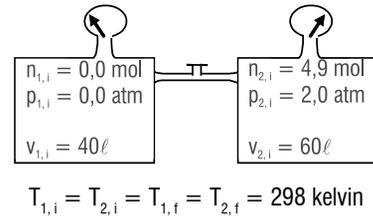
- (A)  $(V_1 P_1 + V_2 P_2) / (V_1 + V_2)$ .
- (B)  $(V_1 P_2 + V_2 P_1) / (V_1 + V_2)$ .
- (C)  $(V_1 P_1 + V_2 P_2) / (P_1 + P_2)$ .
- (D)  $(V_1 P_2 + V_2 P_1) / (P_1 + P_2)$ .
- (E)  $(P_1 / V_1 + P_2 / V_2) \cdot V_1 V_2$ .

**04 (UNICAMP)** O esquema a seguir representa um dispositivo para estudar o comportamento de um gás ideal. Inicialmente, no frasco 1 é colocado um gás a pressão de 1 atm, ficando sob vácuo os frascos 2 e 3. Abre-se, em seguida, a torneira entre os frascos 1 e 2 até que se atinja o equilíbrio. Fecha-se, então, esta torneira e abre-se a torneira entre os frascos 2 e 3.

O volume do frasco 1 é 9 vezes menor do que o do frasco 2 e o do 3 é 9 vezes maior que o do 2. Sendo  $P_2$  a pressão final no frasco 2 e  $P_3$  a pressão final no frasco 3, qual será o valor da relação  $P_1/P_3$ , ao final do experimento?



**05 (ITA)** Considere os dois recipientes cilíndricos, 1 e 2, providos de manômetro e interligados por um tubo com torneira, de volume desprezível, conforme figura abaixo



O primeiro índice, nas grandezas abordadas, refere-se ao recipiente 1 ou 2. O segundo índice,  $i$  ou  $f$ , refere-se respectivamente, ao que ocorre inicialmente, antes de abrir a torneira e ao que ocorre no estado final, depois de a torneira permanecer aberta muito tempo. Em face destas informações podemos afirmar que:

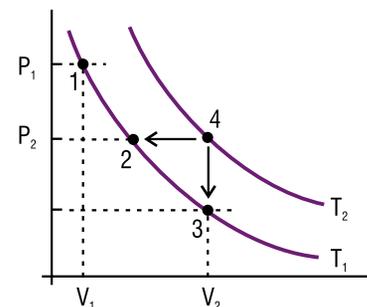
- (A)  $p_{1,f} = (2/3)p_{2,f}$
- (B)  $n_{1,f} = n_{2,f}$
- (C)  $n_{1,f} = (2/3)n_{2,f}$
- (D)  $n_{2,f} = (1/3)n_{2,i}$
- (E)  $p_{1,f} = p_{2,f} = (2, 3) p_{2,i}$

**06** Sabendo que 6 litros de ozônio ( $O_3$ ) contém  $N$  átomos, em determinadas condições de temperatura e pressão, determinar o volume de gás oxigênio que contém, nas mesmas condições, os mesmos  $N$  de átomos.

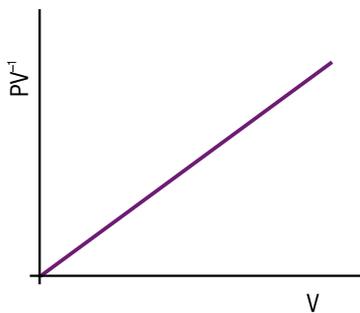
**07** Um balão de 10 litros, contendo CO gasoso, a 27°C, é furado e acaba perdendo 50% do seu conteúdo até que o vazamento é contido. Sabendo que a pressão sofreu um decréscimo de 40%, a que temperatura o balão precisa estar para que o volume se mantenha constante?

**08 (UFMS-Modificada)** A respeito dos gases ideais, analise os gráficos e assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

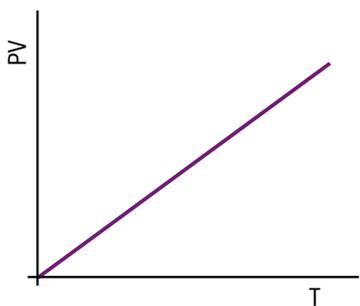
(01) De acordo com o gráfico abaixo, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal, quando submetido a variações de temperatura ( $T$ ), pressão ( $P$ ) ou volume ( $V$ ), conclui-se que, indo de 4 a 2, o gás evolui isobaricamente.



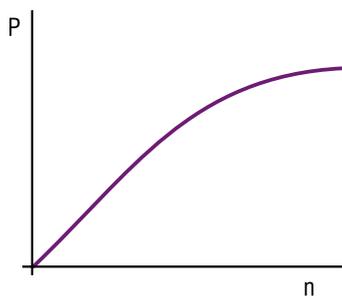
(02) Para um cilindro provido de um pistão móvel, sem atrito, contendo um gás ideal, o gráfico, ao lado, representa qualitativamente, o comportamento do sistema, quando P e/ou V variam, a T constante.



(04) A partir da inclinação da reta do gráfico ao lado, que demonstra a variação de PV versus T, para um gás ideal, é possível calcular a constante R (constante universal) dos gases.



(08) O gráfico, ao lado, representa a variação de P versus n (número de mol) para um gás ideal, a T e V constantes.



Soma: \_\_\_\_\_

**09 (UNICAMP)** O gás hidrogênio é constituído por moléculas diatômicas,  $H_2$ . Sua densidade, a  $0^\circ C$  e 1 atm de pressão, é 0,090 g/L. Cada átomo de hidrogênio é formado por 1 próton e por 1 elétron. Sabendo-se que o deutério é o isótopo de hidrogênio que contém 1 próton, 1 elétron e 1 nêutron:

- Qual é a relação entre as massas dos átomos de hidrogênio e de deutério? Justifique sua resposta com os cálculos.
- Qual é a densidade do gás deutério nas mesmas condições? Justifique sua resposta com os cálculos.

**10 (UEM-PR)** Assinale a alternativa correta a respeito da compressão de um gás ideal sob temperatura constante.

- A densidade do gás aumenta, e a energia cinética das moléculas aumenta.
- A densidade do gás aumenta, e a energia cinética das moléculas permanece constante.
- A densidade do gás aumenta, e a energia cinética das moléculas diminui.
- A densidade do gás permanece constante, e a energia cinética das moléculas permanece constante.
- A densidade do gás permanece constante, e a energia cinética das moléculas aumenta.

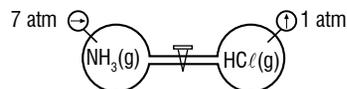
**11 (ITA)** Considere a queima completa de vapores das quatro seguintes substâncias: metano, etano, metanol e etanol. Os volumes de ar necessário para a queima de 1 litro de cada um destes vapores, todos a mesma pressão e temperatura, são, respectivamente,  $V_1, V_2, V_3, V_4$ . Assinale a alternativa que apresenta a comparação correta entre os volumes de ar utilizado na combustão.

- $V_2 > V_4 > V_1 > V_3$ .
- $V_2 > V_1 > V_4 > V_3$ .
- $V_4 > V_2 > V_3 > V_1$ .
- $V_4 > V_3 > V_2 > V_1$ .
- $V_4 = V_3 > V_2 = V_1$ .

**EXERCÍCIOS NÍVEL 3**

**01** A sonda de um termômetro de gás possui um volume ativo  $V_a$ , e o manômetro usado para as leituras de pressão tem um volume morto  $V_d$ . Quando a sonda é colocada a uma temperatura baixa  $T_1$ , uma pequena quantidade de gás flui do volume morto para a sonda, e uma relação simples do tipo  $(T_1/T_0) = (P_1/P_0)$  não é válida porque houve variação de n no volume ativo. Deduza uma expressão para o cálculo de  $T_1$  em função de  $T_0, P_0, P_1, V_a$  e  $V_d$ .

**02 (UFG-GO-modificada)** Observe o desenho a seguir, que representa dois recipientes idênticos, à mesma temperatura e conectados por uma torneira:



Qual a pressão final do sistema? Justifique sua resposta.

**03 (IME)** Um reservatório de metano, com capacidade de 2.000  $m^3$ , é submetido à temperatura máxima de  $47,0^\circ C$  no verão e à temperatura mínima de  $7,0^\circ C$  no inverno. Calcule em quantos quilogramas a massa do gás armazenado no inverno excede àquela do verão, estando submetido a uma pressão de 0,1 MPa. Despreze as variações de volume do reservatório com a temperatura e considere o metano como gás ideal.

**04 (IME)** Qual a massa que um balão, contendo 10.000 L de hélio, a  $25^\circ C$  e sob pressão de 1 atm, pode suportar mantendo-se com poder ascensional igual a zero, ou seja, em equilíbrio no ar? (MM do ar = 28,8 g/mol)

**05 (IME)** Uma mostra de gás monoatômico desconhecido ocupa um volume de 230  $cm^3$ , a 300K e 1 atm. Sabendo-se que os átomos na amostra ocupam uma fração de volume de  $2 \times 10^{-4}$ , calcule o raio dos átomos do gás.

## 1. Misturas Gasosas

Quando temos a junção de gases, sendo esses gases perfeitos e não reagindo entre si, a mistura se comportará como se fosse um gás único, obedecendo às mesmas leis e fórmulas para gases isolados.

### 1.1 Pressão

Em uma mistura gasosa, pressão parcial de um gás é a pressão que esse gás exerceria se estivesse sozinho, ocupando o volume total da mistura e na mesma temperatura que a mistura se encontra.

Se somarmos o número de mols de todos os gases componentes da mistura, teremos a informação do número de mols total da mistura, sendo possível definir a fração molar (quociente entre a quantidade de mols de um determinado gás e a quantidade total de mols).

Da mesma forma, se somarmos todas as pressões parciais dos componentes da mistura encontramos a pressão total da mistura (definindo a Lei de Dalton).

Conhecendo a pressão total do sistema e a fração molar do gás podemos encontrar a pressão parcial desse gás, através do produto fração molar e pressão total.

Expressão Matemática:

$$n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{n_1RT}{V} + \frac{n_2RT}{V} + \dots + \frac{n_iRT}{V}$$

Lei de Dalton:  $P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i$

onde  $P_i$  = pressão parcial do componente  $i$ , na mistura de gases.

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n} = X_i \quad \text{onde } X_i = \text{fração molar de } i, \text{ logo, } P_i = X_i P$$

### 1.2 Volume

Em uma mistura gasosa, volume parcial de um gás é o volume que ele irá ocupar estando sozinho e sendo submetido à pressão total e à temperatura da mistura.

A soma de todos os volumes parciais de todos os componentes da mistura nos informa o volume total da mistura (Lei de Amagat).

Assim como no caso da pressão parcial, conhecendo o volume total e a fração molar do gás, podemos determinar o volume parcial, pelo produto volume total e fração molar.

Expressão Matemática:

Lei de Amagat:

$$V = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_i \quad \text{e} \quad V_i = X_i V$$

### 1.3 Massa Molecular Aparente

Quando estamos tratando de uma mistura gasosa podemos determinar um valor de massa molecular aparente (como se a mistura fosse uma única substância), com o objetivo de auxiliar na realização de determinados cálculos. Tal massa é encontrada pelo quociente entre a soma das massas dos gases componentes, dividido pelo número de mols total na mistura ou ainda através da expressão de Clayperon utilizando as grandezas referentes a toda a mistura.

Expressão Matemática:

$$\bar{M} = \sum M_i X_i \quad \text{ou} \quad \bar{M} = \frac{\rho RT}{P}$$

$$\text{onde: } \rho = \frac{m_{TOTAL}}{V}$$

### 1.4 Umidade

Para cada temperatura, o ar pode dissolver uma quantidade máxima de vapor de água; podemos afirmar assim que o ar encontra-se saturado, a partir desse ponto temos a formação de neblina. Podemos medir a umidade do ar por duas diferentes definições:

- Umidade Absoluta: É a quantidade de vapor de água presente em um determinado volume de ar, a uma dada temperatura.
- Umidade Relativa: É o quociente entre a quantidade de vapor de água realmente existente no ar e a quantidade de vapor de água necessária para saturar o mesmo volume de ar, em uma determinada temperatura. Pode ainda ser medida pelo quociente entre a pressão de vapor de água presente no ar e a pressão máxima de vapor, na mesma temperatura.

#### EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (UFRJ)** Dois gramas de hélio e  $x$  gramas de hidrogênio estão contidos num frasco de volume igual a 22,4 litros, nas CNTP.

- Determine o valor de  $x$ .
- Qual será a pressão se esta mistura for transferida para um vaso de volume igual a 5,6 litros a  $0^\circ\text{C}$ ?

**02 (UNICAMP)** Algumas misturas gasosas podem ser importantes em ambientes hospitalares, assim como na prática de esportes, como mergulho autônomo a grandes profundidades. Uma dessas misturas, denominada Trimix, contém 16% de oxigênio, 24% de hélio e 60% de nitrogênio (porcentagem em volume). Suponha um cilindro de Trimix mantido à temperatura ambiente e a uma pressão de 9000 kPa.

- Escreva as fórmulas dos gases da mistura.
- Qual é a pressão parcial do hélio no cilindro? Mostre os cálculos.
- Qual é a massa molar média da mistura? Mostre os cálculos.

Dado:  $R = 8,3 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

**03 (UFTM-MG)** O GLP, gás liquefeito de petróleo, constituído por uma mistura de butano e propano, é um gás de grande utilização doméstica. Considere um recipiente fechado de 41 litros, contendo uma mistura de butano e propano a  $127^\circ\text{C}$ , exercendo uma pressão de 2 atm. Sabendo-se

que a mistura de gases contém 58 g de butano, a composição percentual em mol de butano e propano, nessa mistura, é de, respectivamente:

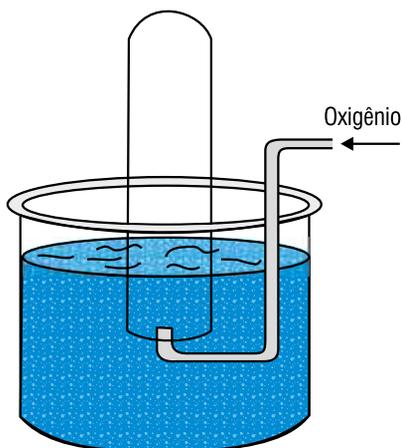
Dados: massas molares (g/mol) propano = 44 e butano = 58;  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

- (A) 20% e 80%. (D) 60% e 40%.  
 (B) 40% e 60%. (E) 80% e 20%.  
 (C) 50% e 50%.

**04** Por ocasião do jogo Brasil *versus* Bolívia, disputado em La Paz, um comentarista esportivo afirmou que: “Um dos maiores problemas que os jogadores da seleção brasileira de futebol terão que enfrentar, é o fato de o teor de oxigênio no ar, em La Paz, ser cerca de 40% menor do que aquele ao nível do mar.” lembrando que a concentração do oxigênio no ar, ao nível do mar, é aproximadamente 20% (v/v) e supondo que no dia em que o comentarista fez esta afirmação a pressão atmosférica, em La Paz, fosse igual a, aproximadamente, 450 mmHg, qual das opções abaixo contém a afirmação que mais se aproxima daquilo que o comentarista poderia ter dito?

- (A) a concentração do oxigênio no ar é cerca de 12% (v/v).  
 (B) a fração molar do oxigênio no ar é cerca de 0,12.  
 (C) a pressão parcial do oxigênio no ar é aproximadamente expressa por  $(0,20 \times 760 \text{ mmHg} \times 0,60)$ .  
 (D) a pressão parcial do oxigênio no ar é cerca de 152 mmHg.  
 (E) a pressão parcial do oxigênio no ar é aproximadamente expressa por  $(0,20 \times 760 \text{ mmHg} \times 0,40)$ .

**05 (UNIFESP)** A figura representa um experimento de coleta de 0,16 g de gás oxigênio em um tubo de ensaio inicialmente preenchido com água destilada a 27°C.



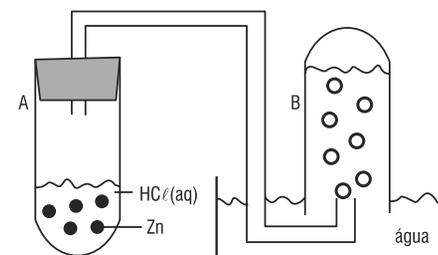
Quando o nível da água dentro do tubo de ensaio é o mesmo que o nível de fora, a pressão no interior do tubo é de 0,86 atm. Dadas a pressão de vapor ( $H_2O$ ) a 27°C = 0,040 atm e  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio é igual a:

- (A) 30.  
 (B) 140.  
 (C) 150.  
 (D) 280.  
 (E) 300.

**06 (UFV)** Considere um balão de aniversário contendo 2,3 L de ar seco. Aproximadamente 20% deste gás são constituídos por oxigênio ( $O_2$ ). Suponha que 1 mol de gás ocupa aproximadamente um volume de 23 L, a 25°C e sob a pressão de 1 atm. O número aproximado de moléculas de oxigênio presentes no balão será:

- (A)  $6,0 \times 10^{22}$  moléculas.  
 (B)  $6,0 \times 10^{23}$  moléculas.  
 (C)  $1,2 \times 10^{22}$  moléculas.  
 (D) 23 moléculas.  
 (E) 0,46 moléculas.

**07 (UFMG)** Um tubo inicialmente cheio de água (B) foi conectado a outro tubo (A), ao qual foi adicionada solução de ácido clorídrico e raspas de zinco. O sistema foi fechado e após algum tempo, apresentava-se como indicado na figura.



Em relação ao sistema e ao que nele ocorreu, estão corretas todas as afirmativas, **EXCETO**:

- (A) A pressão do gás no tubo B é maior do que a pressão atmosférica.  
 (B) A reação que ocorre no tubo A é de oxirredução.  
 (C) O gás hidrogênio é produzido no tubo A.  
 (D) O tubo B contém algum vapor de água.  
 (E) O volume de água deslocado no tubo B é igual ao volume do gás recolhido.

**08 (FUVEST)** Certo gás X é formado apenas por nitrogênio e oxigênio. Para determinar sua fórmula molecular, comparou-se esse gás com o metano. Verificou-se que volumes iguais em mesmas condições de pressão e temperatura pesaram respectivamente, 0,88 g e 0,32 g. Qual a fórmula molecular desse gás X?

**09 (UFG/GO)** A umidade relativa do ar é definida como o quociente entre a pressão parcial do vapor d'água, no ar, e a pressão máxima de vapor d'água, no ar, em uma dada temperatura. Por sua vez, a pressão parcial de um gás, em um ambiente, está para a pressão total assim como o volume parcial está para o volume total. Considere um ambiente com 2,5 m de altura, 3,0 m de largura e 2,0 m de comprimento em um dia em que a temperatura atinge a marca dos 30°C. Sabe-se que, nessas condições, a pressão parcial de vapor d'água é igual a 25,0 mmHg e que a pressão máxima de vapor d'água é igual a 31,8 mmHg.

- a. Determine a umidade relativa do ar, nesse ambiente.  
 b. Determine o volume de água, no estado líquido, existente nesse ambiente, considerando que a pressão total é de 760 mmHg.

(Dados:  $R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$ ;  $d_{\text{água}} = 1 \text{ g/cm}^3$ ).

## EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (ITA)** A concentração de  $O_2$ , na atmosfera ao nível do mar é 20,9% em volume. Assinale a opção que contém a afirmação **FALSA**.

- (A) Um litro de ar contém 0,209 L de  $O_2$ .  
 (B) Um mol de ar contém 0,209 mols de  $O_2$ .  
 (C) Um volume molar de ar à CNTP contém 6,7 g de  $O_2$ .  
 (D) A concentração de  $O_2$  no ar é de 20,9% em massa.  
 (E) A concentração de  $O_2$  expressa como uma relação de volume ou uma relação de mol não se altera, se a temperatura ou a pressão são modificadas.

**02 (ITA)** Num saco de plástico flexível e não permeável a gases, inicialmente vazio, são introduzidos sucessivamente, 50,0  $cm^3$  de  $N_2$ , 20,0  $cm^3$  de  $O_2$  e 30,0  $cm^3$  de  $CO_2$ , todos medidos nas CNTP.

- I. A solução contém 50,0% de  $N_2$ , 20,0% de  $O_2$  e 30,0% de  $CO_2$ , todas estas porcentagens em volume.  
 II. A solução contém 50,0% de  $N_2$ , 20,0% de  $O_2$  e 30,0% de  $CO_2$ , todas estas porcentagens em massa.  
 III. As frações molares de  $N_2$ ,  $O_2$  e  $CO_2$  são, respectivamente, 0,500; 0,200 e 0,300.  
 IV. A solução é 0,500/22,4 molar em  $N_2$ ; 0,200/22,4 molar em  $O_2$  e 0,300/22,4 molar em  $CO_2$ .

Destas afirmações estão corretas apenas:

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

**03 (IME)** Uma mistura contendo  $3,01 \times 10^{22}$  átomos de Hélio, 0,22 g de gás carbônico ( $CO_2$ ) e 0,045 mol de  $O_2$ . Considerando uma mistura de gases ideais, calcule a pressão parcial de cada gás, quando essa mistura é colocada, à 27°C, em um recipiente de 10 litros.

**04 (Unicamp)** Colocou-se 1,0 L de nitrogênio líquido,  $N_2(l)$  num recipiente de 30,0 L, que foi imediatamente fechado. Após vaporização do nitrogênio líquido, a temperatura do sistema era 27°C.

Dados: Densidade do  $N_2(l)$  a  $-196^\circ C = 0,81 \text{ g/cm}^3$   
 $N_2 = 28 \text{ g/mol}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol.K}$

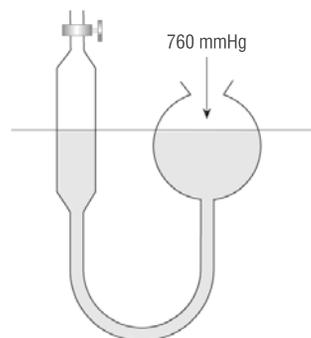
- (A) qual a massa de nitrogênio colocada no recipiente?  
 (B) qual a pressão final dentro do recipiente? Considere que a pressão do ar, originalmente presente no recipiente, é de 1,0 atm.

**05 (ITA)** Num garrafão de 3,5 L de capacidade, contendo 1,5 L de solução 1,0 molar de ácido sulfúrico, introduzem-se 32,7 g de aparas de zinco; fecha-se rapidamente com rolha de borracha. Supondo que a temperatura do ambiente onde esta perigosa experiência está sendo feita seja de 20°C, o incremento máximo de pressão interna ( $\Delta P$ ) do frasco, em atm, será de:

- (A) 0,41. (D) 6,0.  
 (B) 3,4. (E) 12,0.  
 (C) 5,6.

**06 (ITA)** No início de uma experiência, a bureta do lado esquerdo da figura estava completamente cheia de água. Pela torneira da bureta foi admitido nitrogênio gasoso puro. Após a admissão do nitrogênio, o nível de água na bureta ficou na mesma altura que no recipiente do lado direito da figura. A pressão ambiente externa era 760 mmHg e a temperatura era

25°C. Nesta temperatura a pressão de vapor da água é 24 mmHg. Assinale a afirmação **FALSA** a respeito do volume gasoso dentro da bureta após o estabelecimento do equilíbrio:



- (A) 736/760 das moléculas correspondem a  $N_2$ .  
 (B) A pressão total é 784 mmHg.  
 (C) A pressão parcial do vapor de água é 24 mmHg.  
 (D) A pressão parcial do nitrogênio é 736 mmHg.  
 (E) A fração molar das moléculas de água é 24/760.

**07 (ITA)** 1,7 tonelada de amônia vazou e se espalhou uniformemente em certo volume da atmosfera terrestre, a 27°C e 760 mmHg. Medidas mostram que a concentração de amônia neste volume da atmosfera era de 25 partes, em volume, do gás amônia, em um milhão de partes, em volume, do ar. O volume da atmosfera contaminado por esta quantidade de amônia foi:

- (A)  $0,9 \cdot 10^2 \text{ m}^3$ . (D)  $10 \cdot 10^7 \text{ m}^3$ .  
 (B)  $1,0 \cdot 10^2 \text{ m}^3$ . (E)  $25 \cdot 10^8 \text{ m}^3$ .  
 (C)  $9 \cdot 10^7 \text{ m}^3$ .

**08** Uma certa massa  $m$  de uma substância gasosa A foi colocada em um frasco, sob vácuo, mantido a 25°C e a pressão medida foi de 1,0 atm. Determine a massa gasosa de uma substância gasosa B que deve ser adicionada ao sistema para que a pressão passe a ser de 1,5 atm. Considerando ideal o comportamento dos gases e o processo isotérmico e que a razão entre as massas moleculares de A e B é 1/3.

**09 (IME)** Tendo-se uma mistura gasosa, formada de 0,60 mols de  $CO_2$ , 1,50 mols de  $O_2$  e 0,90 mols de  $N_2$ , cuja massa específica é de 1,35 g/L a 27°C, calcule:

- a. as pressões parciais dos gases.  
 b. o volume da mistura.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 3

**01 (IME)** Para medir o volume de um recipiente A, de formato irregular, contendo oxigênio a 27°C e 24,6 atm, usou-se outro recipiente B, indeformável de 60 litros de volume. O recipiente B quando completamente vazio pesou 422 g. Fez-se a ligação entre A e B deixando que o gás passasse de A para B até atingir o equilíbrio. Nessas condições B pesou 470 g. Calcule o volume de A.

**02** Determinar a quantidade, em gramas, de vapor d'água existente em 100 litros de ar que apresenta as seguintes condições:

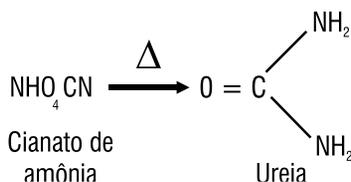
Pressão total: 760 mmHg  
 Temperatura: 100°C  
 Umidade Relativa: 10%

RASCUNHO

### Introdução histórica

Contribuições dos principais cientistas:

- **Scherle**: Inicia o processo de extração de compostos orgânicos.
- **Bergmann**: Divide os compostos em orgânicos e inorgânicos.
- **Lavoisier**: Classifica os elementos organógenos (compostos químicos que podem aparecer em compostos orgânicos, os principais são: C, H, O, N, F, Cl, Br...).
- **Berzelius**: Teoria da “Força Vital” (apenas seres vivos poderiam reproduzir compostos orgânicos, ou seja, não seria possível obter compostos orgânicos através de compostos inorgânicos).
- **Whöler**: Sintetiza ureia, utilizando como reagente de partida o cianato de amônio (composto inorgânico):



– **Kekulé**: Inicia os estudos de isomeria, valência e publica alguns postulados:

1º **Tetravalência constante**: nos compostos orgânicos o carbono sempre realiza quatro ligações (podendo elas ser simples, duplas ou triplas – na verdade alguns autores consideram essa informação mais um dos postulados).

2º **As quatro valências são iguais**: podemos formar quatro tetraedros de disposições diferentes, mas idênticos na formação.

3º **Encadeamento constante**: os átomos de carbonos podem se ligar “infinitamente”, formando cadeias carbônicas.

– **Le Bel e Van’t Hoff**: Desenvolvem a teoria da configuração tetraédrica: o átomo de carbono ocupa o centro de um tetraedro imaginário e suas unidades de valência estão orientadas para os vértices desse tetraedro – Hoje sabemos que tal teoria só é válida para carbonos que realizam quatro ligações simples.

### Hibridação

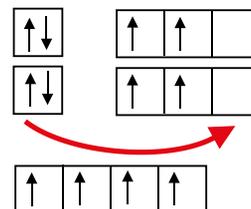
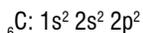
Teoria que explica a formação de compostos nos quais átomos expandem suas valências.

#### Pré-requisito

**Orbital** – é a região com maior probabilidade de encontrar um elétron e suporta no máximo dois elétrons.

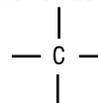
**Superposição de Orbitais** – união de dois orbitais para a formação de um par de ligações, com a presença de dois tipos de ligação (ligação sigma ( $\sigma$ ): orbitais situados sobre o mesmo eixo / ligação Pi ( $\pi$ ): orbitais situados em órbitas paralelas).

#### Hibridação do carbono



Com quatro possibilidades de ligação temos as seguintes variações:

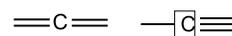
- 1) **Hibridação  $sp^3$** : o carbono realiza quatro ligações sigma, ou seja, somente ligações simples. O carbono  $sp^3$  apresenta geometria tetraédrica e ângulo de ligação  $109^\circ 28'$ .



- 2) **Hibridação  $sp^2$** : o carbono realiza três ligações sigma e uma ligação pi, ou seja, uma ligação dupla e uma ligação pi. O carbono  $sp^2$  apresenta geometria trigonal plana e ângulo de ligação  $120^\circ$ .



- 3) **Hibridação  $sp$** : o carbono realiza duas ligações sigma e duas ligações pi, ou seja, duas duplas ou uma tripla e uma simples. O carbono  $sp$  apresenta geometria linear e ângulo de ligação  $180^\circ$ .



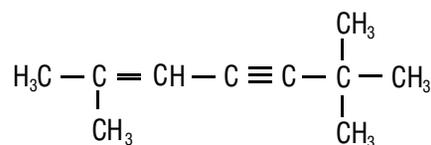
#### Classificação dos carbonos na cadeia

Os carbonos são classificados de acordo com o número de carbonos ao qual estão ligados na cadeia carbônica. Essa classificação independe do tipo de ligação realizada entre os átomos, mas sim ao número de carbonos.

- Carbono primário: carbono ligado a outro carbono.
- Carbono secundário: carbono ligado a outros dois carbonos.
- Carbono terciário: carbono ligado a outros três carbonos.
- Carbono quaternário: carbono ligado a outros quatro carbonos.

**Obs.:** Alguns autores consideram carbono ligado a nenhum carbono como carbono primário, mas essa consideração varia de concurso a concurso.

**Ex.:**



Temos 5 átomos de carbono que se encontram ligados a 3 hidrogênios e apenas uma vez a outro átomo de carbono, com isso todos podem ser chamados de primários.

Os outros cinco separemos caso a caso (da esquerda para a direita):

O primeiro: liga-se a três outros carbonos, por isso é terciário. Note que apesar de fazer dupla com um deles não o contamos duas vezes.

O segundo: liga-se a dois outros carbonos, por isso é secundário. Novamente independe de fazer dupla.

O terceiro: liga-se a dois outros carbonos e, apesar de fazer tripla, é secundário.

O quarto: liga-se a dois outros carbonos, por isso secundário. Novamente independe de fazer dupla.

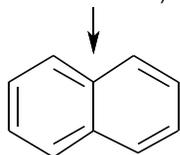
O quinto: liga-se a quatro outros carbonos, por isso quaternário.

## Classificação das cadeias carbônicas

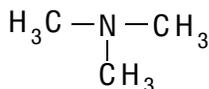
- Acíclica, aberta ou alifática: possui extremidade livre.
- Cíclica ou fechada:
  - não possui extremidade livre
    - alícíclica: não possui anel benzênico.
    - aromática: possui anel benzênico
- saturada: possui apenas ligações simples.
- insaturada: possui pelo menos uma ligação dupla ou tripla.
- normal: apresenta apenas carbonos primários e secundários (não apresenta ramos).
- ramificada: apresenta pelo menos um carbono terciário ou quaternário (apresenta ramos).

Obs.:

- 1) Existem cadeias normais com carbonos terciários: cadeias aromáticas condensadas (as ramificações só podem ocorrer em carbonos pertencentes a apenas um anel aromático).



- 2) Existem cadeias ramificadas sem carbono terciário: cadeia heterogênea.



- 3) Quando uma cadeia for fechada e ramificada, ela poderá ser chamada de mista.

– Para o caso de cadeias abertas:

- { homogênea: não apresenta heteroátomos na cadeia principal.
- { heterogênea: apresenta heteroátomos na cadeia principal.

– Para o caso de cadeias fechadas:

Obs.: Qualquer átomo que “interrompe” uma sequência de átomos de carbono.

- { homocíclica: não apresenta heteroátomos no ciclo.
- { heterocíclica: apresenta heteroátomos no ciclo.

- { monocíclica: formada por apenas um ciclo.
- { policíclica: formada por no mínimo 2 ciclos
  - { núcleos condensados: ciclos juntos.
  - { núcleos isolados: ciclos separados.

## Ressonância

– Pré-requisito:

Condições para que um composto seja aromático: O composto deve ser cíclico, planar e seguir a regra de Hückel.

→ Regra de Hückel: Aplicada a compostos formados por um anel plano em que cada átomo possui um orbital p (tal como o benzeno). Neste caso, quando o composto apresentar a seguinte relação matemática ele será aromático.

$$\text{Relação: } 4n + 2 = (\text{elétrons } \pi)$$

– Fundamento:

Movimento de elétrons em compostos que podem ser aromáticos ou não.

Dicas:

→ Para formar uma ligação dupla é necessário que exista um carbono positivo e um carbono negativo.

→ Podem-se utilizar elétrons livres de átomos para auxiliar na ressonância.

→ Uma molécula com carga desestabilizada (que pode se movimentar) é mais estável que uma molécula com carga estática.

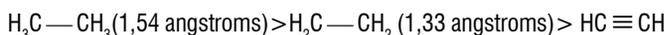
Observação:

A linha que representa a ressonância passa apenas nas regiões de ressonância, ou seja, somente nos locais por onde temos movimentação de elétrons pi.

## Tamanho das ligações

O tamanho das ligações está intimamente ligado com a força da ligação. De maneira geral, temos que ligações mais fortes apresentam menor tamanho.

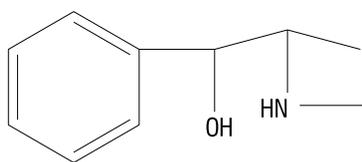
Analisando as forças de ligação vemos que: a ligação terciária é mais forte que a ligação secundária e esta mais forte que a ligação primária.



Quando um composto realiza ressonância temos uma ligação diferenciada: nem ligação simples (uma vez que não temos apenas um par de elétrons sendo compartilhados), nem ligação dupla (uma vez que os dois pares compartilhados não permanecem aos dois carbonos).

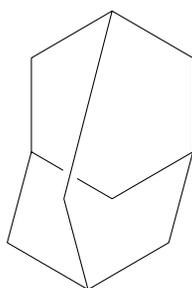
EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (PUC-CAMP)** Na Copa do Mundo, uma das substâncias responsáveis pela eliminação de Maradona foi a efedrina. Qual a fórmula molecular do composto?



- (A)  $C_{10}H_{12}NO$ . (D)  $C_{10}H_{10}NO$ .  
 (B)  $C_{10}H_{20}NO$ . (E)  $C_9H_{10}NO$ .  
 (C)  $C_{10}H_{15}NO$ .

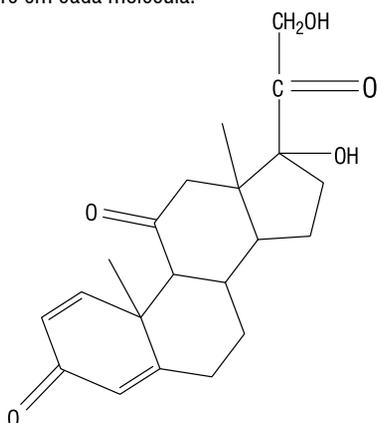
**02 (UFMG)** Observe a estrutura do adamantano:



Em relação a essa estrutura, todas as alternativas estão corretas, **exceto**:

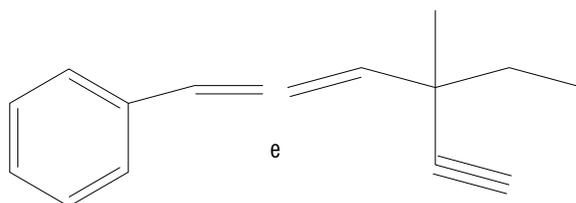
- (A) Contém átomos de carbono secundário.  
 (B) Contém átomos de carbono terciário.  
 (C) Contém átomos de carbono primário.  
 (D) É um composto saturado.  
 (E) Apresenta fórmula molecular  $C_{10}H_{16}$ .

**03 (CESGRANRIO)** A molécula apresentada a seguir é a prednisona. Com base na sua fórmula estrutural, determine o número de átomos de carbono terciário que ocorre em cada molécula.



- (A) 3. (D) 6.  
 (B) 4. (E) 7.  
 (C) 5.

**04 (UCDB-MS)** Os números de hidrogênios das seguintes substâncias são, respectivamente:



- (A) 9 e 13.  
 (B) 7 e 10.  
 (C) 14 e 12.  
 (D) 8 e 12.  
 (E) 13 e 10.

**05 (UFSE-SE)** Wöhler conseguiu realizar a primeira síntese de substância dita "orgânica" a partir de uma substância dita "inorgânica". A substância obtida por Wöhler foi:

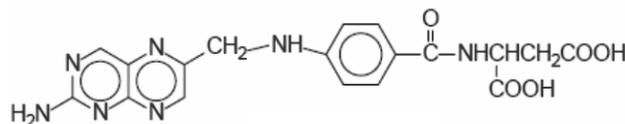
- (A) ureia.  
 (B) ácido úrico.  
 (C) ácido cítrico.  
 (D) vitamina C.  
 (E) acetona.

**06 (UFRGS)** A síntese de ureia a partir do cianato de amônio, desenvolvida em 1828, foi um marco na História da Química pois:

- (A) provou a possibilidade de se sintetizar compostos orgânicos a partir de inorgânicos.  
 (B) foi a primeira síntese realizada em laboratório.  
 (C) demonstrou que substâncias iônicas geram compostos moleculares quando aquecido.  
 (D) trata-se do 1º caso de equilíbrio homogêneo conhecido.  
 (E) provou que o sal de amônio possui estrutura interna covalente.

**07 (UDESC)** Muitos defeitos de nascença, frequentemente mortais, como a espinha bífida (raquisquise) e a anencefalia (falha no desenvolvimento normal do cérebro) estão associados à deficiência de ácido fólico nos estágios iniciais da gravidez. Para suprir essas deficiências, os médicos recomendam que todas as mulheres em idade de engravidar façam a ingestão diária de 0,4 mg de ácido fólico.

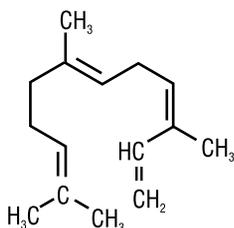
A estrutura do ácido fólico é:



Ácido fólico

Determine o número de carbonos com hibridação  $sp^3$ ,  $sp^2$  e  $sp$ , respectivamente.

**08 (UDESC)** O composto  $\alpha$ -farneseno é uma das substâncias encontradas no óleo de citronela, e tem a seguinte estrutura:



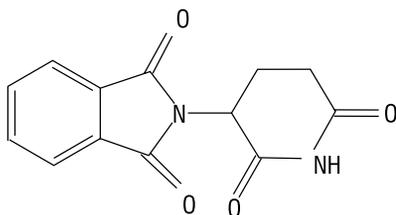
Com relação a essa estrutura, pode-se afirmar que nela:

- I. estão presentes 14 ligações sigma e 4 ligações pi;
- II. dos carbonos presentes, 7 possuem hibridização  $sp^3$  e 8 possuem hibridização  $sp^2$ ;
- III. a geometria dos carbonos com hibridização  $sp^3$  é tetraédrica e a dos carbonos com hibridização  $sp^2$  é trigonal plana;
- IV. não existe nenhum carbono hibridizado em  $sp$ .

Assinale a alternativa correta:

- (A) Somente as afirmativas I, II, III e IV são verdadeiras.
- (B) Somente as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.
- (C) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- (D) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- (E) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

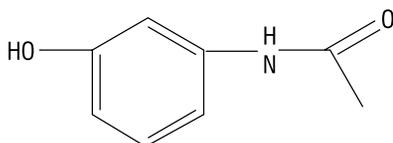
**09 (UFMG)** A talidomina, substância causadora de deformações fetais, tem sido empregada no tratamento da hanseníase. Estuda-se sua possível utilização para combater as causas da cegueira.



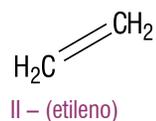
Com relação à molécula de talidomina, a afirmativa **falsa** é:

- (A) Apresenta 12 átomos de hidrogênio.
- (B) Apresenta grupo carbonila.
- (C) Apresenta anel aromático.
- (D) Apresenta carbono assimétrico.
- (E) É tricíclica.

**10 (PUCCamp-SP)** Preocupações com a melhoria da qualidade de vida levaram à proposta de substituição do uso do PVC pelo tereftalato de polietileno ou PET, menos poluente na combustão. Esse polímero está relacionado com os compostos:



I – (ácido tereftálico)



É correto afirmar que I e II tem, respectivamente, cadeia carbônica:

- (A) alicíclica e acíclica.
- (B) saturada e insaturada.
- (C) heterocíclica e aberta.
- (D) aromática e insaturada.
- (E) acíclica e homogênea.

**11** Assinale a alternativa que contém a classificação da cadeia do  $(CH_3)_2CH-CH_2-C(CH_3)_2CH_3$ :

- (A) Cíclica, insaturada, ramificada.
- (B) Acíclica, saturada, normal.
- (C) Acíclica, insaturada, ramificada.
- (D) Acíclica, saturada, ramificada.
- (E) Cíclica, saturada, normal.

**12 (UFJF-MG)** “Um terreno em Mauá (SP), de 160 mil  $m^2$ , em que há 59 prédios onde vivem cerca de 7.500 pessoas, está contaminado por 44 substâncias tóxicas, uma delas cancerígena. O estado atribuiu a contaminação ao descarte clandestino de resíduos industriais. No solo, entre as 44 substâncias encontradas, a que oferece mais riscos à saúde é o benzeno – produto cancerígeno. Além dele, há ainda cloro-benzeno, trimetil-benzeno e decano – prejudiciais à saúde se inalados.

Até agora, a Cetesb (Companhia de Tecnologia e Saneamento Ambiental) examinou apenas os vapores que exalam do solo. A água subterrânea e o ar externo ainda passarão por análise”.

(Folha de S.Paulo – 17/8/2001.)

Sobre os compostos citados no texto, pede-se:

- a. o número de compostos aromáticos.
- b. a classificação da cadeia carbônica do decano quanto ao tipo de ligação e quanto à natureza dos átomos nela presentes.

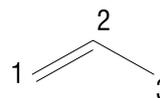
**13** Escreva a ressonância para as substâncias a seguir:

- a. Benzeno.
- b. Íon nitrato.

**14** Sabe-se que as ligações duplas são mais curtas que as ligações simples. As ligações entre os átomos de ozônio possuem o mesmo tamanho. Explique essa contradição.

### EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01 (ITA)** Em relação à molécula esquematizada abaixo são feitas as seguintes afirmações:



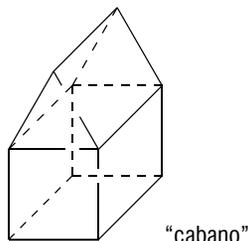
- I. Entre os carbonos 1 e 2 existe uma ligação sigma.
- II. Entre os carbonos 1 e 2 existe uma ligação pi.
- III. Entre os carbonos 1 e 2 existem duas ligações sigma.
- IV. Entre os carbonos 1 e 2 existem duas ligações pi.
- V. Todas as ligações entre os átomos de carbono e hidrogênio são

ligações sigma.

Estão corretas:

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

**02** A estrutura abaixo é um dos vários hidrocarbonetos exóticos sintetizados pelo homem.

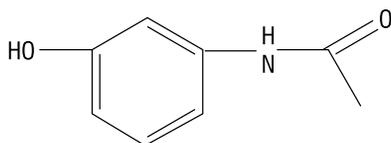


Determine sua fórmula molecular.

**03 (ITA)** Em relação à ureia marque a alternativa **falsa**:

- (A) É um componente da urina dos mamíferos.  
 (B) Foi sintetizada por Wöhler por aquecimento do cianato de amônio.  
 (C) Por conter o grupo  $\text{NH}_2$  é uma amina.  
 (D) Pura, nas condições ambientais, apresenta-se na forma de cristais incolores.  
 (E) Por fermentação pode gerar  $\text{NH}_3$ .

**04 (ITA)** Em relação ao paracetamol, que é um analgésico muito consumido cuja fórmula é:

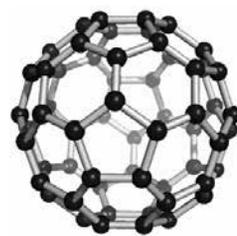


- a. Quais os grupos funcionais presentes no paracetamol?  
 b. Quais os tipos de hibridação de todos os carbonos?  
 c. Quantas ligações sigma e pi presentes no paracetamol?

**05 (UNICAMP)** Analisando a molécula subóxido de carbono,  $\text{C}_3\text{O}_2$ , na qual os átomos se encontram na ordem OCCO, podemos concluir que:

- (A) sua estrutura é piramidal.  
 (B) todos os carbonos estão hibridizados em  $\text{sp}$ .  
 (C) os ângulos entre os carbonos são de  $120^\circ$ .  
 (D) a molécula é apolar.  
 (E) o carbono 3 apresenta apenas ligações sigma.

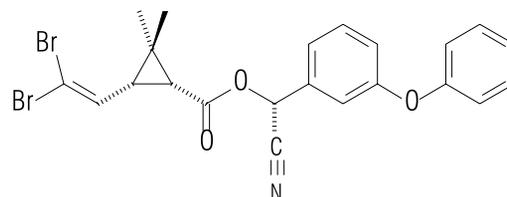
**06 (UFAM)** O buckminsterfulereno (ver figura) possui fórmula molecular  $\text{C}_{60}$  e é uma esfera perfeitamente simétrica formada por átomos de carbono, e, portanto, possuindo uma geometria isoctaédrica. É também um poliedro com 20 faces hexagonais e 12 pentagonais, em que cada face pentagonal é rodeada por outras 5 hexagonais, sendo que hexágonos são arranjados de modo que entre dois pentágonos não haja uma aresta comum. Em vista disso, são verdadeiras as afirmações:



- I. Todos os átomos de carbono possuem hibridação do tipo  $\text{sp}^2$ .  
 II. Todos os átomos de carbono são classificados como terciários.  
 III. O composto como um todo é saturado.  
 IV. Os pentágonos e hexágonos são resultantes da hibridação  $\text{sp}^3$ .  
 V. Há átomos de carbono secundários e terciários na estrutura.

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

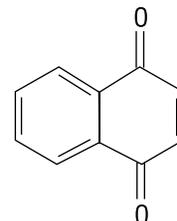
**07 (UFV)** Muitos inseticidas utilizados na agricultura e no ambiente doméstico pertencem à classe de compostos denominados piretroides. Dentre os muitos piretroides disponíveis comercialmente, encontra-se a deltametrina, cujo isômero mais potente tem sua fórmula estrutural representada a seguir:



Com relação à fórmula apresentada anteriormente, assinale a afirmativa **incorreta**:

- (A) O composto possui sete carbonos quaternários.  
 (B) Existe um carbono quaternário.  
 (C) O composto apresenta dez ligações pi.  
 (D) O composto possui três carbonos assimétricos.  
 (E) O composto possui quinze carbonos com hibridação  $\text{sp}^2$  e um carbono  $\text{sp}$ .

**08** Considere as afirmações em relação a fórmula estrutural abaixo:

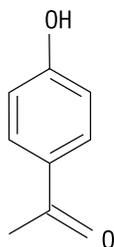


- I. Os ângulos de ligação são de aproximadamente  $120^\circ$ .  
 II. Existem carbonos com hibridação  $\text{sp}^3$ .  
 III. Existem 19 ligações sigmas e 6 ligações pi.  
 IV. Os átomos estão todos no mesmo plano.

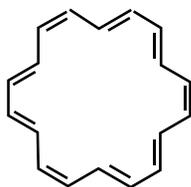
São corretas:

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

**09** No composto abaixo mostre as estruturas de ressonância, indique sua fórmula molecular, o número de ligações sigma e pi, o número de carbonos em geometria tetraédrica e o número de carbonos assimétricos.



**10 (UFU-MG)** O anuleno é um hidrocarboneto aromático que apresenta a seguinte fórmula estrutural simplificada:



Sobre este composto, pode-se afirmar que:

- (A) tem fórmula molecular  $C_{18}H_{20}$ , 9 ligações pi e ângulos de  $109^\circ$  entre as ligações carbono-carbono.
- (B) tem fórmula molecular  $C_{18}H_{18}$ , 9 ligações pi e ângulos de  $120^\circ$  entre as ligações carbono-carbono.
- (C) tem fórmula molecular  $C_{18}H_{16}$ , 9 elétrons pi e ângulos de  $109^\circ$  entre as ligações carbono-carbono.
- (D) tem fórmula molecular  $C_{18}H_{20}$ , 9 elétrons pi e ângulos de  $120^\circ$  entre as ligações carbono-carbono.

**11 (UNITAU-SP – Adaptada)** Uma cadeia carbônica alifática, homogênea e saturada apresenta 1 átomo de carbono quaternário, 2 átomos de carbono terciário e 3 átomos de carbono secundário. Essa cadeia apresenta:

- (A) 6 átomos de carbono.
- (B) 9 átomos de carbono.
- (C) 10 átomos de carbono.
- (D) 11 átomos de carbono.
- (E) 12 átomos de carbono.

**12 (UNITAU-SP – Adaptada)** Uma cadeia carbônica alifática, homogênea e saturada apresenta 1 átomo de carbono secundário, 2 átomos de carbono quaternário e 1 átomo de carbono terciário. Essa cadeia apresenta:

- (A) 7 átomos de carbono.
- (B) 8 átomos de carbono.
- (C) 9 átomos de carbono.
- (D) 10 átomos de carbono.
- (E) 11 átomos de carbono.

**13** Das moléculas citadas abaixo, somente uma apresenta um átomo de carbono assimétrico, sendo, portanto uma molécula quiral. Assinale a molécula em questão:

- (A)  $CH_3CHOHCOOH$
- (B)  $CHOCOOH$
- (C)  $HOCH_2COOH$
- (D)  $CH_3COOH$
- (E)  $CH_3OCH_2COOH$

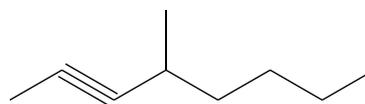
**14** Determinado composto orgânico possui as seguintes características:

- Formado por 7 átomos de carbono, sendo 4 primários, 1 secundário e 2 terciários.
- A molécula tem 1 átomo de nitrogênio entre dois carbonos terciários.

Indique a fórmula estrutural desse composto e classifique sua cadeia.

**15 (UFSC)** Quanto à classificação das cadeias carbônicas pode-se afirmar:

- I. Uma cadeia saturada contém ligações duplas entre carbono e carbono.
- II. Uma cadeia heterogênea apresenta um átomo diferente de do átomo de carbono ligado a pelo menos a dois outros átomos de carbono.
- III. Uma cadeia normal apresenta cadeias laterais ou ramificações.
- IV. Uma cadeia aromática mononuclear pode apresentar mais de um grupo aromático.
- V. Uma cadeia aromática polinuclear não pode ser dita saturada.
- VI. A classificação correta para:



é aberta, homogênea, ramificada e insaturada.

- a. Quais as afirmativas estão corretas?
- b. Justifique a afirmativa V.

## Identificação e nomenclatura da cadeia principal

A forma para nomear os compostos orgânicos segue as seguintes regras:

- 1) Localize a cadeia de átomos de carbono com maior número de grupos funcionais (unidade repetitiva e característica de cada função). Caso não apresente grupos funcionais, localize a cadeia com o maior número de insaturações. Caso não apresente insaturações, localize a cadeia de átomos de carbono com maior número de carbonos. Essa cadeia será conhecida por cadeia principal e será parte integrante da nomenclatura do composto.
- 2) Quando duas cadeias (com características iguais) competem pela seleção de cadeia principal, escolha a que tiver maior número de substituintes.
- 3) Numere os carbonos da cadeia principal começando pelos carbonos mais próximos do grupo funcional / insaturação / ramificação (substituinte).
- 4) Quando o substituinte está localizado em carbonos que apresentam mesma distância da "ponta" da cadeia principal, escolha a numeração que apresenta menor número no ponto de diferença entre as opções de cadeia (ou ainda menor soma dos números que apresentam substituintes).
- 5) Quando dois substituintes estão presentes no mesmo átomo de carbono use esse número duas vezes.
- 6) Quando os substituintes são idênticos, isso é indicado pelo uso dos prefixos bi, tri, tetra e assim por diante. (Esses prefixos multiplicativos não são considerados na ordem alfabética na nomenclatura dos compostos).
- 7) A cadeia principal terá nomenclatura composta por três partes: prefixo (indica o número de carbonos), infixo (indica tipo de ligação entre carbonos), sufixo (indica a função química principal do composto).

## Principais prefixos

Número de carbonos	Prefixo
1	Met-
2	Et-
3	Prop-
4	But-
5	Pent-
6	Hex-
7	Hept-
E assim sucessivamente...	

## Principais infixos

Tipo de insaturação	Infixo
Ligação Simples	-an-
Ligação Dupla	-en-
Ligação Tripla	-in-

## Alguns sufixos

Grupo Funcional	Sufixo
"Ramificações"	-il (ila)
Hidrocarbonetos	-o
Álcool/Fenol/Enol	-ol
Aldeído	-al
Cetona	-ona
Ácido Carboxílico	-oico

## Principais radicais orgânicos

### Radicais de cadeia saturada

#### Monovalentes

Nomenclatura: (prefixo do nº de carbonos) + il(a)

#### Obs.:

A posição da valência deve ser indicada (utilização dos prefixos sec – carbono secundário, terc – carbono terciário, iso – presença de simetria, neo – presença de simetria dupla).

#### Ex.:

$\text{CH}_3$  (metil)

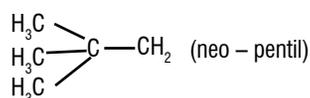
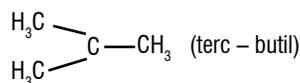
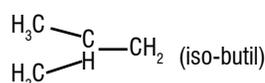
$\text{CH}_3\text{CH}_2$  (etil)

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2$  (n – propil)

$\text{CH}_3\text{CHCH}_3$  (sec – propil / iso-propil)

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2$  (n-butil)

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHCH}_3$  (sec – butil)



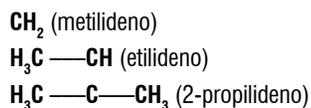
### Bivalente com as valências no mesmo átomo de carbono

Nomenclatura: (prefixo do nº de carbonos) + ilideno

#### Obs.:

A posição da valência deve ser indicada (pelo número do carbono na qual ela se encontra) caso tenhamos maiores possibilidades de formação.

Ex.:

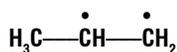
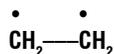


### Bivalente com as valências em diferentes átomos de carbono

Nomenclatura: (prefixo do nº de carbonos) + ileno

Obs.: A posição da valência deve ser indicada (pelo número do carbono na qual ela se encontra) caso tenhamos maiores possibilidades de formação.

Ex.:



### Radicais de cadeia insaturada

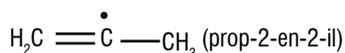
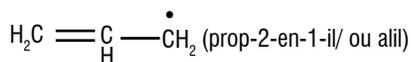
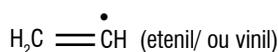
#### Insaturado por dupla-ligação

Nomenclatura: (prefixo do nº de carbonos) + en + il(a)

Obs.:

1. A posição da valência e da dupla devem ser indicadas (pelo número do carbono na qual se encontra) caso haja maiores possibilidades de formação. A numeração dos carbonos tem preferência na valência.
2. Algumas ramificações apresentam nomenclatura usual ou vulgar que não seguem regras específicas.

Exemplos:



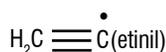
#### Insaturado por tripla ligação

Nomenclatura: (prefixo do nº de carbonos) + in + il(a)

Obs.:

1. A posição da valência e da dupla devem ser indicadas (pelo número do carbono na qual se encontra) caso haja maiores possibilidades de formação. A numeração dos carbonos tem preferência na valência.
2. Algumas ramificações apresentam nomenclatura usual ou vulgar que não seguem regras específicas.

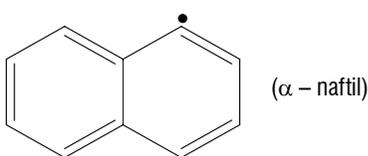
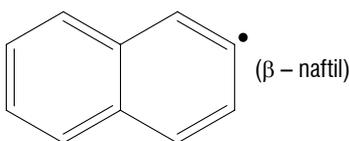
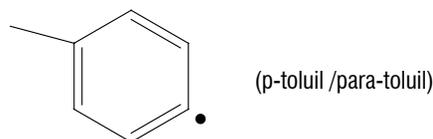
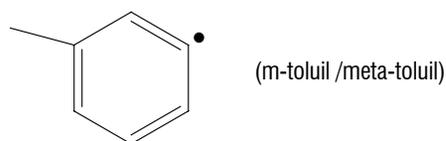
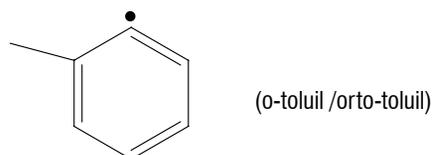
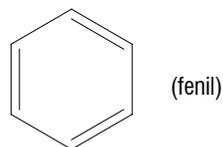
Exemplos:



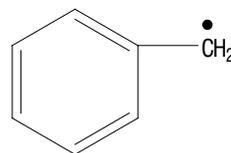
### Aromático

Nomenclatura: apresenta nomenclatura especial.

Ex.:



Obs.: Uma importante ramificação é o benzil, não considerada aromática uma vez que a valência não se encontra no anel aromático.



### Introdução (alcanos)

Os alcanos são compostos orgânicos constituídos apenas por átomos de carbono e hidrogênio, desprovidos de insaturação e apresentando cadeia aberta. Sua fórmula geral, portanto, é  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . São compostos amplamente encontrados na natureza, tendo como maiores fontes o gás natural e o petróleo. Podem ser também conhecidos por parafinas, pelo fato de serem raramente reativos.

## Nomenclatura de alcanos

### IUPAC

O nome será formado pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e o nome da cadeia principal.

Nome da cadeia principal: (prefixo do nº de carbonos) + an + o

**Obs.:** Há alguns anos, os radicais poderiam ser ordenados por ordem de complexidade (do menos complexo ao mais complexo). Essa forma não é mais utilizada, mas pode aparecer em exercícios mais antigos.

### Usual

Os alcanos apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Nome: Identifique o carbono da cadeia principal com o maior número de ramificações. A nomenclatura usual será (nome dos radicais, em ordem alfabética) + metano.

## Propriedades físico-químicas

Como os alcanos apresentam apenas ligações sigma (simples) todos os átomos de carbono possuem hibridação  $sp^3$ , gerando uma configuração tetraédrica. Tal configuração garante que o composto seja apolar e realize como forças intermoleculares as Forças de London (ou Força de Van Der Walls).

Os pontos de ebulição dos alcanos não ramificados mostram uma elevação regular com o aumento do peso molecular, fato explicado pela presença das Forças de London, pois o peso e o tamanho da molécula crescem, e mais importante, as áreas da superfície molecular intensificando as interações intermoleculares aumentam o ponto de ebulição.

Os alcanos de cadeia linear, de 1 a 4 carbonos na molécula, são gases em condição ambiente, de 5 a 17 átomos são líquidos e, com mais de 18 átomos são sólidos.

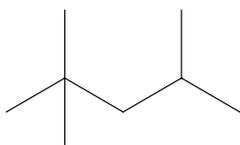
A presença de ramificações, contudo, reduz o ponto de ebulição, pois torna a molécula mais compacta, reduzindo sua área de superfície, diminuindo a intensidade das forças de London, o que abaixa a temperatura de ebulição.

A variação da temperatura de fusão com o aumento do número de átomos de carbonos não é tão regular quanto à observada na temperatura de ebulição. Isso se deve ao fato de que, no estado sólido, as forças de atração entre as moléculas não dependem somente do tamanho destas, mas também da maneira como elas se agrupam.

A densidade aumenta com o número de carbonos, mas não supera 0,965 g/mL (polietileno), ou seja, sendo menos denso que a água.

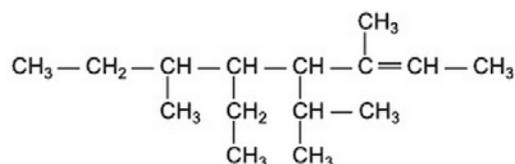
### EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01** Os radicais e o número de carbonos da cadeia principal do composto abaixo são respectivamente:



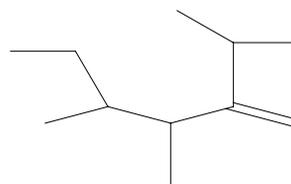
- (A) (Dois) metil e (um) isopropil / 5 carbonos.  
(B) (Dois) metil / 5 carbonos.  
(C) (Um) isopropil e (um) terc-butil / 5 carbonos.  
(D) (Três) metil / 5 carbonos.  
(E) (Um) isopropil e (um) isobutil / 1 carbono.

**02 (FESP)** Ao analisar esse composto, verificamos que os radicais ligados aos carbonos 3, 4 e 5 da cadeia principal são, respectivamente:



- (A) metil, isopropil e etil.  
(B) metil, etil e metil.  
(C) propil, etil e metil.  
(D) butil, etil e propil.  
(E) isopropil, etil e metil.

**03 (MACKENZIE)** Sobre o composto cuja fórmula estrutural é dada, fazem-se as afirmações:



- I. Sua cadeia principal apresenta uma dupla ligação.  
II. Apresenta três ramificações diferentes entre si ligadas a cadeia principal.  
III. Apresenta fórmula estrutural  $C_{11}H_{24}$ .  
IV. Possui ao todo quatro carbonos terciários.

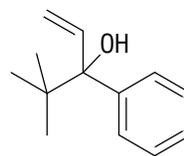
São corretas:

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

**04** Da união do radical vinil com o radical sec-butil surge uma espécie química, onde ocorrem os seguintes tipos de carbonos, **exceto**:

- (A) três carbonos primários.  
(B) dois carbonos secundários.  
(C) um carbono assimétrico.  
(D) um carbono terciário.  
(E) um carbono quaternário.

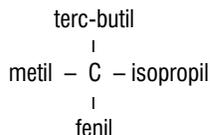
**05** Analise o composto:



São radicais encontrados no carbono terciário alifático:

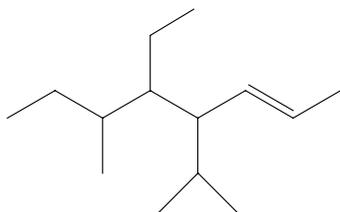
- (A) alil, terc-butil, fenil.  
(B) isopropil, isobutil, benzil.  
(C) n-propil, n-butil, benzil.  
(D) alil, isopropil, fenil.  
(E) propil, fenol, benzeno.

**06 (PUC-PR)** O composto abaixo, apresenta, como nomenclatura oficial, o seguinte nome:



- (A) 1, 2, 2, 3, 4 – pentametil – 2 – fenil – butano.  
 (B) 2, 3, 4, 4, – tetrametil – 3 – fenil – pentano.  
 (C) 2, 2, 3, 4, – tetrametil – 3 – fenil – pentano.  
 (D) 3-fenil-2,2,3,4-tetrametilpentano  
 (E) 2, 2 – dimetil – 3 – isopropil – 3 – fenil – butano.

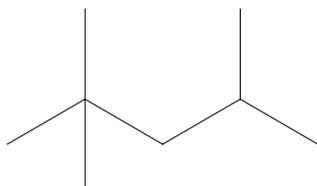
**07 (FESP)**



Ao analisar esse composto, verificamos que os radicais ligados aos carbonos 6, 4 e 5 da cadeia principal são respectivamente:

- (A) Metil, isopropil e etil.  
 (B) Metil, etil e metil.  
 (C) Propil, etil e metil.  
 (D) Butil, etil e propil.  
 (E) Isopropil, etil e metil.

**08 (CESGRANRIO)** A qualidade de uma gasolina pode ser expressa pelo seu índice de octanagem. Uma gasolina de octanagem 80 significa que ela se comporta, no motor, como uma mistura contendo 80% de iso-octano e 20% de heptano. Observe a estrutura do iso-octano:



De acordo com a nomenclatura IUPAC, esse hidrocarboneto é o:

- (A) Iso-propil-pentano.  
 (B) N-propil-pentano.  
 (C) 2,4,4-trimetil-pentano.  
 (D) 2,2,4-trimetil-pentano.  
 (E) Trimetil-isopentano.

**09 (UFV-MG)** A fórmula molecular do composto nona-3,5-dieno é:

- (A)  $C_{19}H_{26}$ .  
 (B)  $C_{19}H_{38}$ .  
 (C)  $C_9H_{18}$ .  
 (D)  $C_9H_{16}$ .  
 (E)  $C_9H_{12}$ .

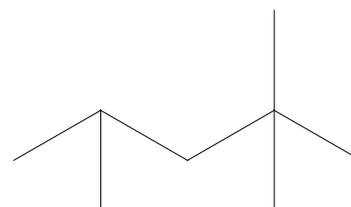
**10 (UNIFOR-CE – Adaptada)** Quantos átomos de carbono primário há na cadeia do composto 2,2-dimetilbutano?

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

**11 (UEL)** A união dos radicais metil e n-propil dá origem ao:

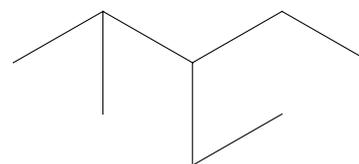
- (A) Butano.  
 (B) Metilpropano.  
 (C) Pentano.  
 (D) Dimetilpropano.  
 (E) Metilbutano.

**12 (PUC-MG)** Dada a cadeia carbônica verifica-se que a soma das posições dos carbonos na numeração da cadeia é:



- (A) 4.  
 (B) 6.  
 (C) 8.  
 (D) 10.  
 (E) 12.

**13 (UFSE-SE)** O composto orgânico representado a seguir:



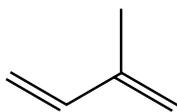
é denominado:

- (A) 2,4-dimetil-3-etil-butano.  
 (B) 1,3-dimetil-2-etil-butano.  
 (C) 3-iso-propil-pentano.  
 (D) 4-metil-3-etil-pentano.  
 (E) 2-metil-3-etil-pentano.

**14 (PUC-MG)** Um hidrocarboneto cuja cadeia carbônica é formada por cinco carbonos, todos secundários, tem nome de:

- (A) n-pentano.  
 (B) 2-penteno.  
 (C) ciclopentano.  
 (D) metil-ciclobutano.  
 (E) 1-penteno.

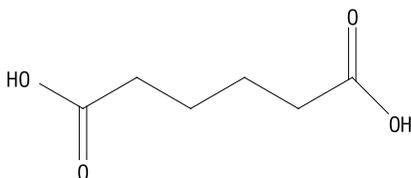
**15 (IME-2007)** O isopreno é um composto orgânico tóxico que é utilizado como monômero para a síntese de elastômeros, através de reações de polimerização. Dada a estrutura do isopreno, qual sua nomenclatura IUPAC?



- (A) 1,3 – buteno.  
(B) 2 – metil – butadieno.  
(C) 2 – metil – buteno.  
(D) pentadieno.  
(E) 3 – metil – butadieno.

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

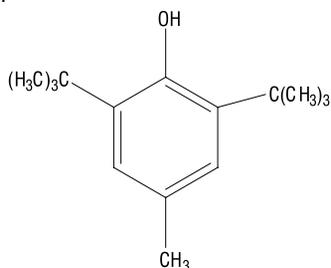
**01 (PUC-RS)** O ácido adípico de fórmula:



empregada na fabricação do nylon apresenta cadeia carbônica:

- (A) saturada, aberta, homogênea e normal.  
(B) saturada, aberta, heterogênea e normal.  
(C) insaturada, aberta, homogênea e normal.  
(D) insaturada, fechada, homogênea e aromática.  
(E) insaturada, fechada, homogênea e alicíclica.

**02 (PUC-RS)** Na indústria alimentícia, para impedir a rancificação de alimentos gordurosos, usam-se aditivos antioxidantes, como o composto orgânico de fórmula:



Esse composto apresenta os radicais alquila:

- (A) Hidroxila e metil.  
(B) Isobutil e metil.  
(C) Etil e t-butil.  
(D) Metil e t-butil.  
(E) Propil e hidroxila.

**03 (PUC-PR)** Substituindo todos os hidrogênios das posições beta do naftaleno por radicais metil, qual será o número de átomos de carbono no composto formado?

- (A) 6. (D) 12.  
(B) 8. (E) 14.  
(C) 10.

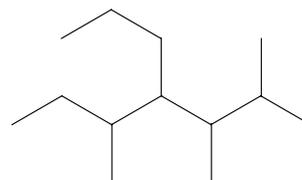
**04 (PUCCamp-SP)** Nos motores a explosão, hidrocarbonetos de cadeia ramificada resistem melhor a compressão do que os de cadeia normal. Com essa finalidade, compostos de cadeia reta são submetidos a reações de reforma catalítica como a reação abaixo:



Os nomes oficiais do reagente e do produto são, respectivamente:

- (A) i-octano e dimetil-hexano.  
(B) octano e 6-metil-heptano.  
(C) octano normal e 2,2-dimetil-heptano.  
(D) octano e 2-metil-heptano.  
(E) n-octano e i-hexano.

**05 (PUC-PR)** Assinale a alternativa que corresponde ao nome do composto abaixo:



- (A) 2,3-dimetil-4-secbutil-heptano.  
(B) 2,3,5-trimetil-4-propil-heptano.  
(C) 2-isopropil-3-secbutil-hexano.  
(D) 2,3,5-trimetil-4-isopropil-heptano.  
(E) 2,3-dimetil-4-tercpropil-heptano.

**06 (PUC-PR)** Identifique o número de carbonos primários existentes na molécula de 4,5-dimetil-6-etil-nonano.

- (A) 3. (D) 5.  
(B) 4. (E) 7.  
(C) 6.

**07 (PUC-PR)** Em relação aos hidrocarbonetos, responda aos itens abaixo:

- a. São em geral mais ou menos densos que a água? Justifique.  
b. São solúveis em meio aquoso? Justifique.

**08** Calcule a massa molar dos compostos abaixo e coloque-os em ordem crescente de ponto de ebulição. Justifique.

- I. Butano  
II. Pentano  
III. 2-metil-butano  
IV. 2,2-dimetil-propano

**09** O etano é um gás incolor, inodoro, asfixiante, insolúvel em água e álcool etílico, pouco reativo. Em relação ao etano:

- a. Indique sua fonte de obtenção na natureza.  
b. Forneça fórmula molecular e estrutural.  
c. Indique tipo de hibridação e ângulo de ligação.

**10** A respeito do metano, julgue os itens abaixo:

- 01 – É um hidrocarboneto.
- 02 – É o chamado “gás dos pântanos”.
- 04 – É um componente fundamental do gás natural.
- 08 – É o biogás, produzido por fermentação nos biodigestores.

**11 (UECE)** Um alcano, de massa molar 72g/mol, tem quatro átomos de carbono primário na sua estrutura. Indique quantos átomos de carbono há na molécula e o nome oficial.

**12 (UECE)** Das afirmações:

- I. O carbono apresenta quatro valências.
- II. A molécula de tetraclorometano tem geometria tetraédrica.
- III. A molécula de metano tem geometria plana.
- IV. Em condições ambientes, os alcanos do  $\text{CH}_4$  ao  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  são gasosos.
- V. Uma cadeia orgânica é considerada aromática quando as ligações pi aparecem em número par.

Estão corretas:

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

**13 (UNB)** O índice de octanas, ou octanagem, é o número utilizado para expressar a qualidade de uma gasolina. Dizer, por exemplo, que uma gasolina apresenta octanagem 65 significa que, ao utilizá-la, o rendimento do motor é um mesmo que se estivéssemos utilizando uma mistura contendo 65% de isoctano e 35% de heptano.

Julgue os itens:

- 0 – O nome oficial do isoctano é 2,2,4 – trimetil – pentano.
- 1 – A gasolina é obtida por destilação simples do petróleo.
- 2 – O ponto de ebulição do heptano é maior do que do octano.
- 3 – Uma das vantagens de se utilizar o álcool em substituição da gasolina está no fato de ser uma fonte renovável de energia.

RASCUNHO

## Introdução

Os alcenos são hidrocarbonetos de cadeia aberta que possuem uma dupla ligação na cadeia principal, apresentam por fórmula geral:  $C_nH_{2n}$ . O alceno mais simples e mais importante é o eteno (ou etileno), um gás incolor, encontrado principalmente em poços petrolíferos, de sabor adocicado, usado como combustível, no amadurecimento artificial de frutos, narcóticos e na fabricação de plásticos.

Os alcadienos são hidrocarbonetos de cadeia aberta que possuem duas duplas ligações na cadeia principal, apresentando fórmula geral:  $C_nH_{2n-2}$ .

O termo alqueno representa todos os hidrocarbonetos que possuem uma ou mais duplas ligações (ou seja, alcenos e alcadienos são tipos de alquenos). Podem também ser conhecidos por olefinas, devido ao caráter viscoso de alguns constituintes. Os alquenos são largamente encontrados em diversos organismos animais e vegetais.

Os alcinos são hidrocarbonetos de cadeia aberta que possuem uma tripla ligação na cadeia principal, apresentam fórmula geral:  $C_nH_{2n-2}$ . O alcino mais simples e mais importante é o etino (ou acetileno), sua molécula é linear, uma vez que todos os carbonos têm hibridação sp. Apresenta inúmeras aplicações, dentre elas o uso como gás de maçaricos oxiacetilênicos, cuja chama azul atinge a temperatura de 3000°C.

O termo alquino representa todos os hidrocarbonetos que possuem uma ou mais triplas ligações (ou seja, alcinos são tipos de alquinos). Podem também ser conhecidos por acetilênicos, por serem derivados do acetileno.

## Nomenclatura

### IUPAC

#### Alcenos

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 a dupla ligação, que deve ter sua posição indicada no nome do composto.

Nome da cadeia principal: (prefixo do nº de carbonos) + en + o

#### Alcadienos

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 as duplas ligações (de forma que a soma da posição das duas seja a menor possível), que devem ter suas posições indicadas no nome do composto.

Nome da cadeia principal: (prefixo do nº de carbonos) + dien + o

#### Alcinos

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 a tripla ligação, que deve ter sua posição indicada no nome do composto.

Nome da cadeia principal: (prefixo do nº de carbonos) + in + o

#### Usual

Os alcenos apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Nome: Identifique os carbonos da cadeia principal que apresentam a dupla ligação. A nomenclatura usual será (nome dos radicais ligados aos carbonos, em ordem alfabética) + etileno.

Os alcinos apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Nome: Identifique os carbonos da cadeia principal que apresentam a tripla ligação. A nomenclatura usual será (nome dos radicais ligados aos carbonos, em ordem alfabética) + acetileno.

## Propriedades físico-químicas

Alcenos e alcadienos apresentam propriedades físicas semelhantes aos seus alcanos correspondentes, sendo relativamente apolares se dissolvem em solventes apolares ou de baixíssima polaridade. As densidades também são menores que da água.

A comparação entre temperaturas de ebulição segue o mesmo raciocínio dos alcanos.

Devido à presença de dupla ligação (presença de ligação pi, uma ligação mais fraca) os alcenos são mais reativos que os alcanos.

Os alcinos têm baixa polaridade e, conseqüentemente, apresentam propriedades físicas semelhantes aos alcenos e alcanos. São insolúveis em água e outros solventes polares, são bastante solúveis em solventes pouco polares; como benzeno, tolueno, tetracloreto de carbono e clorofórmio.

A comparação entre temperaturas de ebulição segue o mesmo raciocínio dos alcanos.

As densidades dos compostos variam de 0,70 a 0,80 g/mL.

A ligação tripla é constituída por uma ligação sigma e duas ligações pi, deixando-a mais forte (mais curta) e mais reativa que a ligação dupla.

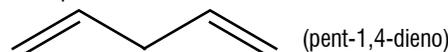
## Classificação dos alcadienos

Os alcadienos podem ser classificados dependendo do posicionamento relativo das duas duplas:

### Alcadienos isolados

Apresentam as duplas ligações isoladas (distante de mais de 2 átomos de carbono).

Exemplo:



### Alcadienos acumulados

Apresentam carbono sp entre dois carbonos sp<sup>2</sup>.

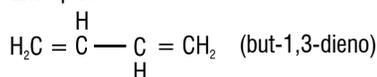
Exemplo:



### Alcadienos conjugados

Apresentam duplas separadas por uma única ligação simples (por possuir possibilidade de ressonância, têm estrutura mais estável entre os alcadienos).

Exemplo:



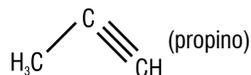
## Classificação dos alcinos

Os alcinos podem ser classificados dependendo do posicionamento da ligação tripla em:

### Alcinos verdadeiros

Há um hidrogênio ligado ao carbono da tripla (ou seja, a tripla ligação está na ponta).

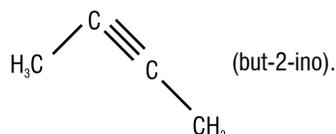
Ex.:



### Alcinos falsos

O carbono da tripla ligação está ligado a outros dois carbonos (ou seja, a tripla ligação está no meio do composto).

Ex.:



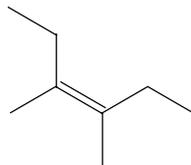
**Obs.:** Devido à presença de um hidrogênio no carbono com tripla, os alcinos verdadeiros são mais reativos do que os alcinos falsos.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (UEL-PR)** Na estrutura do 1,3-pentadieno, o número de carbonos insaturados é:

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

**02 (UEL-PR)** Para efeito de nomenclatura oficial, quantos átomos de carbono há na cadeia carbônica principal do composto de fórmula:



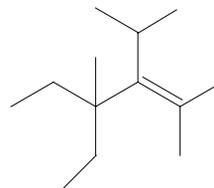
- (A) 4. (D) 7.  
(B) 5. (E) 8.  
(C) 6.

**03 (UFRS)** Um alceno possui cinco átomos de carbono na cadeia principal, uma ligação dupla entre os carbonos 1 e 2 e duas ramificações, cada uma com um carbono, ligadas nos carbonos 2 e 3. Sobre este alceno é **incorreto** afirmar que possui

- (A) quatro carbonos primários.  
(B) dois carbonos primários  
(C) um carbono assimétrico  
(D) um carbono secundário.  
(E) um carbono quaternário.

**04** Qual o ângulo aproximado entre os átomos de carbono ligados ao carbono insaturado do 2-metil-pent-2-eno?

**05 (Mackenzie)** As afirmações a seguir referem-se à substância de fórmula estrutural mostrada na figura adiante:

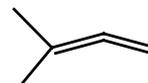


- I. 4-etil-3-isopropil-2,4dimetil-2-hexeno é seu nome oficial.  
II. Sua cadeia carbônica é aberta, insaturada, homogênea e ramificada.  
III. Apresenta somente ligação do tipo sigma  $sp^3-sp^3$  e sigma  $s-sp^3$ .  
IV. É um alcino.

Estão corretas:

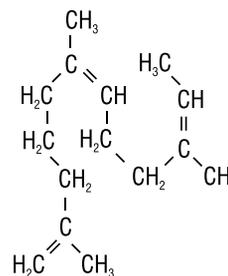
- (A) I e II.  
(B) II e III.  
(C) I e III.  
(D) II e IV.  
(E) I, II e III.

**06 (UFSE-SE)** O nome oficial do hidrocarboneto é:



- (A) 2-metil-buta-2,3-dieno.  
(B) 3-metil-buta-1,2-dieno.  
(C) 2-metil-but-2-ino.  
(D) 3-metil-but-2-ino.  
(E) 2-metil-buta-1,2-dieno.

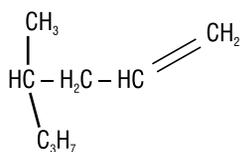
**07 (Furg-RS)** A estrutura a seguir representa o farnaseno, um trieno, terpeno encontrado no óleo de erva-cidreira. Quando tratado com três mols de hidrogênio ( $H_2$ ) em presença do catalisador paládio, tem-se a formação do alceno correspondente.



O nome IUPAC do reagente e do produto são, respectivamente:

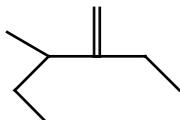
- (A) 2,6,10-trimetil-1,6,10-dodecatrieno e 2,6,10-trimetildecano.  
(B) 3,7,11-trimetil-2,6,11-decatrieno e 3,7,11-trimetildecano.  
(C) 3,7,11-trimetil-2,6,11-decatrieno e 2,6,11-trimetildecano.  
(D) 3,7,11-trimetil-2,6,11-dodecatrieno e 3,7,11-trimetildodecano.  
(E) 2,6,10-trimetil-1,6,10-dodecatrieno e 2,6,10-trimetildodecano.

**08 (FEEQ-CE)** Ao composto foi dado erroneamente o nome de 4-propil-2-penteno. O nome correto é:



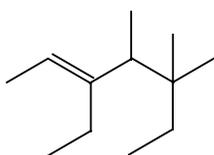
- (A) 4-propil-2-penteno. (D) 2-propil-4-penteno.  
(B) 2-propil-4-penteno. (E) 4-metil-2-heptano.  
(C) 4-metil-1-hepteno.

**09 (Unifap)** A nomenclatura oficial para a fórmula a seguir é:



- (A) 2-metil-3-etil-butano.  
(B) 2-etil-3-metil-hexano.  
(C) 3-metil-3-etil-hexano.  
(D) 3-metil-2-etil-pent-1-eno.  
(E) 3-metil-2-etil-pentano.

**10 (Unisinos)** Dado o composto orgânico a seguir, qual seu nome correto?

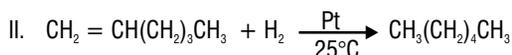
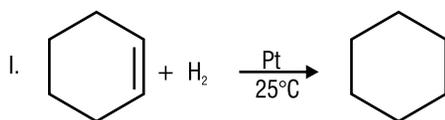


- (A) 5-etil-3,4-trimetil-hepteno-5.  
(B) 3,5-dietil-4,5-dimetil-hexeno-2.  
(C) 2,4-dietil-2,3-dimetil-hexeno-4.  
(D) 3-etil-4,5,5-propil-hepteno-2.  
(E) 3-etil-4,5,5-trimetil-hepteno-2.

**11 (CFTSC-2007)** Indique a afirmativa **incorreta** referente ao acetileno:

- (A) É um gás utilizado nos maçaricos de solda.  
(B) Tem fórmula molecular  $\text{C}_2\text{H}_4$ .  
(C) Na combustão total formam-se  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .  
(D) O nome oficial é etino.  
(E) Entre os átomos de carbono do acetileno há uma ligação tripla.

**12 (UFTM-MG)** Dadas as reações orgânicas:



Os nomes dos compostos formados nas reações I e II são, respectivamente:

- (A) benzeno e 2,2-dimetilpropano.  
(B) benzeno e n-hexano.  
(C) n-hexano e 2,2-dimetilpropano.  
(D) cicloexano e n-hexano.  
(E) cicloexano e 2,2-dimetilpropano.

**13** Explique a diferença entre alcinos falsos e verdadeiros em termos de estrutura e reatividade. Em seguida, classifique e monte as fórmulas estruturais dos compostos:

- (A) propino.  
(B) pent-2-ino.  
(C) 2,2-dimetil-pent-1-ino.  
(D) 2,2,5-trimetil- hex-3-ino.

**14** Indique a nomenclatura oficial dos seguintes compostos:

- (A) etilacetileno.  
(B) dimetilacetileno.  
(C) isopropil-metilacetileno.  
(D) etil-n-propilacetileno.

**15 (UEM-PR)** Supondo a união dos radicais sec-propil, etileno (duas valências em carbonos distintos) e sec-butil, assinale o que for correto:

01. Essa união poderá formar um composto com fórmula molecular  $\text{C}_9\text{H}_{20}$ .  
02. O composto poderá apresentar 4 carbonos primários e 2 terciários.  
04. O composto poderá apresentar duplas e triplas ligações.  
08. O composto poderá apresentar todos os átomos de carbono com hibridação  $\text{sp}^3$ .  
16. O composto poderá apresentar uma cadeia ramificada.  
32. O composto poderá ser o 2,5-dimetil-heptano.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 2

**01** O propeno, conhecido como propileno, é um gás incolor, solúvel em álcool etílico e éter e ligeiramente solúvel em água. Responda:

- a. Qual a fórmula estrutural e molecular desse composto?  
b. É correto afirmar que o propileno é um composto 100% apolar? Explique.

**02** Em relação aos alcenos indique:

- a. a fórmula estrutural e o nome do alceno que apresenta 12 hidrogênios e ligação dupla entre os carbonos centrais;  
b. a fórmula estrutural e o nome de todos os alcenos de cadeia normal com 8 carbonos.

**03** Classifique os alcadienos e informe suas fórmulas estruturais:

- a. Pent-1,4-dieno.  
b. 3-metil-hexa-1,3-dieno.  
c. Buta-1,2-dieno.  
d. 3,6-dimetil-octa-3,5-dieno.

**04** Forneça a fórmula molecular e a massa molar dos alcadienos que apresentam:

- a. 20 hidrogênios na molécula.  
b. 38 hidrogênios na molécula.  
c. 14 carbonos na molécula.

**05 (MACK-SP)** Antigamente, nas minas, era costumeiro o uso de lamparinas que utilizavam como combustível um hidrocarboneto produzido pela reação do carbureto  $\text{CaC}_2$  com água. O hidrocarboneto produzido será:

- (A) butano. (D) propeno.  
 (B) propano. (E) acetileno.  
 (C) eteno.

**06 (VUNESP)** Na molécula de propino, o número de ligações sigma e ligação pi são respectivamente:

- (A) 2 e 2. (D) 6 e 2.  
 (B) 5 e 1. (E) 7 e 1.  
 (C) 5 e 2.

**07 (DIAMANTINA-MG)** Em que alternativa os nomes correspondem às fórmulas:  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$  e  $(\text{CH}_3)_3\text{CH}$ ?

- (A) Acetileno, etileno e neobutano.  
 (B) Etino, eteno e butano.  
 (C) Etino, vinil e trimetilmetano.  
 (D) Tolueno, eteno e metilpropano.  
 (E) Acetileno, etileno e metilpropano.

**09** A análise elemental de uma substância permitiu chegar a fórmula  $\text{C}_2\text{H}_3$ . A massa molar da substância teve valor determinado igual a 54. Indique a fórmula estrutural desse composto sabendo que se trata de um alcino verdadeiro.

RASCUNHO

## Introdução

Os ciclanos (ou cicloalcanos) são hidrocarbonetos de cadeia fechada que apresentam apenas ligações simples entre os carbonos. Possuem fórmula geral:  $C_nH_{2n}$  (assim como os alcenos). A maior fonte de ciclanos são os petróleos caucásicos e americanos. O ciclopentano é um gás que possui características anestésicas, sendo muito usado em cirurgias para adormecer pacientes. O ciclohexano é usado como combustível e na produção do ácido adípico.

Os ciclenos (ou cicloalcenos) são hidrocarbonetos de cadeia fechada que apresentam uma ligação dupla entre os carbonos. Possuem fórmula geral:  $C_nH_{2n-2}$  (assim como os alcinos).

Em 1825, o cientista inglês Michael Faraday isolou, a partir de um resíduo oleoso acumulado nos tanques que transportavam um gás comprimido utilizado nas iluminações públicas de Londres, a substância que hoje conhecemos como benzeno. Esse composto e outros que apresentam comportamento químico semelhante foram denominados aromáticos (designação inicialmente dada com base no cheiro de tais substâncias, isoladas de resinas de plantas aromáticas).

Dos compostos aromáticos, o benzeno é o mais simples. Sua fórmula estrutural foi proposta pelo químico alemão Kekulé em 1865. É um composto líquido na temperatura ambiente, de cor amarelada a incolor, tóxico e inflamável.

As principais fontes de hidrocarbonetos aromáticos são o carvão de pedra ou hulha e o petróleo. O carvão de pedra é formado de uma mistura complexa de moléculas orgânicas, constituídas predominantemente de estruturas aromáticas policíclicas. O aquecimento do carvão a altas temperaturas, na ausência de ar, resulta na formação de grandes quantidades de gases (metano e hidrogênio, principalmente), de um resíduo oleoso denominado alcatrão da hulha (mistura complexa de muitos compostos, sendo uma importante fonte de hidrocarbonetos aromáticos) e de um sólido denominado coque (constituído basicamente de carbono).

## Nomenclatura

### IUPAC

#### Ciclanos

Devemos observar se o ciclo é a parte primordial do composto, identificar as ramificações e numerá-las. O nome será formado pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e pelo nome da cadeia principal.

**Nome da cadeia principal:** Ciclo (Prefixo do nº de carbonos) + an + o.

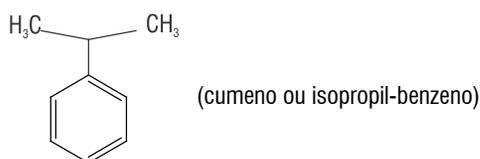
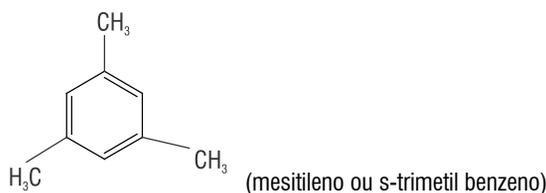
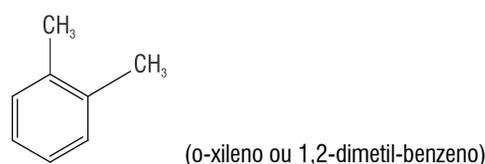
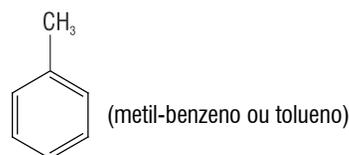
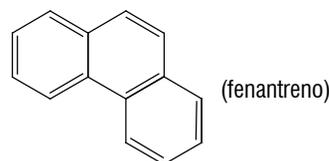
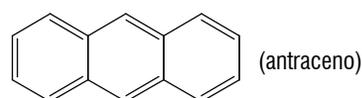
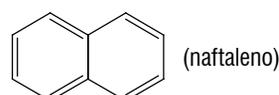
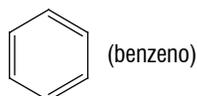
#### Ciclenos

Devemos observar se o ciclo é a parte primordial do composto, identificar as ramificações e numerá-las. O nome será formado pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e pelo nome da cadeia principal. A numeração dos carbonos deverá privilegiar a dupla ligação, que deve ter sua posição indicada no nome do composto.

**Nome da cadeia principal:** Ciclo (Prefixo do nº de carbonos) + en + o.

#### Aromáticos

A nomenclatura dos aromáticos não segue as regras que vimos, porque eles de fato são compostos atípicos (possuindo apenas a terminação “-eno” em comum). Vejamos os principais casos:



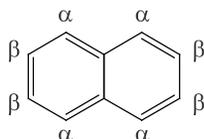
Algumas regras específicas da nomenclatura de aromáticos:

- Quando no benzeno temos dois substituintes iguais, suas posições relativas são indicadas pelos prefixos: orto- ou o- (posições 1,2); meta- ou m- (posições 1,3) e para- ou p- (posições 1,4).

**Observação:**

Alguns exercícios utilizam nomenclatura para radicais diferentes entre si.

- O anel benzênico é numerado de forma a ressaltar os menores valores para os substituintes.
- Quando mais de dois substituintes estão presentes e são diferentes, eles são listados em ordem alfabética.
- Quando no benzeno temos três substituintes iguais, suas posições relativas são indicadas pelos prefixos: vicinal, vic- ou v- (posições 1,2,3); assimétrica, assim- ou a- (posições 1,2,4) e simétrica, sim- ou s- (posições 1,3,5).
- O naftaleno apresenta uma nomenclatura específica para os substituintes.



## Propriedades físico-químicas

### Teoria das tensões de Baeyer (Tensão do Anel)

Os ciclanos que apresentam de 3 a 5 átomos de carbono na cadeia são razoavelmente reativos. Já aqueles cujo ciclo contém 6 ou mais átomos de carbono são estáveis e reagem com dificuldade.

Para explicar esse comportamento, o químico alemão Baeyer propôs a Teoria das Tensões.

Sabemos que quando o carbono faz 4 ligações do tipo sigma, ele sofre hibridação  $sp^3$  e para adquirir o máximo de estabilidade, posiciona seus elétrons de valência segundo os vértices de um tetraedro regular.

Segundo as teorias de Baeyer, nos ciclanos (que ele acreditava serem todos coplanares, isto é, com os átomos de carbono em um mesmo plano) as valências estavam sujeitas a tensões porque os ângulos seriam diferentes do ângulo do tetraedro.

O problema com a teoria de Baeyer é que, seguindo seu raciocínio, a reatividade deveria aumentar novamente para o ciclohexano, pois se essa molécula fosse coplanar, os ângulos entre as ligações seriam de  $120^\circ$  (maiores do que a do tetraedro).

Em 1890, o químico alemão Sachse propôs a seguinte hipótese: os átomos de carbono do ciclohexano – e nos ciclanos em geral – não estariam no mesmo plano conforme acreditava Baeyer, mas em planos diferentes de forma que a molécula adquirisse uma configuração espacial capaz de anular as tensões entre as ligações.

Analisaremos os principais casos:

#### Ciclopropano

Os átomos de carbonos dos alcanos têm hibridação  $sp^3$ . O ângulo de ligação normal é de  $109,5^\circ$ . No ciclopropano os ângulos internos devem ter  $60^\circ$ , formando ligações entre carbonos fracas e instáveis, conferindo à molécula grande energia potencial, e facilitando a ruptura do anel.

#### Ciclobutano

Apresentam ângulo real de  $90^\circ$ , enquanto o teórico deveria ser de  $109,5^\circ$ ; por isso, apresentam instabilidade em sua estrutura, apesar de menor que o ciclopropano.

#### Ciclopentano

Os ângulos internos são de  $108^\circ$ , fazendo com que a sua estabilidade seja próxima de um hidrocarboneto de cadeia aberta, sendo resistente à ruptura do anel.

#### Ciclo-hexano

Como apresentam ângulo real de  $120^\circ$ , o ciclohexano deveria apresentar uma tensão maior do que a do ciclopentano; contudo, não é o que ocorre devido à presença de suas configurações espaciais: a configuração de cadeira e configuração de bote.



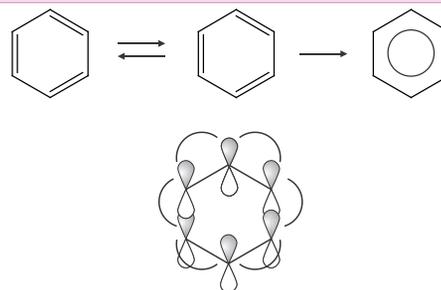
Sua configuração mais estável é a configuração de cadeira, que a livra das tensões angulares e torsionais, além de as distâncias entre os hidrogênios serem máximas. A conformação bote, por apresentar tensão torsional e maior proximidade dos hidrogênios, é menos estável.

#### Aromáticos

Como compostos de baixa polaridade, apresentam basicamente as mesmas características dos demais hidrocarbonetos. Os pontos de fusão dos aromáticos são relativamente mais elevados que os equivalentes alicíclicos, devido ao fato de as moléculas aromáticas serem planas, o que permite uma melhor interação intermolecular. Verifica-se experimentalmente que os pontos de fusão dos derivados crescem na seguinte ordem: orto < meta < para. Esse fato constitui um caso particular do efeito da simetria molecular sobre as forças cristalinas. Quanto mais elevada for a simetria de um composto, tanto melhor será a ordenação segundo uma rede cristalina e por isso tanto mais alto será o ponto de fusão e mais baixa será a solubilidade.

Os aromáticos mais simples são líquidos e os mais complexos são sólidos. Possuem cheiro agradável e são solúveis em solventes apolares.

### Estrutura do benzeno



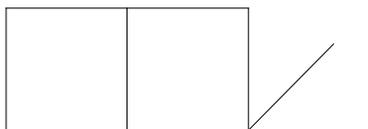
- Todos os carbonos são  $sp^2$  e estão no mesmo plano.
- Ângulos de valência ( $120^\circ$ ) igual ao ângulo do hexágono.
- Totalmente livre de tensões.
- Cada carbono apresenta um orbital  $p$  que se encontra totalmente entrosado com seus vizinhos.
- Apesar de a representação mostrar ligações duplas e simples entre os carbonos, na realidade todas as ligações carbono-carbono têm o mesmo comprimento. Podemos representá-lo, portanto, por um híbrido de ressonância, em que os seis elétrons estão deslocalizados.

EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (UEL)** Quantos átomos de hidrogênio há na molécula do ciclobuteno?

- (A) 4.  
(B) 5.  
(C) 6.  
(D) 7.  
(E) 8.

**02 (UFRN)** A nomenclatura do composto abaixo é:

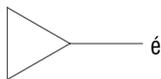


- (A) 1-metil-3-etil-ciclobutano.  
(B) 1,1dimetil-3-etil-butano.  
(C) 1-etil-3,3-dimetil-ciclobutano.  
(D) 1,1-metil-3-etil-ciclobutano.  
(E) 1,1-dimetil-3-etil-ciclobutano.

**03 (UNIFOR)** Acerca da nomenclatura de hidrocarbonetos, quais as proposições corretas?

- (A) A cadeia carbônica principal de um alcano deve ser a mais longa e mais ramificada.  
(B) A numeração da cadeia carbônica do alceno deve começar pela extremidade mais distante da dupla.

(C) O nome do hidrocarboneto de fórmula estrutural



metil-ciclopropano.

- (D) O radical etil é derivado do hidrocarboneto  $C_2H_4$ .  
(E) A fórmula molecular do metil-propano é  $C_4H_{10}$ .

**04** Forneça o nome e a fórmula estrutural de todos os ciclanos que apresentam:

- (A) 4 carbonos na molécula e um carbono terciário.  
(B) 5 carbonos na molécula e um carbono terciário.  
(C) 6 carbonos na molécula e dois carbonos terciários.  
(D) 6 carbonos na molécula e um carbono quaternário.

**05** Em relação aos ciclenos, indique:

- a. A fórmula estrutural e o nome do cicleno que apresenta 4 carbonos e cadeia normal;  
b. A fórmula estrutural e o nome do cicleno que apresenta 5 carbonos na molécula sendo um quaternário;  
c. A fórmula molecular e a massa molar do cicleno que apresenta 30 hidrogênios na molécula.

**06 (UNESP)** São compostos aromáticos:

- (A) n-butano e isopropanol.  
(B) n-heptano e butanoato de metila.  
(C) éter etílico e n-but-1-ino.  
(D) propanona e ciclohexano.  
(E) ácido benzoico e hidróxi-benzeno.

**07 (UNB)** Os pintores utilizam para a diluição de tintas a base de óleo, um produto comercial conhecido por thinner (dissolvente, diluente e adelgaçador). Na embalagem do thinner, lê-se o seguinte:

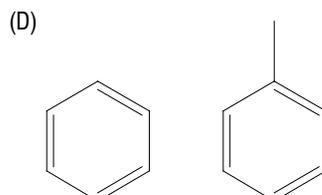
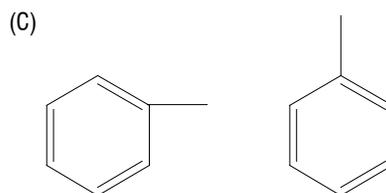
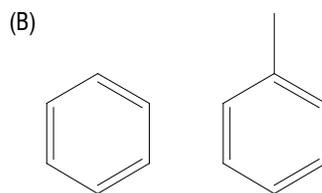
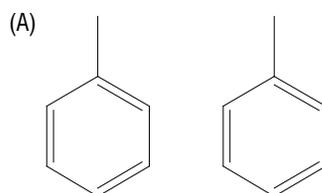
Composição Básica: misturas balanceadas de alcoóis, ésteres, cetonas, glicocéteres e hidrocarbonetos aromáticos. Não contém benzeno. Julgue os itens que se seguem como verdadeiro (V) ou falso (F):

- ( ) O composto  $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$  é um possível componente da mistura.  
( ) O tolueno pode ser componente da mistura.  
( ) A toxicidade do benzeno pode justificar a sua ausência na composição do thinner.  
( ) O thinner possui compostos nitrogenados.

**08 (UFMG)** Em relação ao benzeno, a afirmativa **falsa** é:

- (A) Ele é insolúvel em água.  
(B) Ele é um hidrocarboneto aromático.  
(C) Ele sofre reação de combustão.  
(D) Suas moléculas são insaturadas.  
(E) Suas moléculas têm carbonos tetraédricos.

**09 (UECE)** O radical do benzeno é o fenil. O radical benzil é derivado do tolueno. Qual alternativa apresenta suas estruturas?



**10 (VUNESP)** O benzeno e o ciclohexano são solventes utilizados em laboratório.

Comparando-se as características desses dois compostos, indique a alternativa **incorreta**:

- (A) Ambos são líquidos a temperatura ambiente.
- (B) Ambos são constituídos de moléculas de seis carbonos.
- (C) Um deles é um hidrocarboneto aromático.
- (D) O benzeno é constituído de moléculas não planas e o ciclohexano de moléculas planas.
- (E) A molécula de benzeno tem ligações duplas e a do hexano só tem ligações simples.

**11 (UEL)** Para saber se o benzeno é mais volátil do que o o-xileno, deve-se consultar uma tabela de:

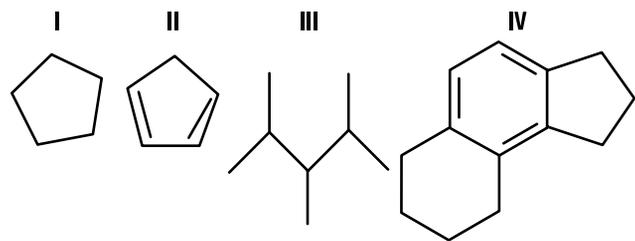
- (A) densidades.
- (B) calores de combustão.
- (C) pressão de vapor.
- (D) temperatura de fusão.
- (E) calores de formação.

Qual é mais volátil?

**12 (UFRGS-RS)** O número de pares covalentes que ocorre em uma molécula como o benzeno é:

- (A) 6.
- (B) 9.
- (C) 12.
- (D) 15.
- (E) 18.

**13 (UNESP)** O petróleo, a matéria-prima da indústria petroquímica, consiste principalmente de hidrocarbonetos, compostos contendo apenas carbono e hidrogênio na sua constituição molecular. Considerando os hidrocarbonetos I, II, III e IV:

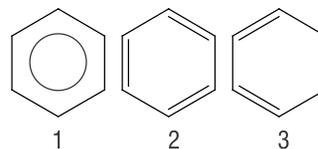


- a. dê as fórmulas moleculares de cada composto;
- b. rotule cada um dos compostos como alcano, alceno, alcino ou hidrocarboneto aromático.

**14 (UFF)** Um composto orgânico X apresenta os quatro átomos de hidrogênio do metano substituídos pelos radicais: isopropil, benzil, etil e metil. Qual é a sua fórmula molecular?

EXERCÍCIOS NÍVEL 2

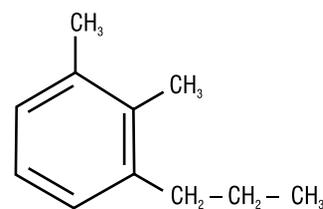
**01 (Covest-99)** Considerando as estruturas químicas abaixo:



É **incorreto** afirmar:

- (A) 2 e 3 representam um mesmo composto.
- (B) 1 e 3 representam compostos isoméricos.
- (C) 1, 2 e 3 são representações diferentes para um mesmo composto.
- (D) 2 e 3 são estruturas de ressonância.

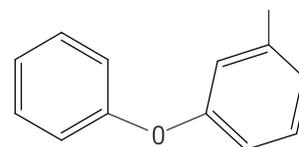
**02 (UNISINOS-RS)** Considere o seguinte composto:



Sua nomenclatura correta é:

- (A) 1, 2-etil-3-propilbenzeno.
- (B) 1,2-dimetil-3-propilbenzeno.
- (C) 1-propil-2, 3-dimetilbenzeno.
- (D) o-dimetil m-propilbenzeno.
- (E) m-dimetil o-propilbenzeno.

**03 (Unirio)** Os grupos ligados ao oxigênio nos compostos abaixo são:



- (A) Benzila e o-toluíla.
- (B) Benzila e m-toluíla.
- (C) Fenila e o-toluíla.
- (D) Fenila e benzila.
- (E) Fenila e m-toluíla.

**04 (Mack)** Quantas estruturas diferentes podem ser obtidas quando se substitui 1 átomo de hidrogênio do naftaleno por um radical metil?

- (A) 2.
- (B) 4.
- (C) 6.
- (D) 8.
- (E) 10.

**05 (PUC)** Substituindo todos os hidrogênios da posição beta do naftaleno por radicais metil, qual o total de átomos do carbono do composto formado?

- (A) 6.  
(B) 8.  
(C) 10.  
(D) 12.  
(E) 14.

**06 (Unifesp-2004)** A identificação dos produtos formados na ozonólise (seguida de hidrólise na presença de zinco) de um alceno permite identificar a estrutura do composto original, pois sabe-se que:

- carbono primário ou secundário da dupla ligação produz aldeído;
- carbono terciário produz cetona.

Um cicloalceno forneceu como produto desse tratamento apenas 3-metilpentanodial como produto final. Este composto deve ser o:

- (A) 4-metilciclopenteno.  
(B) 2-metilciclopenteno.  
(C) 3-metilciclopenteno.  
(D) 2-metilbut-2-eno.  
(E) 2,3-dimetilciclobuteno.

**07 (UNB)** Entre as substâncias normalmente utilizadas na agricultura, encontra-se o nitrato de amônio (fertilizante), o naftaleno (fumigante de solo) e água. Acerca dessas estruturas julgue os itens a seguir como verdadeiro (V) ou falso (F):

- ( ) A fórmula molecular do naftaleno é  $C_{10}H_{10}$ .  
( ) As substâncias citadas são moleculares.  
( ) Em uma molécula de naftaleno, há dezesseis ligações covalentes simples entre os átomos de carbono.

**08** A análise elementar de uma substância permitiu chegar à fórmula empírica  $C_3H_5$ . A massa molar também foi determinada e seu valor é 82 g/mol. Indique o nome e a fórmula estrutural sabendo que se trata de um composto de cadeia cíclica com uma ligação dupla em carbono ramificado.

**09** Em relação ao ciclo-hexano, responda:

- O que justifica a grande estabilidade desse composto em relação aos ciclanos de menor massa?
- Esquematize as duas formas em que o ciclo-hexano pode ser encontrado e explique se essas formas são distintas ou intercambiáveis.
- Qual das duas formas é a mais estável? Justifique.

**10** Explique o que ocorre com a molécula do ciclopropeno que torna essa substância tão instável em relação aos demais ciclenos.

**11 (Fatec-2008)** O gás liquefeito de petróleo, GLP, é uma mistura de propano,  $C_3H_8$ , e butano,  $C_4H_{10}$ . Logo, esse gás é uma mistura de hidrocarbonetos da classe dos:

- (A) alcanos.  
(B) alcenos.  
(C) alcinos.  
(D) cicloalcanos.  
(E) cicloalcenos.

**12 (UFSE-SE)** Quantos carbonos existem no ciclano de menor massa?

- (A) 3. (D) 6.  
(B) 4. (E) 7.  
(C) 5.

**13 (UEMar)** Das fórmulas moleculares abaixo, são corretas as afirmações:

- 01 –  $C_{12}H_{24}$  é um hidrocarboneto saturado conhecido como alceno.  
02 –  $C_5H_{10}$  pode ser um hidrocarboneto com uma insaturação ou saturado cíclico.  
04 –  $C_3H_4$  pode ser um alcino, um dieno ou um ciclano.  
08 –  $C_{16}H_{32}$  pode ser um hidrocarboneto com uma insaturação ou saturado cíclico.  
16 –  $C_8H_{18}$  pode ser um alcino, um dieno ou um ciclano.  
32 –  $C_{16}H_{34}$  pode ser um alceno ou um ciclano.  
64 –  $C_8H_{16}$  pode ser um alcino, um dieno ou um ciclano.

Dê a soma das afirmativas corretas.

RASCUNHO

## Introdução

Os alcoóis são compostos que apresentam um ou mais grupos hidroxila ligados a carbono saturado (carbono  $sp^3$ ). Podem ser de cadeia aberta ou fechada; além disso, podem apresentar cadeia aromática e insaturação (desde que a hidroxila esteja ligada em um carbono saturado). Correspondem a uma classe de compostos muito importante, uma vez que eles apresentam diversas aplicações industriais e farmacológicas. Normalmente não são encontradas mais de uma hidroxila no mesmo carbono, pois tal composto apresenta uma instabilidade muito grande e facilmente sofre desidratação intermolecular, deixando de ser um álcool.

Os enóis são compostos que apresentam um ou mais grupos hidroxila ligados a carbono insaturado com dupla ligação (carbono  $sp^2$ ). Podem ser de cadeia aberta ou fechada; além disso, podem apresentar cadeia aromática (desde que a hidroxila esteja ligada em um carbono insaturado por dupla). Esse composto é altamente instável e se converte em aldeído ou cetona, em um processo chamado tautomeria (fenômeno que ocorre devido a alta eletronegatividade do átomo de oxigênio atraindo para si os elétrons da ligação  $\pi$ ). A instabilidade própria dos enóis impede que esses compostos sejam estudados com mais detalhes.

Os fenóis são compostos que apresentam um ou mais grupos de hidroxila ligados a anel aromático. Podem ser de cadeia aberta ou fechada; além disso, podem apresentar ramificações (desde que a hidroxila esteja ligada ao anel benzênico).

## Nomenclatura

### IUPAC

#### Alcoóis e Enóis

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 a hidroxila (grupo funcional), 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) ol

**Obs.:** Lembrar que a cadeia principal deve conter o maior número de hidroxilas possíveis.

#### Usual

Os alcoóis apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Esta nomenclatura considera o grupo ligado ao  $-OH$  como sendo um radical e o nome será dado por:

Nome: Álcool + (nome do radical ligado ao  $-OH$ ) + ico.

#### Derivada ou de Kolbe

Os alcoóis apresentam uma nomenclatura derivada, que é válida somente para os compostos mais simples.

Nome: Identifique o carbono da cadeia principal que apresenta a hidroxila. A nomenclatura usual será (nome dos radicais ligados ao carbono, em ordem alfabética) + carbinol.

#### Fenóis

O nome será formado por Hidroxi somado à composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e o nome da cadeia principal (que será o nome do composto aromático – hidrocarboneto). A numeração deverá privilegiar a hidroxila (grupo funcional).

## Propriedades físico-químicas

### Alcoóis

- Forças Intermoleculares:

Devido à presença do grupo hidroxila  $-OH$  estabelecem pontes de hidrogênio entre si.

- Ponto de fusão e ebulição:

Como são formados por pontes de hidrogênio, apresentam altos pontos de fusão e ebulição. Estes aumentam com a massa molecular.

- Fase de agregação:

Em condições de temperatura e pressão ambientes, os monoálcoois com até 12 carbonos são líquidos, os demais são sólidos. Os poliálcoois com até 5 carbonos são líquidos cuja viscosidade aumenta com o aumento do número de hidroxilas, os com 6 ou mais carbonos tendem a ser sólidos.

- Solubilidade:

Os alcoóis monoidroxilados com até 3 átomos de carbono e o 2-metilpropan-2-ol são completamente miscíveis em água. Com o aumento do número de átomos de carbono, a porção lipofílica da molécula aumenta, com a conseqüente redução da solubilidade. O aumento de grupos  $-OH$  aumenta a solubilidade.

- Densidade:

A grande maioria dos monoálcoois possui densidade menor do que a água e os poliálcoois possuem densidade maior.

- Reatividade:

Os alcoóis são mais reativos que os hidrocarbonetos correspondentes por serem polares.

- Propriedades Organolépticas:

Cada composto tem sua propriedade característica. Os monoálcoois como o álcool metílico (extremamente tóxico por ingestão) e o álcool etílico apresentam sabor picante e odor levemente irritante. Os polióis em geral, como o etilenoglicol (etanodiol) e a glicerina (propanotriol) apresentam sabores doces, alguns são usados em adoçantes.

- Aplicações Práticas:

Os monoálcoois mais importantes são o metanol e o etanol. O metanol é tóxico, podendo causar cegueira e até morte quando ingerido ou absorvido pela pele; é usado como combustível, solvente e na síntese de compostos. O etanol é a base das bebidas alcoólicas, além de ser usado como combustível, solvente, desinfetante, etc. Quando puro é denominado álcool absoluto. Entre os polióis, os mais comuns são o 1,2-etanodiol, usado como aditivo para radiadores, e o propanotriol empregado na fabricação de diversos produtos alimentícios, cosméticos e lubrificantes. O álcool comercializado em farmácias e supermercados é denominado álcool desnaturado, pois recebe a adição de substâncias tóxicas, com sabor desagradável, para evitar que sejam produzidas bebidas.

## Fenóis

- Forças Intermoleculares:  
Devido à presença do grupo hidroxila – OH estabelecem pontes de hidrogênio entre si.
- Ponto de fusão e ebulição:  
Como são formados por pontes de hidrogênio, apresentam altos pontos de fusão e ebulição.
- Fase de agregação:  
Os monofenóis mais simples, como o hidroxibenzeno, são líquidos ou então sólidos de baixo ponto de fusão.
- Densidade:  
São mais densos que a água.
- Reatividade:  
São compostos facilmente oxidáveis e possuem um caráter levemente ácido.
- Propriedades Organolépticas:  
Possuem um cheiro forte característico. São tóxicos e altamente irritantes.
- Aplicação Prática:  
O hidroxibenzeno apresenta aplicações que abrangem desde a produção de desinfetantes e medicamentos contra queimaduras (ácido picrico) à fabricação de baquelite (plástico resistente ao calor), de poliuretano (espuma) e de explosivos. O derivado p-isopropilendifenol (bisfenol A) entra na composição do policarbonato e de resina epóxi. São obtidos do alcatrão da hulha. Têm propriedades antissépticas: o fenol

comum é usado pelos dentistas no combate às bactérias da cárie: os cresóis são encontrados nas creolinas; o timol é usado em dentifrícios; o ácido salicílico é utilizado em medicamentos contra micoses. São muito usados em sínteses orgânicas: fabricação de polímeros (baquelite, galatite), corantes, medicamentos, etc.

## Classificação dos alcoóis

Os alcoóis podem ser classificados de duas maneiras:

### Quanto ao número de hidroxilas presentes:

Monoálcoois:

Apresentam apenas uma hidroxila no composto.

Poliálcoois:

Apresentam mais de uma hidroxila no composto (lembre-se que essas hidroxilas devem estar em carbonos diferentes, para que não ocorra desidratação).

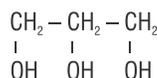
### Quanto ao carbono que se encontra ligado à hidroxila (mais comum para monoálcoois):

- 1) Álcool Primário: Apresenta hidroxila ligada a carbono primário.
- 2) Álcool Secundário: Apresenta hidroxila ligada a carbono secundário.
- 3) Álcool Terciário: Apresenta hidroxila ligada a carbono terciário.

**Obs.:** Essa classificação será muito importante no estudo de reações químicas.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (PUCCamp-SP)** “O nome oficial da glicerina, representada na figura a seguir, é ....X...., tratando-se de um ....Y....”.



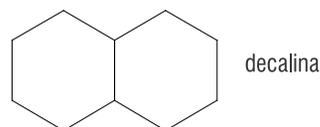
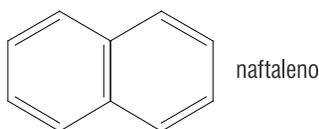
Completa-se corretamente a afirmação acima quando X e Y são substituídos, respectivamente, por:

- 1, 2, 3-propanotriol e triálcool.
- álcool propílico e triálcool.
- propanotriol e trialdeído.
- éter propílico e poliéter.
- 1, 2, 3-tripropanol e trialdeído.

**02 (UFF)** Para que a fórmula geral Y – OH seja correspondente a uma função fenólica, Y deve ser um radical:

- |                 |               |
|-----------------|---------------|
| (A) alcinila.   | (D) alcenila. |
| (B) arila.      | (E) benzila.  |
| (C) cicloexila. |               |

**03 (UFMG)** Considere as estruturas moleculares do naftaleno e da decalina, representadas pelas fórmulas a seguir.



Substituindo, em ambas as moléculas, um átomo de hidrogênio por um grupo hidroxila (OH), obtêm-se dois compostos que pertencem, respectivamente, às funções:

- fenol e fenol.
- álcool e álcool.
- fenol e álcool.
- álcool e fenol.

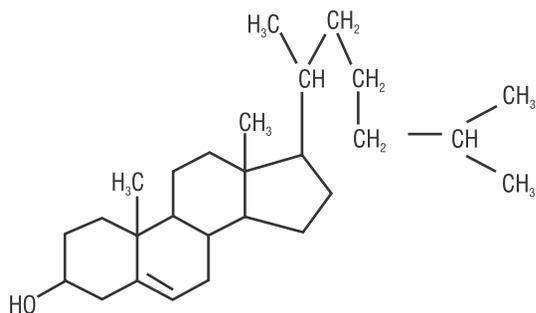
**04 (UFMG)** Alcoóis e hidrocarbonetos saturados são usados como combustíveis. A alternativa que apresenta apenas substâncias pertencentes a essas funções é:

- $\text{CH}_4\text{CH}_3\text{OH}$  e  $\text{C}_8\text{H}_8$ .
- $\text{CH}_4\text{C}_2\text{H}_6$  e  $\text{CH}_3\text{CHO}$ .
- $\text{HCHO}$ ;  $\text{CH}_3\text{OH}$  e  $\text{C}_6\text{H}_6$ .
- $\text{C}_2\text{H}_6$ ;  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  e  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ;  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$  e  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

**05 (Vunesp-SP)** Dentre as fórmulas a seguir, a alternativa que apresenta um álcool terciário é:

- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ .
- $(\text{CH}_3)_3\text{C} - \text{CH}_2\text{OH}$ .
- $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$ .
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ .
- $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3$ .

**06 (UFMG-1999)** A estrutura do colesterol é representada pela fórmula:



Em relação a essa substância, todas as afirmativas a seguir estão corretas, **exceto**:

- (A) Descora uma solução de bromo em tetracloreto de carbono.
- (B) Possui as funções álcool e alqueno.
- (C) Apresenta cadeias alifáticas e aromáticas.
- (D) Pode formar ligações de hidrogênio com a água.

**07 (ITA)** A opção que contém a sequência correta de comparação do comprimento de ligação química entre os átomos de carbono e oxigênio nas espécies, CO, CO<sub>2</sub>, HCOOH e CH<sub>3</sub>OH, todas no estado gasoso, é:

- (A) CO > CO<sub>2</sub> > CH<sub>3</sub>OH > HCOOH.
- (B) CH<sub>3</sub>OH > CO<sub>2</sub> > CO > HCOOH.
- (C) HCOOH > CO > CO<sub>2</sub> > CH<sub>3</sub>OH.
- (D) CO<sub>2</sub> > HCOOH > CH<sub>3</sub>OH > CO.
- (E) CH<sub>3</sub>OH > HCOOH > CO<sub>2</sub> > CO.

RASCUNHO

## Introdução

Os éteres são compostos que contêm um átomo de oxigênio ligado a dois átomos de carbono. Os átomos de carbono podem ter qualquer tipo de hibridação:  $sp^3$ ,  $sp^2$  e  $sp$ . Os compostos podem apresentar cadeia aberta ou fechada. Os éteres cíclicos que têm anéis de três membros são denominados epóxidos. Todos os éteres apresentam cadeia heterogênea (heteroátomos na cadeia principal).

Aldeídos e cetonas são estruturalmente semelhantes, apresentando por grupo funcional a carbonila. A diferença é que nos aldeídos a carbonila está na extremidade (ligada a um átomo de hidrogênio), enquanto, as cetonas apresentam a carbonila no interior da cadeia principal (carbonila ligada a outros carbonos), atentar para que esses compostos não precisam ter heteroátomos.

## Nomenclatura

### IUPAC

#### Éteres

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 oxigênio como radicais e receberá nomenclatura específica:

Nome da cadeia principal: (Nome do menor radical) + *oxi* – (Nome do maior radical) + *ano*.

#### Aldeído

O nome será formado pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e o nome da cadeia principal. Caso o composto apresente insaturação isso deve ser indicado no nome do composto (indicando a posição). Não há necessidade de numerar a posição da carbonila, uma vez que ela estará na extremidade (Contudo, sua presença define a posição das insaturações). O número de grupos funcionais também deve ser indicado.

Nome da cadeia principal: (Prefixo do nº de carbonos) + (an/en/in) + (–, di, tri, tetra)al

#### Cetona

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 a carbonila (grupo funcional), 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)ona

### Usual

#### Éteres

Os éteres apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Esta nomenclatura considera os grupos ligados ao – O como sendo radicais e o nome será dado por:

Nome: éter + (nome dos radicais ligados ao – O) + ílico.

**Obs.:** Caso os éteres sejam simétricos, o nome deve aparecer apenas uma vez.

Éteres cíclicos podem ser nomeados de diversas formas. Em um dos sistemas utiliza-se o prefixo epóxi (como no sistema de nomenclatura substitutiva), precedida dos números dos átomos de carbono aos quais se encontra ligado e seguido do nome do composto de origem. Nesse caso, o prefixo epóxi é considerado um substituinte e citado em ordem alfabética como qualquer outro substituinte.

#### Cetonas

As cetonas apresentam uma nomenclatura usual, que é válida somente para os compostos mais simples.

Esta nomenclatura considera os grupos ligados à carbonila como sendo radicais e o nome será dado por:

Nome: cetona + (nome dos radicais ligados ao – O) + ílico.

**Obs.:** Caso os dois radicais sejam iguais o nome deve aparecer apenas uma vez.

#### Aldeídos

Apresentam nomenclatura usual baseada na nomenclatura usual dos ácidos carboxílicos (uma vez que os ácidos carboxílicos são obtidos por oxidação dos aldeídos) baseada nas observações da natureza.

## Propriedades físico-químicas

### Éteres

- **Forças Intermoleculares:** As moléculas dos éteres são levemente polares devido à geometria angular. Embora os éteres não estabeleçam pontes de hidrogênio entre si, podem fazê-lo com moléculas de outros compostos, como a água ou o etanol.
- **Ponto de fusão e ebulição:** São próximos aos dos alcanos.
- **Fase de agregação:** Os éteres mais simples como o metoximetano e o metoxietano são gases. Os demais são líquidos normalmente voláteis.
- **Solubilidade:** Comparada à dos alcoóis de mesma massa molar, uma vez que podem formar ligações de hidrogênio com a água. Como em qualquer classe de compostos orgânicos, a solubilidade diminui com o aumento do número de carbonos na cadeia carbônica.
- **Densidade:** Em geral são compostos menos densos que a água.
- **Propriedades Organolépticas:** A maioria dos éteres possui cheiro agradável, toxidez moderada e é altamente inflamável.
- **Reatividade:** Os éteres, como os alcanos, têm baixa reatividade.
- **Aplicação Prática:** Por serem pouco reativos e dissolverem muito bem a maioria dos compostos orgânicos, são muito utilizados como solventes inertes em reações orgânicas e na extração de essências. Óleos e gorduras de suas fontes naturais. O composto mais importante é o éter etílico.

### Aldeídos

- **Forças Intermoleculares:** Devido à presença da carbonila, suas moléculas são polares, mas não fazem pontes de hidrogênio entre si. Como consequência dessa polaridade encontra-se associado por meio de interação dipolo-dipolo.
- **Ponte de Fusão e Ebulição:** Apresentam ponto de fusão e ebulição intermediário, uma vez que não apresentam ligação de hidrogênio entre si (apenas com outras moléculas).

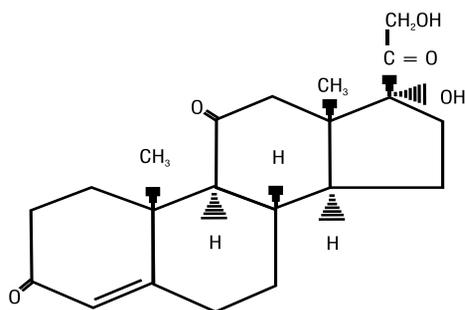
- **Fase de agregação:** Os aldeídos com 1 e 2 carbonos na molécula são gases; os seguintes líquidos e apenas os que possuem valor de massa molecular elevado são sólidos.
- **Densidade:** Os aldeídos mais simples são menos densos que a água.
- **Reatividade:** Os aldeídos são compostos bastante reativos, sendo que os aldeídos alifáticos são mais reativos que os aldeídos aromáticos.
- **Propriedades Organolépticas:** O metanal e o etanal possuem cheiro forte e desagradável. Com o aumento da cadeia carbônica, os aldeídos passam a ter uns cheiros e aromas mais agradáveis e suas moléculas são constituintes de diversas essências, como a de amêndoas amargas (benzaldeído).
- **Aplicação Prática:** Dos aldeídos, os que apresentam maior diversidade de uso são o metanal e o etanal. O metanal é um gás incolor, de cheiro característico e irritante. Em água, a cerca de 40%, forma uma solução conhecida por formol, usada como desinfetante e na conservação de peças anatômicas (desnatura as proteínas tornando-as resistentes a decomposição por bactérias). O etanal é usado na síntese de diversos compostos orgânicos, obtenção de resinas, inseticidas (DDT) e também como redutor de ions prata na fabricação de espelhos comuns. O metanal também é usado na preparação de baquelite (resina sintética), urotropina (diurético), etc.

### Cetonas

- **Forças Intermoleculares:** As moléculas de cetonas não fazem pontes de hidrogênio entre si, porém são mais polares que as moléculas de aldeído.
- **Ponte de Fusão e Ebulição:** Apresentam ponto de fusão e ebulição intermediário. Com o aumento do número de átomos de carbono nas cetonas, a influência do grupo carbonila sobre as propriedades físicas diminui, e eles passam a ter temperaturas de ebulição próximas as dos alcanos.
- **Fase de agregação:** As cetonas mais simples como a propanona e a butanona são líquidos em condição ambientes. Com o aumento progressivo da massa molecular tornam-se sólidas.
- **Densidade:** As cetonas mais simples são menos densas que a água.
- **Reatividade:** As cetonas são compostos bastante reativos, sendo que as alifáticas são mais reativas do que as aromáticas devido à ressonância que se estabelece entre os elétrons do grupo carbonila e os elétrons do grupo aromático.
- **Propriedades Organolépticas:** Possuem cheiro agradável e são parte constituinte de óleos essenciais encontrados em flores e frutas.
- **Aplicação Prática:** Das cetonas, a mais importante é a propanona, conhecida como acetona. Trata-se de um líquido incolor, de cheiro agradável (quando puro), inflamável, usado principalmente como solvente de esmaltes, tintas, vernizes e na extração de óleos de sementes vegetais. A ciclo-hexanona, obtida a partir do fenol, é matéria-prima na síntese do náilon.

**01 (UFPE)** Na questão a seguir escreva nos parênteses a letra (V) se a afirmativa for verdadeira ou (F) se for falsa.

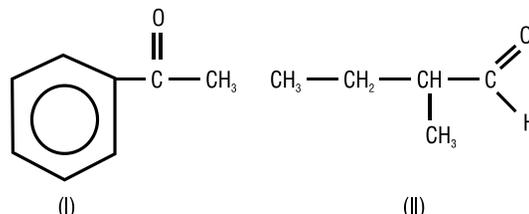
A cortisona é um esteroide que possui efeito anti-inflamatório e é importante no tratamento da asma e da artrite.



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.

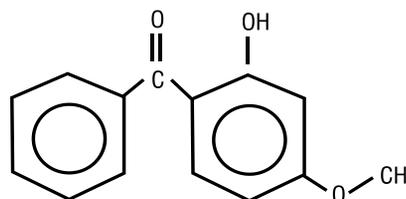
**02 (UFPR)** Com relação aos compostos I e II a seguir, é correto afirmar que:



- (01) Ambos são compostos carbonílicos.
- (02) O composto I pode ser denominado metil-fenil-cetona.
- (04) Por redução com  $H_2$  em presença de catalisador adequado, ambos dão origem a álcoois primários.
- (08) Por oxidação do composto II obtém-se o ácido  $\beta$ -metil-butírico.
- (16) Na fórmula do composto I, se for substituído o radical fenil pelo radical metil, o composto resultante denomina-se propanona ou acetona.

Soma = ( )

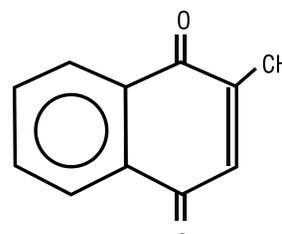
**03 (PUC-SP)** A exposição excessiva ao sol pode trazer sérios danos à pele humana. Para atenuar tais efeitos nocivos, costuma-se utilizar agentes protetores solares, dentre os quais pode-se citar o 2-hidróxi-4-metóxi-benzofenona, cuja fórmula está representada a seguir:



Sobre esta substância, é correto afirmar que:

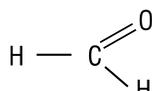
- (A) apresenta fórmula molecular  $C_{10}H_4O_3$  e é um hidrocarboneto aromático.
- (B) apresenta fórmula molecular  $C_{10}H_4O_5$  e função mista: álcool, éter e cetona.
- (C) apresenta fórmula molecular  $C_{14}H_{12}O_5$  e caráter básico pronunciado pela presença do grupo  $-OH$ .
- (D) apresenta fórmula molecular  $C_{14}H_{12}O_3$  e é um composto aromático de função mista: cetona, fenol e éter.
- (E) apresenta fórmula molecular  $C_{14}H_{16}O_3$ , é totalmente apolar e insolúvel em água.

**04 (FUVEST)** Na vitamina K3 (fórmula a seguir), reconhece-se o grupo funcional:



- (A) ácido carboxílico.
- (B) aldeído.
- (C) éter.
- (D) fenol.
- (E) cetona.

**05 (PUC-CAMP)** Além de ser utilizada na preparação do formol, a substância cuja fórmula é mostrada na figura a seguir tem aplicação industrial na fabricação de baquelite.



A função química e o nome oficial desse composto são, respectivamente:

- (A) ácido carboxílico e metanoico.
- (B) cetona e metanal.
- (C) álcool e metanol.
- (D) aldeído e metanal.
- (E) éter e metoximetano.

**06 (UECE)** Examine as afirmações sobre compostos orgânicos oxigenados:

- I. Os alcoóis contêm o grupo hidroxila, ligado a um radical alquila.
- II. Os alcoóis podem ser preparados a partir de alcenos por reação de desidratação.
- III. O glicerol é um álcool que tem somente dois grupos hidroxilas.
- IV. Éteres são moléculas orgânicas que contêm um átomo de oxigênio covalentemente ligado a dois radicais de hidrocarbonetos.
- V. Os éteres são relativamente estáveis quimicamente, mas podem se oxidar formando peróxidos explosivos.

São verdadeiras:

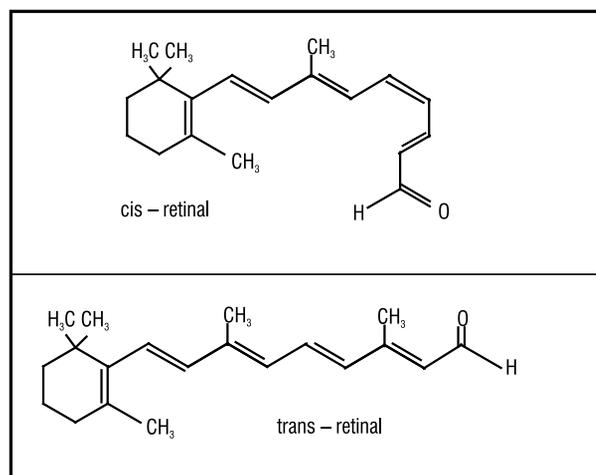
- (A) I, II, III, IV e V.
- (B) I, III, IV e V.
- (C) III, IV e V.
- (D) I, IV e V.

**07 (UFMG)** O álcool etílico e o éter dimetílico são isômeros de fórmula molecular  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Embora essas duas substâncias tenham a mesma fórmula molecular, os calores de combustão de seus vapores são diferentes.

Todas as afirmativas a seguir apresentam um fator relevante para explicar a diferença dos calores de combustão desses dois compostos, **exceto**:

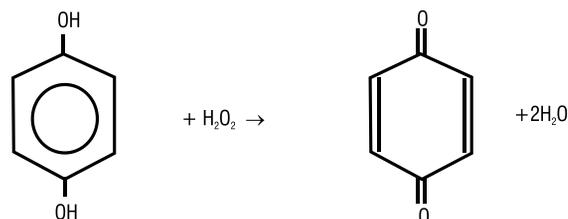
- (A) As suas moléculas apresentam diferentes ligações químicas.
- (B) As suas temperaturas de ebulição são diferentes.
- (C) As suas fórmulas estruturais são diferentes.
- (D) As suas moléculas correspondem a diferentes funções orgânicas.

**08 (UFV)** Quando a luz entra nos olhos, o cis-retinal é convertido em seu isômero trans. Esta mudança de geometria molecular gera um sinal que é levado pelo nervo ótico até o cérebro, causando a sensação de visão.



- (A) É função presente no cis-retinal: \_\_\_\_\_.
- (B) A fórmula molecular do cis-retinal é: \_\_\_\_\_.
- (C) O número de ligações pi no cis-retinal é: \_\_\_\_\_.
- (D) O número de átomos de carbono com hibridação  $\text{sp}^2$  no cis-retinal é: \_\_\_\_\_.

**09 (UNESP)** A tintura preta para cabelo é obtida através da reação:



- a. Que grupos funcionais estão presentes no reagente e no produto orgânico?
- b. Identifique o agente oxidante e o agente redutor da reação.

RASCUNHO

## Introdução

Os ácidos carboxílicos são caracterizados pelo grupo  $\text{-COOH}$ , conhecido por carboxila, sempre localizada na extremidade do composto. Deste grupo é possível a formação de diversos derivados, como: haleto de acila, anidridos de ácidos, éster e sais de ácido carboxílico.

Os haletos de acila apresentam no grupo funcional um haleto em substituição à hidroxila da carbonila. Anidridos de ácidos são gerados através da desidratação de ácidos carboxílicos (os dois compostos se unem pelas carbonilas com a eliminação de uma molécula de água). Os ésteres são formados pela reação entre um álcool e um ácido carboxílico, gerando um composto que apresenta no grupo funcional a substituição do hidrogênio da hidroxila por um grupo hidrocarboneto. Os sais de ácido carboxílico são gerados por reação de neutralização ácido-base entre o ácido e uma base (que pode ser inorgânica), gerando um composto que apresenta metal substituindo o hidrogênio da hidroxila.

Atentar para o fato de que os ésteres e os anidridos apresentam cadeia heterogênea e as demais funções citadas são homogêneas. Quanto aos tipos de cadeia aberta ou fechada, saturada ou insaturada, normal ou ramificada não temos restrição.

## Nomenclatura

### IUPAC

#### Ácido carboxílico

O nome será formado pela palavra ácido seguida pela composição dos nomes dos radicais (em ordem alfabética) e o nome da cadeia principal. Caso o composto apresente insaturação isso deve ser indicado no nome do composto (indicando a posição). Não há necessidade de numerar a posição da carboxila, uma vez que ela estará na extremidade (contudo, sua presença define a posição das insaturações). O número de grupos funcionais também deve ser indicado.

Nome da cadeia principal: ácido + (prefixo do nº de carbonos) + (an/in/en/in) + (-, di, tri, tetra)óico.

#### Haleto de acila

O nome será formado pelo nome do haleto presente mais o nome do ácido carboxílico de origem substituindo o sufixo **-óico** pelo sufixo **-ila**.

#### Anidrido de ácidos

Substitui-se a palavra “ácido” do nome do ácido carboxílico de origem pela palavra anidrido. Caso o anidrido seja originado por dois ácidos diferentes indicamos isso no nome do composto, colocando o nome de ambos os ácidos.

#### Ésteres

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 pela carboxila como radicais e receberá nomenclatura específica:

Nome da cadeia principal: (Nome do radical oriundo da porção ácida) **-oato** + (Nome do radical oriundo da parte alcoólica) **-ila**.

#### Sal de ácido carboxílico

O nome será formado pelo nome do cátion presente mais o nome do ácido carboxílico de origem substituindo o sufixo **óico** pelo sufixo **oato**

(caso o radical carboxilato seja monovalente) ou diato (caso o radical carboxilato seja divalente).

### Usual

#### Ácidos carboxílicos

Apresentam por nomenclatura usual nomes associados a sua aplicabilidade e sua presença na natureza, não seguindo uma regra específica.

#### Ésteres

Como os ésteres são derivados dos ácidos carboxílicos, é costume utilizar o nome usual do ácido para se referir ao éster (trocando o radical oriundo da parte ácida por seu nome usual).

#### Sal de ácido carboxílico

Como os sais de ácido carboxílico são derivados dos ácidos carboxílicos, é costume utilizar o nome usual do ácido para se referir ao sal (trocando o radical carboxilato por seu nome usual).

## Propriedades físico-químicas

### Ácido carboxílico

- **Forças intermoleculares:** Por apresentarem o grupo carboxila, esses compostos são muito polares e podem fazer o dobro de pontes de hidrogênio que os alcoóis.
- **Solubilidade:** Apresentam alta solubilidade em água. Contudo, ionizam--se parcialmente em solução aquosa, sendo, portanto, ácidos fracos.
- **Ponte de fusão e ebulição:** São maiores do que os alcoóis.
- **Fase de agregação:** Considerando-se apenas os monoácidos saturados, aqueles que possuem até 9 carbonos na cadeia são líquidos; com 10 carbonos ou mais são em geral sólidos brancos semelhantes às ceras.
- **Densidade:** Os ácidos mais simples, como o metanoico e o etanoico, são mais densos que a água.
- **Reatividade:** Muito reativos.
- **Propriedades organolépticas:** O cheiro característico dos ácidos alifáticos passa progressivamente de forte e irritante nos ácidos de 1 a 3 carbonos a extremamente desagradável nos ácidos de 4 a 6 carbonos; os demais são praticamente inodoros por serem pouco voláteis.
- **Aplicação prática:** O ácido metanoico ou fórmico é um líquido incolor, cáustico, de cheiro forte e irritante que inicialmente era obtido por meio da destilação de formigas vermelhas (de que se originou o nome fórmico); atualmente o ácido metanoico é obtido a partir da reação entre monóxido de carbono e soda cáustica, cujo produto, o metanoato de sódio, é posteriormente posto a reagir com ácido sulfúrico, usado no tingimento de tecidos como mordente (para fixar as cores do corante no tecido) e como desinfetante em medicina. O ácido acético concentrado é um líquido incolor, muito tóxico, de cheiro penetrante e sabor azedo, obtido pela oxidação do etanol na presença da bactéria *Acetobacteracetii*, sendo é usado na preparação de perfumes, corantes, seda artificial, acetona e vinagre, quando em solução, forma o chamado vinagre; (solução aquosa de 6 a 10% em massa de ac. acético); chamado de ácido acético glacial, quando puro. A vitamina C também é um ácido carboxílico (ácido ascórbico).

## Ésteres

- **Forças intermoleculares:** Apresentam certa polaridade devido à presença dos dois oxigênios; contudo, o aumento da massa faz com que a parte apolar torne-se mais expressiva.
- **Ponto de fusão e ebulição:** Como suas moléculas não fazem pontes de hidrogênio entre si, seus pontos de ebulição e de fusão não são muito altos.
- **Fase de agregação:** Os éteres que possuem massa molar baixa são líquidos; à medida que a massa molecular aumenta, passam gradativamente de líquidos oleosos e viscosos a sólidos.
- **Densidade:** A grande maioria é mais densa que a água.
- **Solubilidade:** A grande maioria é insolúvel em água.
- **Propriedades organolépticas:** Possuem aroma bastante agradável de frutas e flores.
- **Reatividade:** Apresentam relativa reatividade.
- **Aplicações práticas:** São usados como essência de frutas e aromatizantes na indústria alimentícia, farmacêutica e cosmética. Constituem os óleos vegetais e animais. A trinitroglicerina, ou simplesmente nitroglicerina, é um éster terrivelmente sensível a choques ou calor, que podem fazê-la explodir. Relativamente estabilizada quando embebida em substâncias porosas, constitui a dinamite.

## Sal de ácido carboxílico

- **Forças intermoleculares:** Apresentam uma extremidade altamente polar (devido à ligação polar) e uma extremidade altamente apolar (devido à cadeia carbônica). Presença de ligação iônica.
- **Ponto de fusão e ebulição:** Normalmente as temperaturas necessárias para a fusão de um sal orgânico são tão altas que, antes de serem atingidas, as ligações carbono-carbono se rompem e a molécula se decompõe.

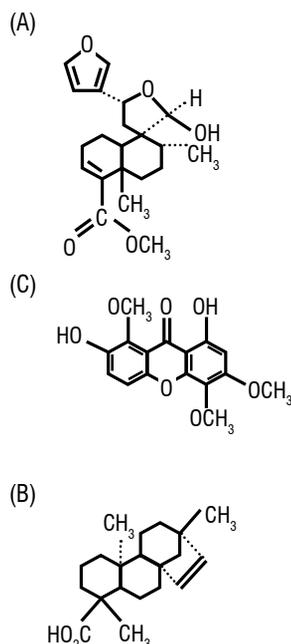
- **Fase de agregação:** São sólidos cristalinos e não voláteis.
- **Densidade:** Em geral mais densos que a água.
- **Solubilidade:** Os de metais alcalinos e de amônio são solúveis, porém os de metais pesados são praticamente insolúveis.
- **Propriedades organolépticas:** São compostos inodoros e apresentam sabor característico ligeiramente adstringente.
- **Reatividade:** Depende do tipo de sal.
- **Aplicações práticas:** Os mais usados são derivados do ácido etanoico, sendo chamados de acetatos. Sais de metais alcalinos de cadeia longa (ácidos graxos) são denominados sabões.

## Anidrido de ácidos

- **Forças intermoleculares:** As moléculas são polares, mas não fazem pontes de hidrogênio entre si.
- **Ponto de fusão e ebulição:** Pontos de fusão e ebulição intermediários.
- **Fase de agregação:** Em condições ambientes são encontrados na fase líquida ou sólida.
- **Densidade:** Em geral mais densos que a água.
- **Solubilidade:** São pouco solúveis em água, mas relativamente solúveis em compostos apolares.
- **Propriedades organolépticas:** Os anidridos mais simples são líquidos de cheiro forte e irritante.
- **Reatividade:** Mais reativo do que o ácido carboxílico original.
- **Aplicações práticas:** O anidrido acético é utilizado na produção de acetato de celulose, matéria-prima para a fabricação de vários produtos como fibras têxteis e filmes fotográficos.

## EXERCÍCIOS NÍVEL 1

**01 (UFC)** Pesquisadores do Departamento de Química da UFC têm isolado novas substâncias a partir de estudos com plantas nordestinas de uso popular medicinal. Algumas destas substâncias apresentam atividades biológicas antibacteriana, antifúngica e antiviral. Dentre as espécies químicas isoladas encontram-se os compostos (A), (B) e (C), cujas estruturas estão representadas a seguir:



Assinale as alternativas corretas:

01. Os compostos (A) e (C) apresentam apenas as funções álcool e éter.
02. O composto (C) apresenta três funções químicas distintas.
04. Os três compostos (A), (B) e (C) apresentam ligações duplas conjugadas.
08. Existem carbonos quirais (ou assimétricos) no composto (A).
16. Apenas o composto (A) apresenta a função éster.

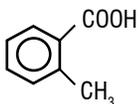
**02 (UFBA)** O ácido etanoico é um ácido fraco, que pode ser obtido pela oxidação do etanol,  $C_2H_5OH$ . Quando níquel metálico é aquecido com óxido de cobre (II), formam-se óxido de níquel (II) e cobre metálico. O óxido de cálcio é usado na agricultura, para neutralizar solos ácidos.

Considerando-se as informações anteriores, pode-se afirmar:

01. Ácido fraco é ácido diluído em água.
02. A molécula do ácido etanoico tem mais átomos de hidrogênio que a do etanol.
04. O níquel é um metal mais reativo que o cobre.
08.  $M_2O_3$  representa as fórmulas moleculares dos óxidos de níquel (II) e cobre (II), sendo M igual a Ni ou Cu.
16. Óxido de cálcio tem comportamento básico.
32. Neutralizar um ácido significa transformá-lo em uma base.

Soma ( )

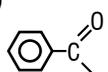
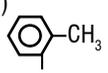
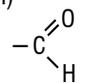
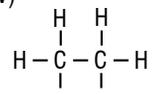
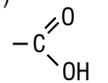
**03 (UFBA)** Com base nos compostos orgânicos representados a seguir e nos conhecimentos sobre ácidos carboxílicos e éteres, pode-se afirmar:

- (A)  $\text{CH}_3\text{CHCOOH}$   
 $\quad |$   
 $\quad \text{CH}_3$
- (B) 
- (C)  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
- (D)  $\text{HOOCCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
- (E)  $\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \\ || \quad \quad || \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{C} - \text{O} - \text{CCH}_2\text{CH}_3 \end{array}$

- (01) Os compostos A, B e D são ácidos carboxílicos.  
 (02) O composto E é um éster.  
 (04) O composto B é o benzoato de metila.  
 (08) O composto C pode ser obtido pela reação do etanol com o ácido etanoico.  
 (16) O composto D é o ácido butanoico.  
 (32) Os ácidos carboxílicos, em água, são ácidos fortes.

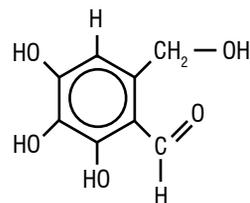
Soma: ( )

**04 (UECE)** Com relação aos radicais orgânicos, associe a coluna da esquerda com a da direita e assinale a sequência correta, de cima para baixo:

- (I)  ( ) carboxila
- (II)  ( ) metanoíla
- (III)  ( ) alquilenio
- (IV)  ( ) acila
- (V)  ( ) o-toluil

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

**05 (Fuvest)** O bactericida FOMEICIN A, cuja fórmula estrutural é

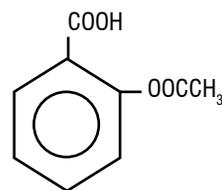


apresenta as funções:

- (A) ácido carboxílico e fenol.  
 (B) álcool, fenol e éter.  
 (C) álcool, fenol e aldeído.  
 (D) éter, álcool e aldeído.  
 (E) cetona, fenol e hidrocarboneto.

**06 (ITA)** Sabemos que o analgésico sintetizado por A. Bayer tem a fórmula estrutural mostrada a seguir:

Em relação à constituição deste composto, qual das opções a seguir contém a afirmação **errada**?



Este composto contém:

- (A) um grupo carboxila.  
 (B) um anel aromático e um grupo carboxila.  
 (C) um grupo éter e um anel aromático.  
 (D) um grupo éster e um grupo carboxila.  
 (E) um anel aromático, um grupo éster e um grupo carboxila.

**07 (UFMG)** Em relação ao aldeído acético e ao ácido acético, todas as afirmativas estão corretas, **exceto**:

- (A) As moléculas do ácido acético possuem um átomo de oxigênio a mais do que as de aldeído acético.  
 (B) As moléculas do aldeído acético formam ligações intermoleculares mais intensas do que as do ácido acético.  
 (C) O aldeído acético é um redutor mais forte do que o ácido acético.  
 (D) O pH de uma solução de ácido acético é menor do que o de uma solução de aldeído acético.  
 (E) O ponto de ebulição do ácido acético é maior do que o do aldeído acético.

**08 (UFPE)** Relacione os compostos orgânicos listados na primeira coluna com as substâncias da segunda coluna:

- |  |                          |
|--|--------------------------|
| (1) $\text{CH}_3\text{COOH}$ .                       | ( ) formol               |
| (2) $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ .                     | ( ) cachaça              |
| (3) $\text{HCOH}$ .                                  | ( ) removedor de esmalte |
| (4) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ . | ( ) vinagre              |
| (5) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .              | ( ) gás de cozinha       |



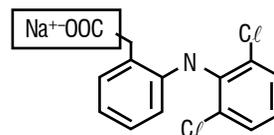
**16 (UFRJ)**

“Piero Volpi, o médico do Internazionale de Milão, afirmou ontem, em depoimento perante o promotor Raffaele Guariniello, de Turim, que Ronaldinho pode ter sofrido uma crise convulsiva no dia da decisão da Copa do Mundo, devido ao uso contínuo do anti-inflamatório Voltaren para recuperação de seu problema nos joelhos. Tal hipótese já havia sido levantada por Renato Maurício Prado em sua coluna no GLOBO do dia 15 de julho.”

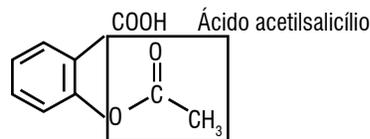
(Jornal O Globo, 2/10/98.)

A literatura médica dá sustentação às suspeitas do médico do Inter, pois relata vários efeitos colaterais do diclofenaco de sódio (princípio ativo deste e de vários outros anti-inflamatórios), especialmente quando utilizado em associação a analgésicos comuns como, por exemplo, o ácido acetilsalicílico (AAS).

**Diclofenaco de sódio**



**Ácido acetilsalicílico**



**EXERCÍCIOS NÍVEL 2**

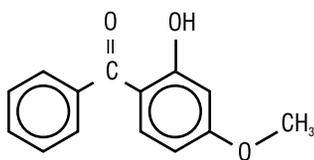
**01 (PUC-RJ)** Abaixo, são listadas, na coluna da esquerda, fórmulas gerais de compostos de grupos funcionais diferentes. Na coluna da direita, são relacionados nomes de funções oxigenadas:

- |              |             |
|--------------|-------------|
| (I) R-OH     | ( ) ácido   |
| (II) R-O-R   | ( ) cetona  |
| (III) R-CO-R | ( ) álcool  |
| (IV) R-COOH  | ( ) éter    |
| (V) R-COH    | ( ) aldeído |

Assinale a opção que associa corretamente o nome da função ao grupo funcional correspondente:

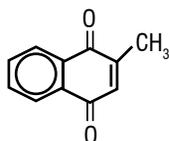
- (A) V, II, IV, I, III.  
 (B) IV, II, V, III, I.  
 (C) V, II, IV, III, I.  
 (D) IV, III, I, II, V.  
 (E) II, III, V, IV, I.

**02 (MACK-SP)** Na substância abaixo, identificamos os grupos funcionais:



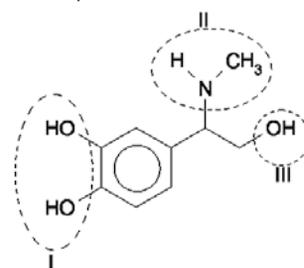
- (A) éter, cetona e fenol.  
 (B) cetona, álcool e éter.  
 (C) ácido carboxílico e éter.  
 (D) ácido carboxílico, fenol e éter.  
 (E) álcool, aldeído e éster.

**03 (Fuvest)** Na vitamina K<sub>3</sub> (fórmula a seguir), reconhece-se o grupo funcional:



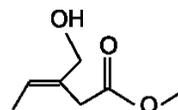
- (A) ácido carboxílico.  
 (B) aldeído.  
 (C) éter.  
 (D) fenol.  
 (E) cetona.

**04 (UFF)** A adrenalina é um hormônio liberado na corrente sanguínea dos seres humanos quando em situação de perigo iminente. Os grupos funcionais I, II e III são, respectivamente:



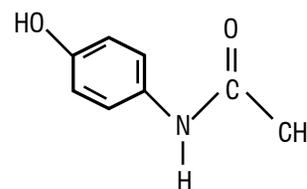
- (A) álcool, amida, álcool.  
 (B) álcool, amina, álcool.  
 (C) fenol, amida, álcool.  
 (D) fenol, amina, álcool.  
 (E) álcool, amina, fenol.

**05 (UFF)** As moléculas orgânicas podem apresentar, em sua estrutura, um ou mais grupos funcionais que lhes conferem propriedades físicas e químicas características. Na estrutura representada, os grupos funcionais são:



- (A) éter, cetona e alqueno.  
 (B) alquino, ácido e álcool.  
 (C) alquino, éster e álcool.  
 (D) alqueno, álcool e ácido.  
 (E) alqueno, álcool e éster.

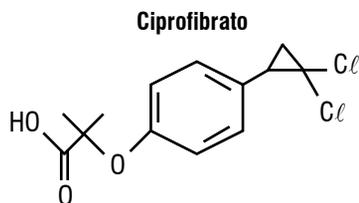
**06 (PUC-MG)** O princípio ativo dos analgésicos comercializados com os nomes de Tylenol, Cibalena, Resprin, etc. é o paracetamol, cuja fórmula está apresentada abaixo. Os grupos funcionais presentes no paracetamol são:



- (A) álcool e cetona.  
 (B) amina e fenol.  
 (C) fenol e amida.  
 (D) éster e álcool.  
 (E) cetona e amina.

**07 (UFRJ)** Existem diversos medicamentos que podem ser utilizados para o controle da concentração de colesterol no sangue. Pode-se citar como exemplo o ciprofibrato.

Dê o nome das funções orgânicas oxigenadas presentes no ciprofibrato.



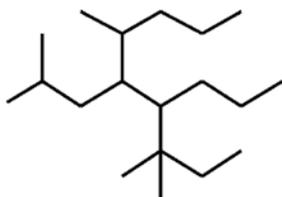
**08 (Fuvest-SP)** Hidrocarbonetos halogenados, usados em aerossóis, são também responsáveis pela destruição da camada de ozônio da estratosfera. São exemplos de hidrocarbonetos halogenados:

- (A)  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  e  $\text{CH}_3\text{CH}_3$ .
- (B)  $\text{CH}_3\text{COCl}$  e  $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{Cl}$ .
- (C)  $\text{CFC}_2$  e  $\text{CHCl}_3$ .
- (D)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  e  $\text{CFC}_2$ .
- (E)  $\text{CH}_3\text{CHFC}_2$  e  $\text{CH}_3\text{COCl}$ .

**09 (PUC)** Qual das substâncias abaixo apresenta 17 ligações sigma e 1 ligação pi, por molécula?

- (A) 2-metilbuteno.
- (B) metil-butino.
- (C) hex-1-eno.
- (D) hex-1-ino.
- (E) hexano.

**10 (UFF)** Analise a estrutura seguinte e considere as regras de nomenclatura da IUPAC. Assinale a opção que indica as cadeias laterais ligadas, respectivamente, aos carbonos de números 4 e 5 da cadeia hidrocarbônica principal.



- (A) propil e isobutil.
- (B) metil e isobutil.
- (C) terc-pentil e terc-butil.
- (D) propil e terc-pentil.
- (E) metil e propil.

**11 (UFF)** O radical alil está representado na alternativa:

- (A)  $\text{C}_6\text{H}_5-$
- (B)  $\text{CH}_2=\text{CH}-$
- (C)  $(\text{CH}_3)_3\text{C}-$
- (D)  $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-$
- (E)  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-$

**12 (Unifor)** Considere a série de hidrocarbonetos saturados, representada genericamente por  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . O valor mínimo de  $n$  para que o hidrocarboneto considerado tenha valor assimétrico é:

- (A) 4.
- (B) 5.
- (C) 6.
- (D) 7.
- (E) 8.

**13 (Unesp)** O benzeno e o ciclo-hexano são solventes utilizados em laboratório. Comparando-se as características desses dois compostos, indique a alternativa que contém a afirmação **incorreta**:

- (A) Ambos são líquidos à temperatura de  $25^\circ\text{C}$ .
- (B) Ambos são constituídos de moléculas de 6 átomos de carbono.
- (C) Ambos são hidrocarbonetos aromáticos.
- (D) O benzeno é constituído de moléculas planas e o ciclo-hexano, de moléculas não planas.
- (E) A molécula do benzeno tem ligações duplas e a do ciclo-hexano só tem ligações simples.

**14 (Fafi-MG)** O número de ligações  $\sigma$  e  $\pi$  do composto acíclico, de natureza orgânica e de fórmula molecular  $\text{C}_3\text{H}_4$ , é respectivamente:

- (A) 6 e 2.
- (B) 4 e 2.
- (C) 3 e 2.
- (D) 8 e 1.
- (E) 7 e 8.

RASCUNHO

TABELA PERIÓDICA

Com massas referidas ao isótopo 12 do Carbono  
Escala Pauling de Eletro-negatividade.  
(The Chemical Bond, 1967)

1	2	13	14	15	16	17	18													
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A													
1 H 1,0	2 He 4,0	3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,0											
11	12	13	14	15	16	17	18													
3 Na 23,0	4 Mg 24,3	5 Al 27,0	6 Si 28,1	7 P 31,0	8 S 32,0	9 Cl 35,5	10 Ar 39,9													
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36			
3B	4B	5B	6B	7B	8B	9	10	11	12	2B	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9	10	11	12
K 39,1	Ca 40,0	Sc 45,0	Ti 47,9	V 50,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,8	Co 58,9	Ni 58,7	Cu 63,5	Zn 65,4	Ga 69,7	Ge 72,6	As 74,9	Se 79,0	Br 79,9	Kr 83,8			
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54			
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	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86			
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	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111										
Fr 223,0	Ra 226,0	Série dos Actínidos	Rf 261,0	Db 262,0	Sg 266,0	Bh 264,0	Hs 277,0	Mt 268,0	Ds 271,0	Rg 272,0										

Ametais

Metais

Série dos Lantanídeos

Número Atômico	Eletronegatividade
<b>SÍMBOLO</b>	
Massa Atômica aproximada	

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
La 138,9	Ce 140,1	Pr 140,9	Nd 144,2	Pm 147,0	Sm 150,0	Eu 152,0	Gd 157,3	Tb 158,9	Dy 162,5	Ho 164,9	Er 167,3	Tm 168,9	Yb 173,0	Lu 174,9	

Série dos Actínidos

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
Ac 227,0	Th 232,0	Pa 231,0	U 238,0	Np 237,0	Pu 239,0	Am 243,0	Cm 247,0	Bk 247,1	Cf 251,0	Es 254,0	Fm 252,1	Md 256,0	No 255,0	Lr 257,0	

Ordem crescente de energia dos subníveis: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d