

# Desvendando os desafios do ENEM

**E-Book com 15 tópicos  
de Química que caem no  
Enem**

# Desvendando os desafios do ENEM

Esse E-BOOK foi criado para a realização de uma atividade da disciplina de Projetos Sociais do curso de Licenciatura em Química do IFCE campus Maracanaú, com o objetivo de coletar e sintetizar os conteúdos de química que mais caem no ENEM, com uma abordagem muito simplificada e prática, trazendo exemplos de questões que abordaram esses assuntos nas provas anteriores. Esse material seria para proporcionar um fácil acesso a essas informações como uma maneira de auxiliar os alunos que vêm se preparando para o ENEM.

**[Clique para acessar o formulário para feedback.](#)**

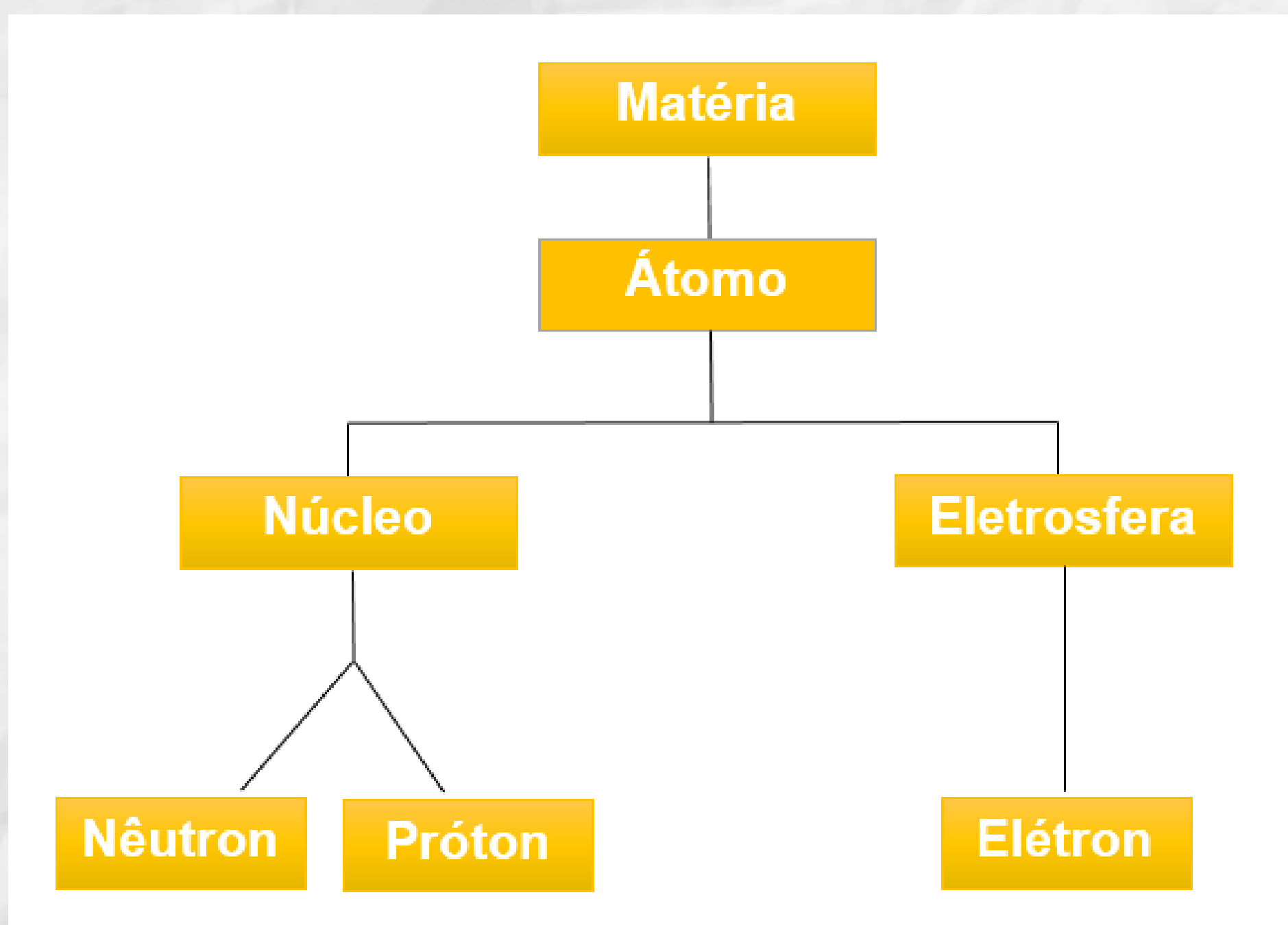
# Sumário

|                              |    |
|------------------------------|----|
| 1. Estudo da matéria         | 04 |
| 2. Estrutura atômica         | 07 |
| 3. Tabela periódica          | 14 |
| 4. Funções inorgânicas       | 20 |
| 5. Relações numéricas        | 25 |
| 6. Estequiometria e soluções | 27 |
| 7. Termoquímica              | 31 |
| 8. Cinética química          | 35 |
| 9. Equilíbrio químico        | 39 |
| 10. Equilíbrio iônico        | 44 |
| 11. Eletroquímica            | 46 |
| 12. Química orgânica         | 52 |
| 13. Isomeria                 | 62 |
| 14. Reações orgânicas        | 67 |
| 15. Química ambiental        | 70 |

# 1. Estudo da Matéria

O conceito de matéria é simples e bem objetivo: tudo aquilo que possui peso e ocupa lugar no espaço. Porém, não vamos ficar só nadando no raso, é hora de mergulhar mais a fundo no mundo da Ciência.

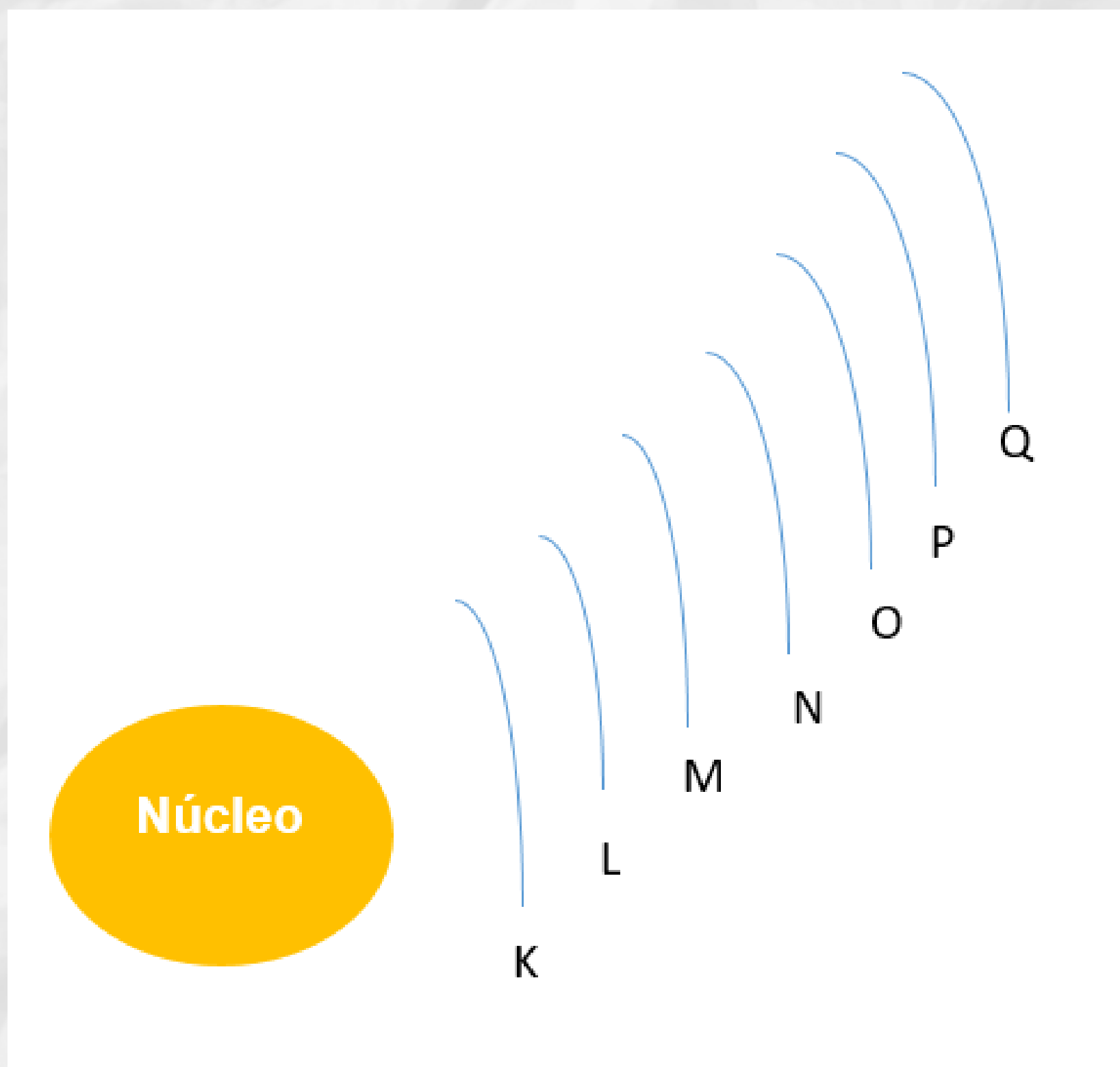
A matéria se apresenta em três estados: o sólido, o líquido e o gasoso. Mas o que é que determina que algo é um e não o outro? Por que uma pedra é sólida e não líquida? Por que quando aquecemos a água, aquele vapor que sai é considerado gasoso? E por que o vidro é não é nem sólido nem líquido? Mas antes da gente responder essas perguntas, vamos para uma rápida explicação sobre a composição da matéria:



Ou seja: toda matéria é composta por átomos. Já todo átomo é composto por seu núcleo, com nêutrons, de carga neutra, e prótons, de carga positiva, e por sua eletrosfera, formada por elétrons de cargas negativas.

Mas nessa dupla de sucesso, Núcleo e Eletrosfera, a que mais merece atenção é a Eletrosfera e seus elétrons, pois é nela onde a magia acontece, onde as ligações químicas são formadas e onde até mesmo as cores surgem, devido aos saltos quânticos.

Mas afinal, o que são saltos quânticos?  
Vejam um átomo por uma outra perspectiva!



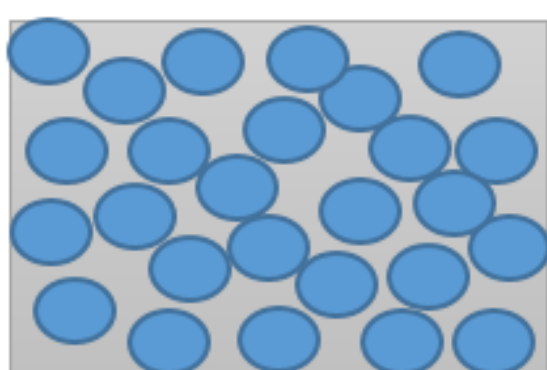
O salto quântico ocorre quando um elétron “pula” de uma camada eletrônica para outra. Essas camadas receberam de Linus Pauling as letras K, L, M, N, O, P e Q. Quanto mais próxima estiver a camada do núcleo, mais atração haverá e quanto mais longe estiver, menor será a atração. A essa área de estudo, chamamos de distribuição eletrônica.

Agora vamos responder as perguntas feitas lá no começo sobre os estados da matéria!

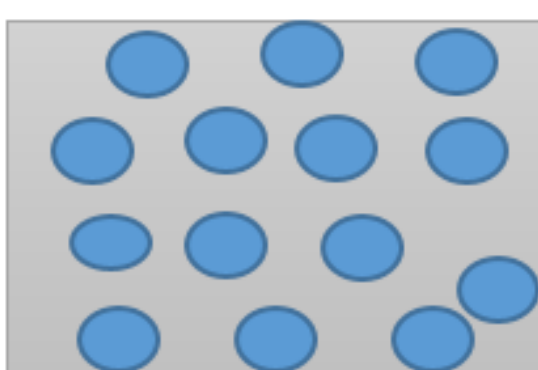
Os estados da matéria são definidos a partir do agrupamento dos átomos ou das moléculas (conjunto de átomos de diferentes elementos químicos).

Dica de ouro!

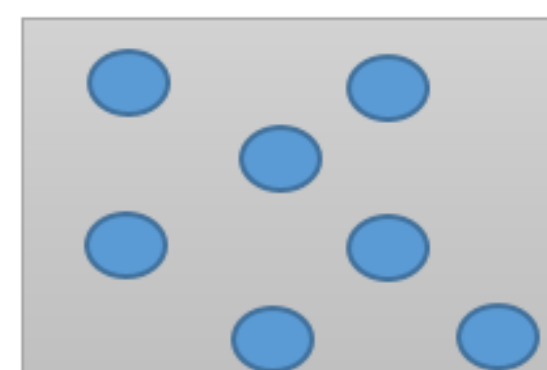
Distribuição Eletrônica é um dos assuntos que mais caem no ENEM, seja de forma direta ou sendo um meio necessário para encontrar a resposta. Por isso, vale a pena dar uma atenção especial a ela para saber desenrolar na hora da prova.



Sólido



Líquido



Gasoso

No estado sólido: os átomos ou moléculas estão muito próximo uns dos outros.

No estado líquido: os átomos ou moléculas estão próximos uns dos outros.

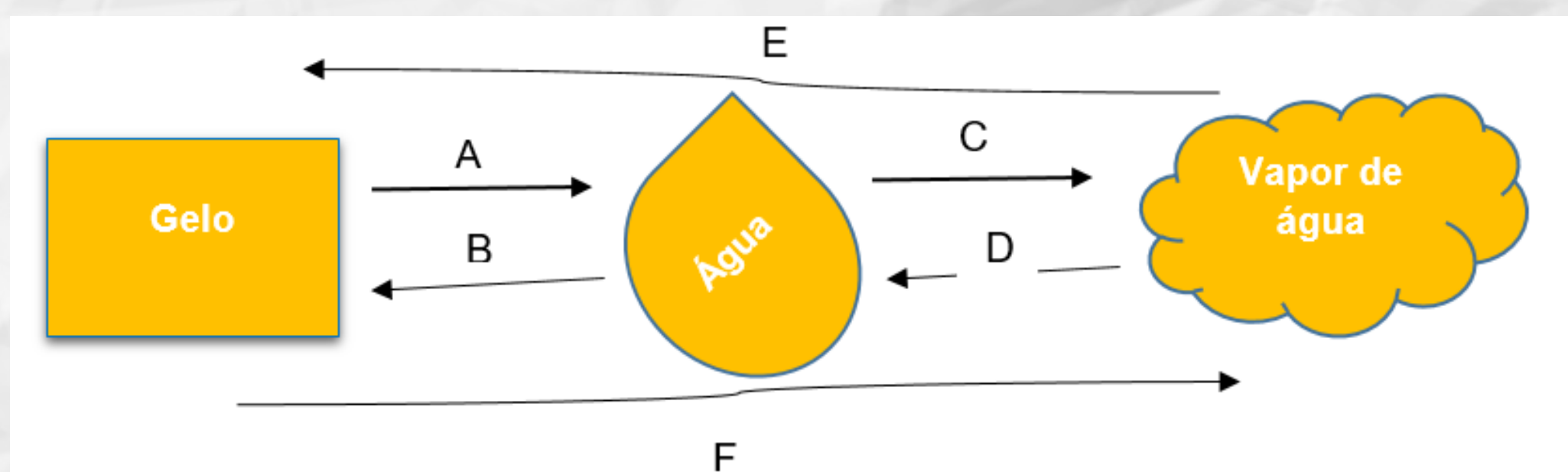
No estado gasoso: os átomos ou moléculas estão distantes uns dos outros.

A matéria também pode mudar de estado.

Vamos ver como isso acontece e quais os nomes damos a essas mudanças.

E o vidro?

Bom, o vidro não é nem sólido nem líquido, está no ali no meio. Neste caso, dizemos que seu estado é de sólido cristalino.



A – Fusão  
B – Solidificação  
C – Vaporização  
D – Condensação  
E – Sublimação  
F – Ressublimação

Existem ainda os fenômenos da matéria que podem ser físicos, quando não há alteração em sua estrutura molecular, ou químicos, quando ocorre alteração na estrutura molecular.

E para concluir, vamos falar das suas propriedades:

Organolépticas: visão, audição, paladar, tato e olfato.

Físicas: ponto de fusão e de ebulição, dureza, densidade, solubilidade e tenacidade.

Gerais: impenetrabilidade, divisibilidade, elasticidade, inércia, massa, volume, compressibilidade

## 2. Estrutura Atômica

O átomo, a grosso modo, é a menor estrutura da matéria, no entanto seu papel é grandioso e define forma e comportamentos únicos dos elementos que eles compõem dependendo da sua composição e organização. Porém, para chegarmos a atual estrutura atômica que conhecemos, foram necessárias formulações de diversas teorias que alavancaram os estudos sobre como era um átomo.

### 2.1 Modelo de Dalton: "Bola de Bilhar"

O primeiro cientista a definir o átomo foi o inglês John Dalton, em 1803. De acordo com o cientista, o átomo teria as seguintes características:

1. Indivisível: não existiriam partículas menores que o átomo;
2. Muito pequeno e de forma esférica;
3. Maciço: átomo totalmente cheio não existindo espaço interno vazio.



### 2.2 Modelo de Thompson: "Pudim de Passas"

Em 1897, o cientista inglês J. Thomson realizou três experimentos que puseram fim ao modelo atômico de Dalton. A descoberta do elétron foi baseada nos resultados de seus experimentos:

- 1) Concluiu que havia uma "ponte" que transmitia corrente mesmo sem a presença de nenhum material, essa "ponte" foi denominada de raios catódicos, pois partia diretamente do cátodo;

2) Comprovou a existência de massa nos raios;

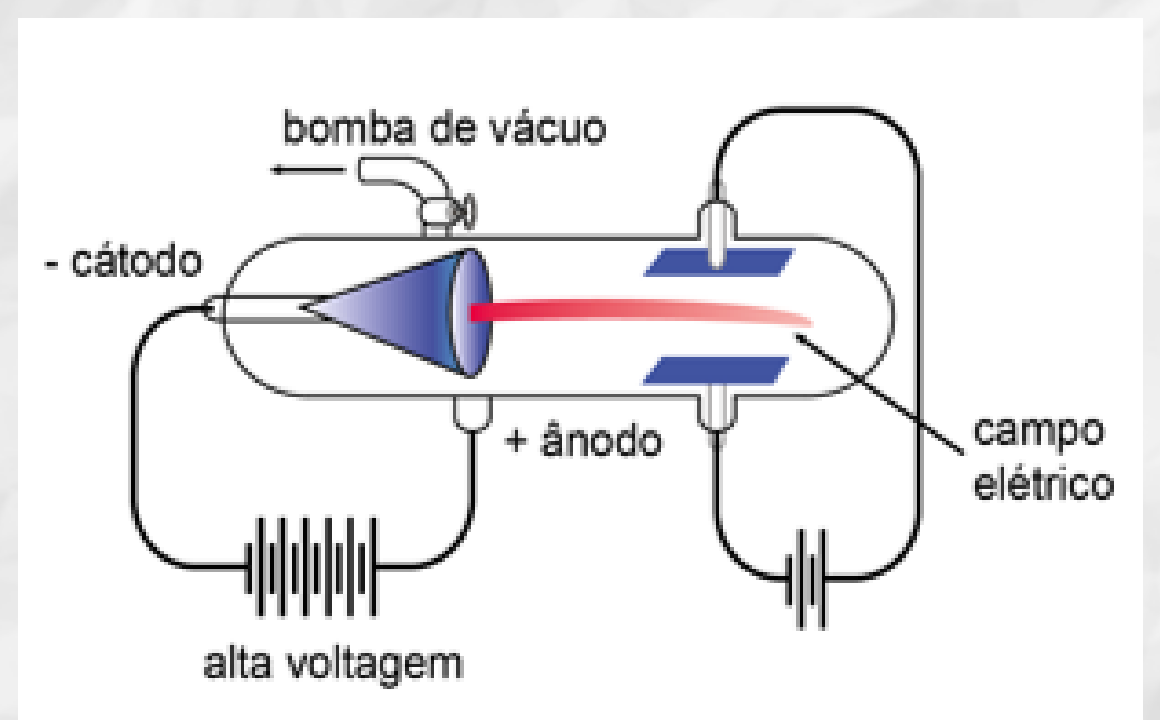
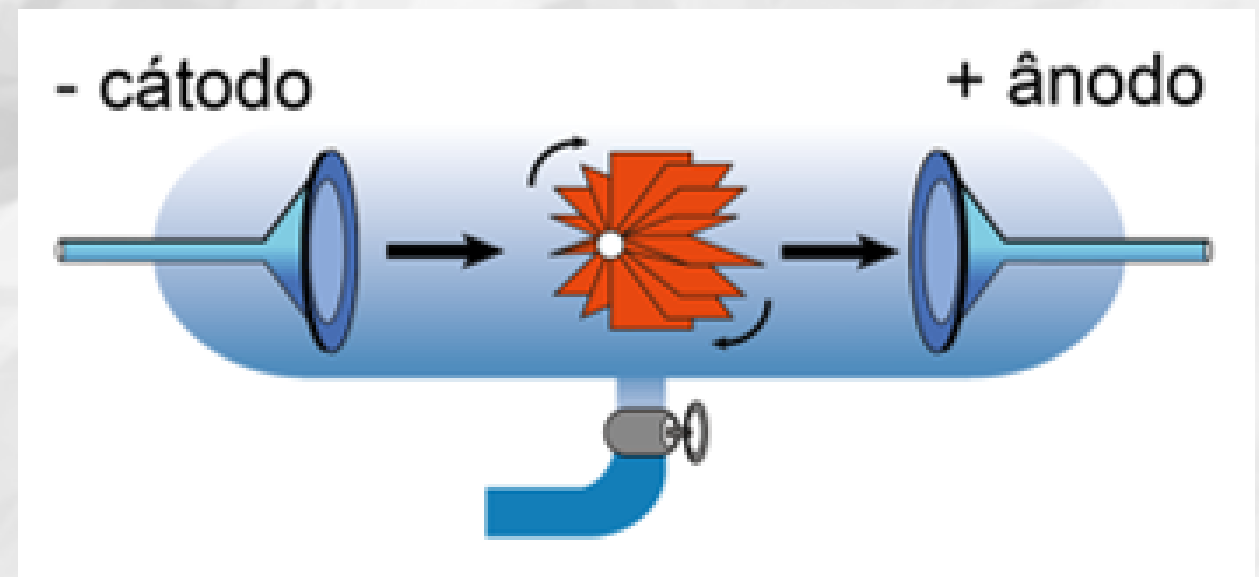
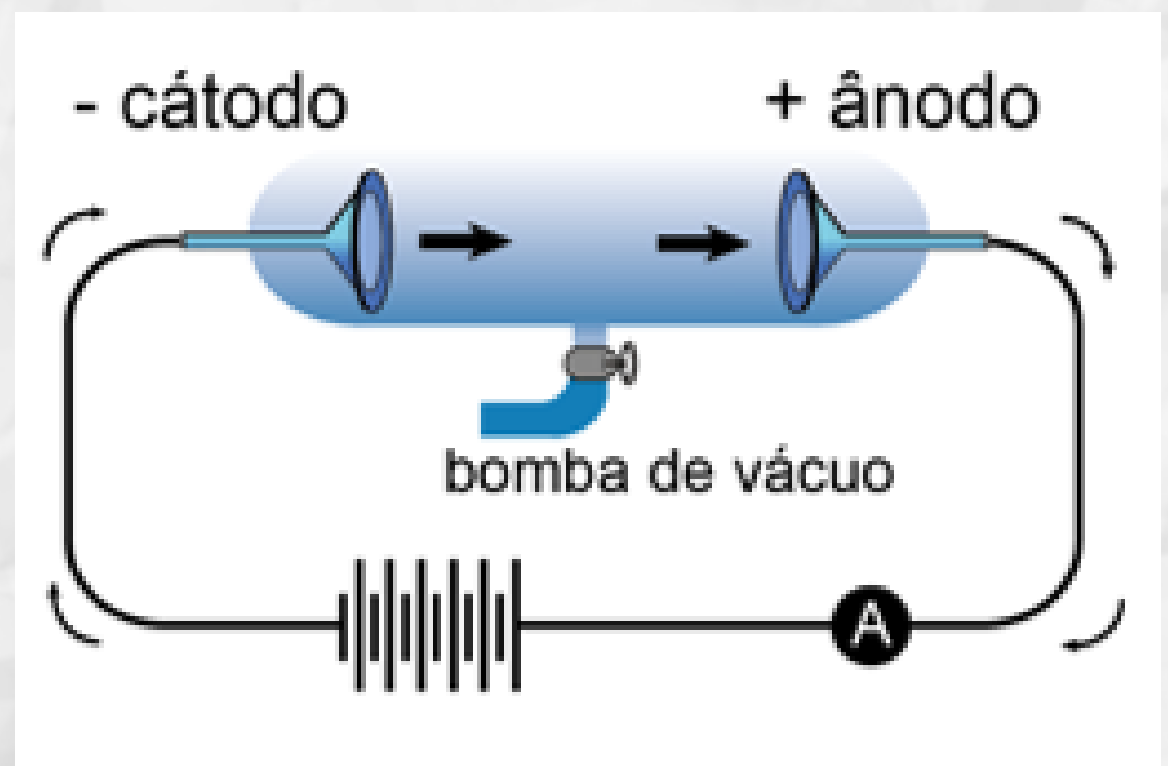
3) Determinou que a carga do feixe era negativa, concluindo a existência do elétron.

Após isso, através de outros experimentos feitos por Eugen Goldstein e Rutherford, foi descoberta a presença dos prótons que

seriam partículas positivas que possuem massa e estão também presentes no átomo.

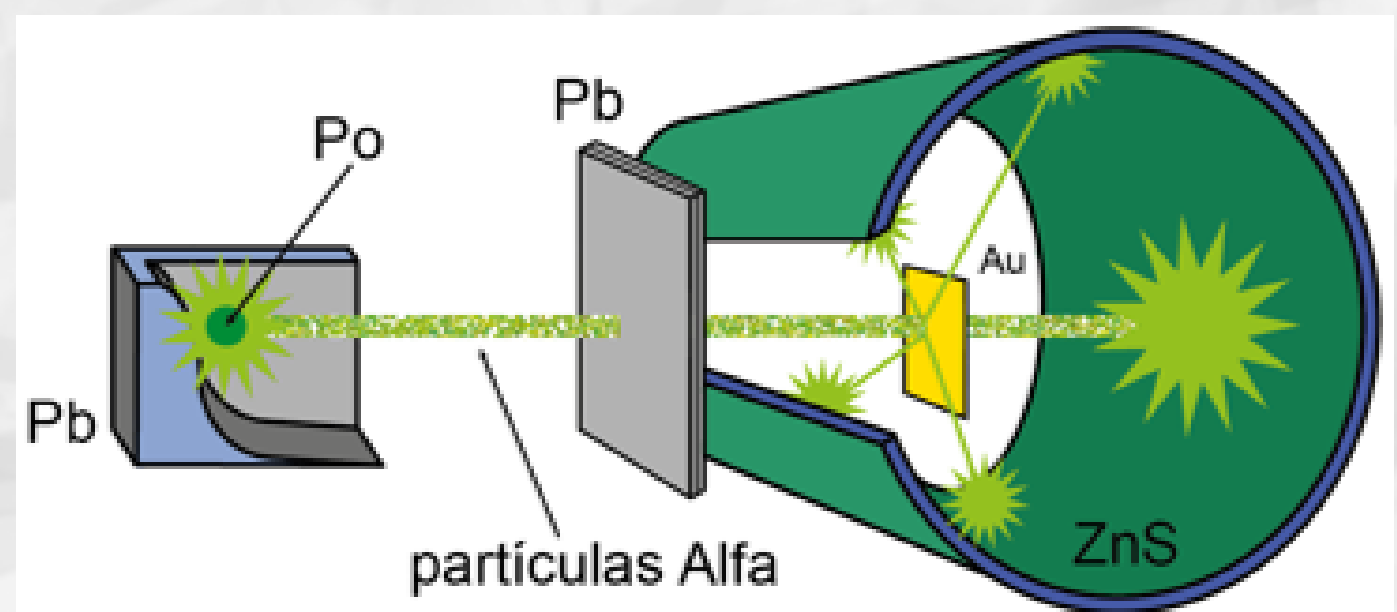
Assim, o modelo de Thomson foi proposto com o átomo sendo formado por uma "pasta"

positiva repleta de elétrons de carga negativa. A analogia ao pudim com passas resume toda a conclusão dos experimentos, pois se trata de massa positiva recheada de carga negativa.



## 2.3 Modelo de Rutherford: "Modelo Planetário"

Com a descoberta da Radioatividade, o cientista Ernest Rutherford pôde realizar experimentos que vieram a alterar e melhorar sensivelmente a visão do modelo atômico.



Esse experimento consistiu em bombardear uma fina lâmina de ouro com um feixe de partículas alfas provenientes de uma amostra de polônio. A partir disso, pôde-se perceber comportamentos diferentes sobre os feixes: a grande maioria das partículas atravessam a lâmina sem sofrer qualquer desvio e apenas algumas partículas desviaram ou até retrocederam. Com isso, concluiu-se que o átomo seria formado por um pequeno núcleo positivo e denso e também por uma região vazia onde ficam localizados os elétrons. Além disso, as cargas positivas passaram a ser chamadas de prótons.

## 2.4 Modelo de Bohr

Em 1913, Niels Bohr expôs ideias que modificaram o modelo de Rutherford, pois observando o modelo do planetário ele percebeu que uma partícula negativa transitando ao redor de uma partícula positiva logo poderiam colidir e causar uma perda de energia/emissão de radiação. No entanto, o elétron em seu estado normal não deve emitir radiação.

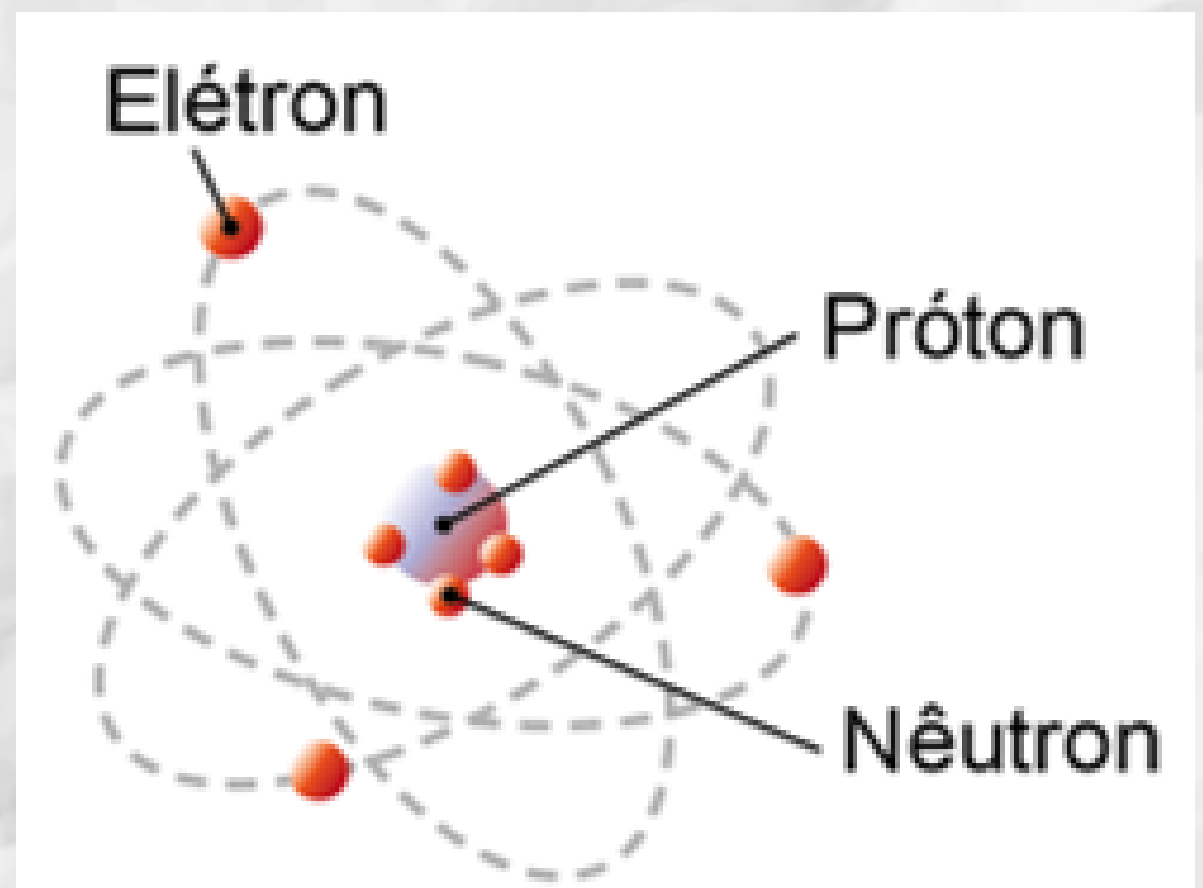
Por esse motivo, Bohr admitiu que o elétron em um átomo só pode ter certas energias específicas e cada quantidade de energia corresponde a uma órbita/camada/nível. Essa quantidade de energia está relacionada à distância que o elétron se encontra do núcleo, portanto quanto maior a energia do elétron, mais afastado do núcleo ele se encontra. E se o elétron receber energia, ele pula para uma camada mais afastada do núcleo.

Além disso, por irradiação de energia, o elétron pode cair numa órbita mais próxima do núcleo. No entanto, o elétron não pode cair abaixo de sua órbita normal estável. Mais tarde, Sommerfeld postulou a existência de órbitas não só circulares, mas elípticas também.

## 2.5 Modelo Atômico Atual

A partir de todos esses estudos e modelos estabelecidos e aperfeiçoados, com o tempo, se chegou as principais e mais palpáveis características sobre o átomo:

- 1) É um sistema eletricamente neutro;
- 2) Formado basicamente por prótons, elétrons e nêutrons;



## 2.6 Conceitos Fundamentais

O número de prótons, de nêutrons e de elétrons constituem dados importantes para caracterizar um átomo. Por isso, deve-se definir alguns conceitos que estão diretamente relacionados a esses números.

É o número de prótons existentes no núcleo de um átomo.

**Número Atômico (Z):**

$$Z = p$$

Como todo átomo é eletricamente neutro, o número de prótons (número atômico) tem que ser igual ao número de elétrons.

$$Z = p = e$$

**Número de Massa (A):**

É a soma do número de prótons com o número de nêutrons existentes num átomo.

$$A = Z + n \text{ ou } A = p + n$$

Obs: O número de elétrons não interfere no número de massa, já que o elétron tem massa desprezível.

Embora tenham valores numéricos muito próximos, nunca deve-se confundir número de massa com massa atômica (ou peso atômico), conceito que será estudado mais adiante.

## Elemento Químico:

É o conjunto de todos os átomos com mesmo número atômico (Z).

A notação geral de um átomo é:



Onde, A = número de massa;

Z = número atômico.

## Distribuição Eletrônica:

Para tornar mais fácil a distribuição dos elétrons dos átomos nas camadas eletrônicas, o cientista Linus Pauling (1901-1994) criou uma representação gráfica que facilitou a visualização da ordem crescente de energia e a realização da distribuição eletrônica.

Essa representação passou a ser chamada de Diagrama de Pauling, sendo também conhecida como Diagrama de distribuição eletrônica ou, ainda, Diagrama dos níveis energéticos, e está exposta abaixo:

| Camadas | Nº de e <sup>-</sup> | Níveis | Subníveis   |
|---------|----------------------|--------|---|
| K       | 2                    | 1      | 1s <sup>2</sup>   |
| L       | 8                    | 2      | 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>                                   |
| M       | 18                   | 3      | 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup>                  |
| N       | 32                   | 4      | 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup> |
| O       | 32                   | 5      | 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup> |
| P       | 18                   | 6      | 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> 6d <sup>10</sup>                  |
| Q       | 8                    | 7      | 7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup>                                   |

# Questões

2.1 (ENEM 2002): Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades. A partir de definições desse tipo, a ideia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado (moléculas) contém os atributos do todo. É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas mantêm entre si.

Adaptado de OLIVEIRA, R. J. O Mito da Substancia. Química Nova na Escola, n. o 1, 1995.

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química.

Abaixo estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

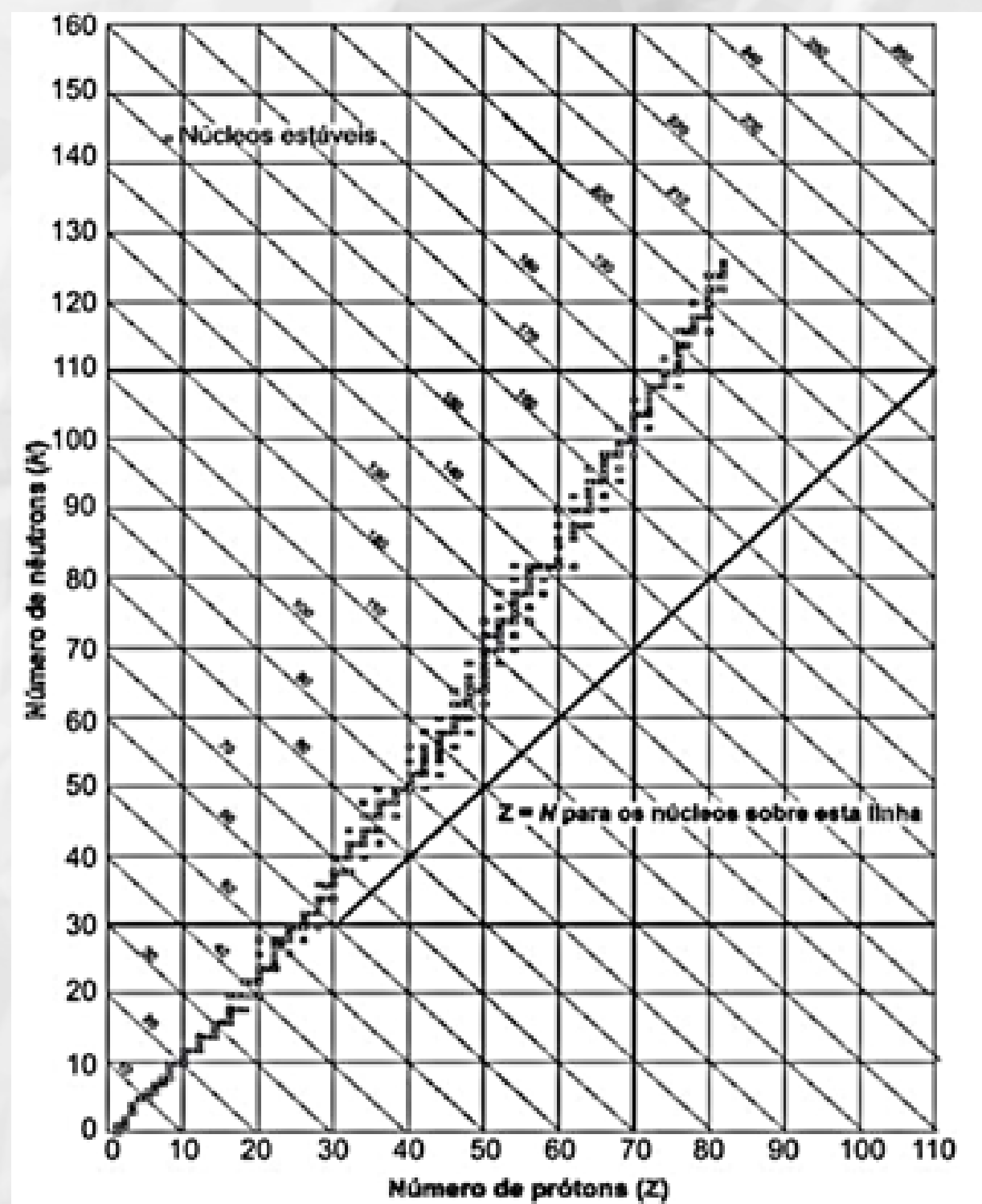
- I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
- II. Uma substância macia não pode ser feita de moléculas rígidas.
- III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
- IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas

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

# Questões

2.2 (ENEM 2009): Os núcleos dos átomos são constituídos de prótons e nêutrons, sendo ambos os principais responsáveis pela sua massa. Nota-se que, na maioria dos núcleos, essas partículas não estão presentes na mesma proporção. O gráfico mostra a quantidade de nêutrons ( $N$ ) em função da quantidade de prótons ( $Z$ ) para os núcleos estáveis conhecidos.



KAPLAN, I. Física Nuclear. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1978 (adaptado).

O antimônio é um elemento químico que possui 50 prótons e possui vários isótopos — átomos que só se diferem pelo número de nêutrons.

De acordo com o gráfico, os isótopos estáveis do antimônio possuem

A - Entre 12 e 24 nêutrons a menos que o número de prótons.

B - Exatamente o mesmo número de prótons e nêutrons.

C - Entre 0 e 12 nêutrons a mais que o número de prótons.

D - Entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.

E - Entre 0 e 12 nêutrons a menos que o número de prótons.

### 3. Tabela Periódica

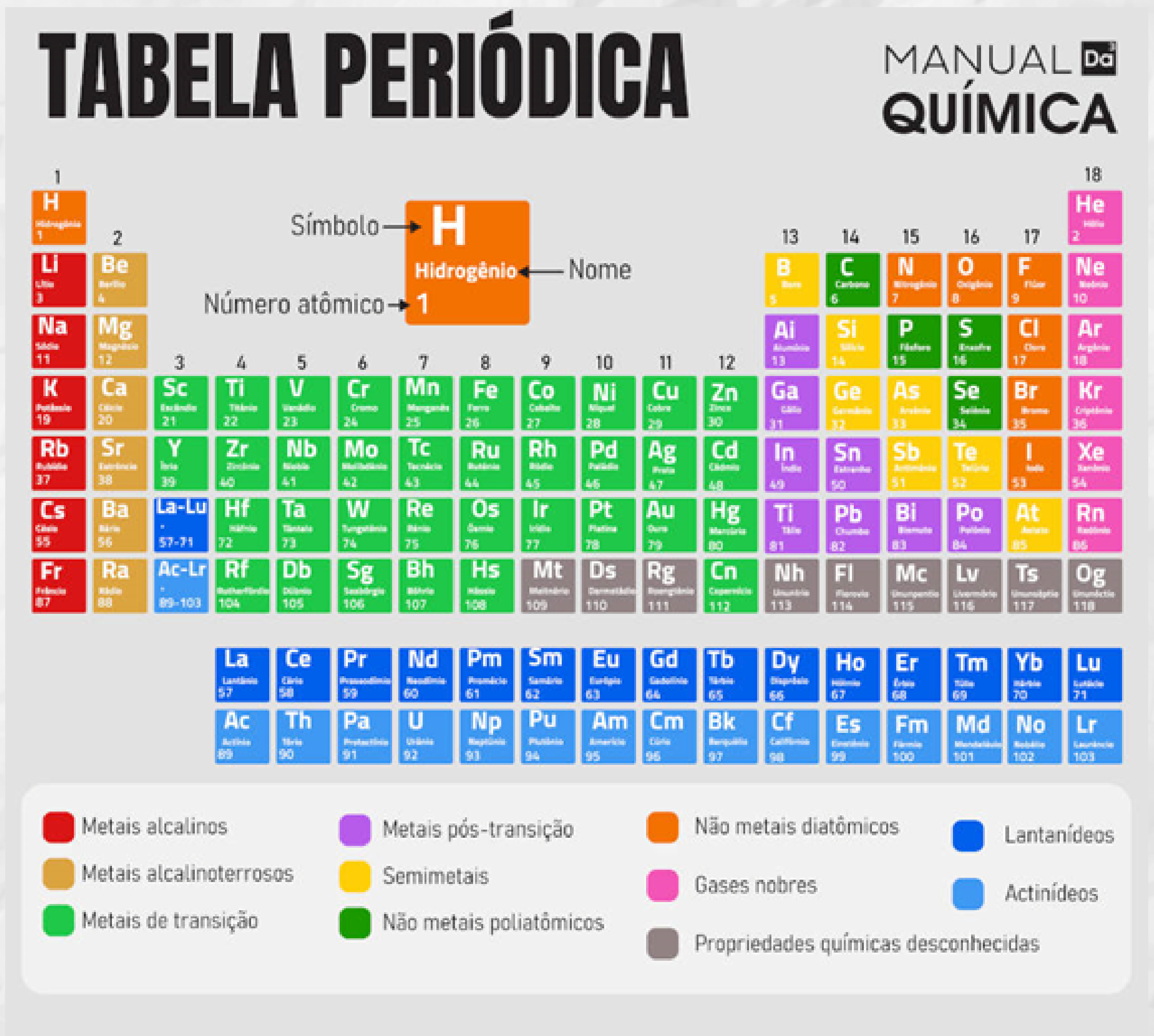
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

Se olharmos de forma lúdica e abstrairmos um pouco da realidade, vendo apenas a estrutura da tabela, podemos dizer que ela se assemelha a um castelo, pois parece uma muralha inacabada com torres nas extremidades. Composta de 18 colunas verticais e 7 linhas horizontais, além de duas linhas extras logo abaixo que poderiam se assemelhar à uma ponte ou uma trilha do castelo. No entanto uma característica importante é que esses espaços que compõem a tabela, que podemos chamar de tijolos diante da nossa analogia, são os elementos da tabela e sobre essa condição sua localização na linha e coluna tem um motivo e a troca ou retirada de qualquer um desses elementos faria esse castelo desmoronar. Adiante explicaremos a localização dos elementos e que características são atribuídas a eles devido sua posição na tabela.

#### AFINAL, QUEM MERECE OS CRÉDITOS?

Segundo estudos históricos, Dimitri Mendeleev foi o que mais se aproximou da tabela atual. No entanto sua maior contribuição, além da organização baseada nas massas atômicas, foram os espaços vazios que ele deixou na tabela prevendo a existência de elementos ainda não descobertos, mas que se encaixariam naquela organização.

Mesmo com todo o progresso de Mendeleev, em 1935, Henry Moseley, definiu que, na verdade, a tabela deveria ser organizada em ordem crescente de número atômico e foi com a soma dessas contribuições e as posteriores descobertas dos elementos que chegamos à atual tabela periódica.



## DIVISÃO DA TABELA PERIÓDICA

Os grupos que dividem a tabela periódica são os metais, os ametais e o gases nobres. Os metais são a grande maioria dentro da tabela e têm tendência a perder elétrons, enquanto os ametais têm tendência a receber elétrons. Por fim, os gases nobres, que como o próprio nome sugere têm características únicas e completamente independentes enquanto a sua estabilidade.

Mesmo com todo o progresso de Mendeleev, em 1935, Henry Moseley, definiu que, na verdade, a tabela deveria ser organizada em ordem crescente de número atômico e foi com a soma dessas contribuições e as posteriores descobertas dos elementos que chegamos à atual tabela periódica.

Como os metais detêm a maior quantidade de elementos, foi possível dividi-los em metais de transição externa e metais de transição interna. Os lantanídeos e os actinídeos por uma questão de organização estrutural aparecem fora da tabela. Todos os actinídeos são considerados elementos radioativos por apresentarem um número atômico superior a 84. No caso dos Lantanídeos, apenas o Promécio é radioativo.

Além disso, a tabela também pode ser dividida em blocos e, dessa forma, podemos associa-la e utiliza-la como base para fazer a distribuição eletrônica dos elementos.

## SOBRE O QUE A TABELA ME ORIENTA?

Podemos denominar as orientações que a tabela periódica traz de propriedades periódicas a dos elementos, são elas: raio atômico, energia de ionização, eletronegatividade, eletropositividade e afinidade eletrônica. A tabela também nos revela propriedades físicas dos elementos como: pontos de fusão, ebulição, densidade e volume atômico.

1- Raio atômico: pode ser definido como a metade da distância ( $r = d/2$ ) entre os núcleos de dois átomos de um mesmo elemento químico, sem estarem ligados e assumindo os átomos como esferas. Na tabela periódica, o raio atômico aumenta de cima para baixo e da direita para a esquerda. Isso acontece porque em uma mesma família (coluna), as camadas eletrônicas vão aumentando conforme se desce uma “casa” e, conseqüentemente, o raio atômico aumenta.

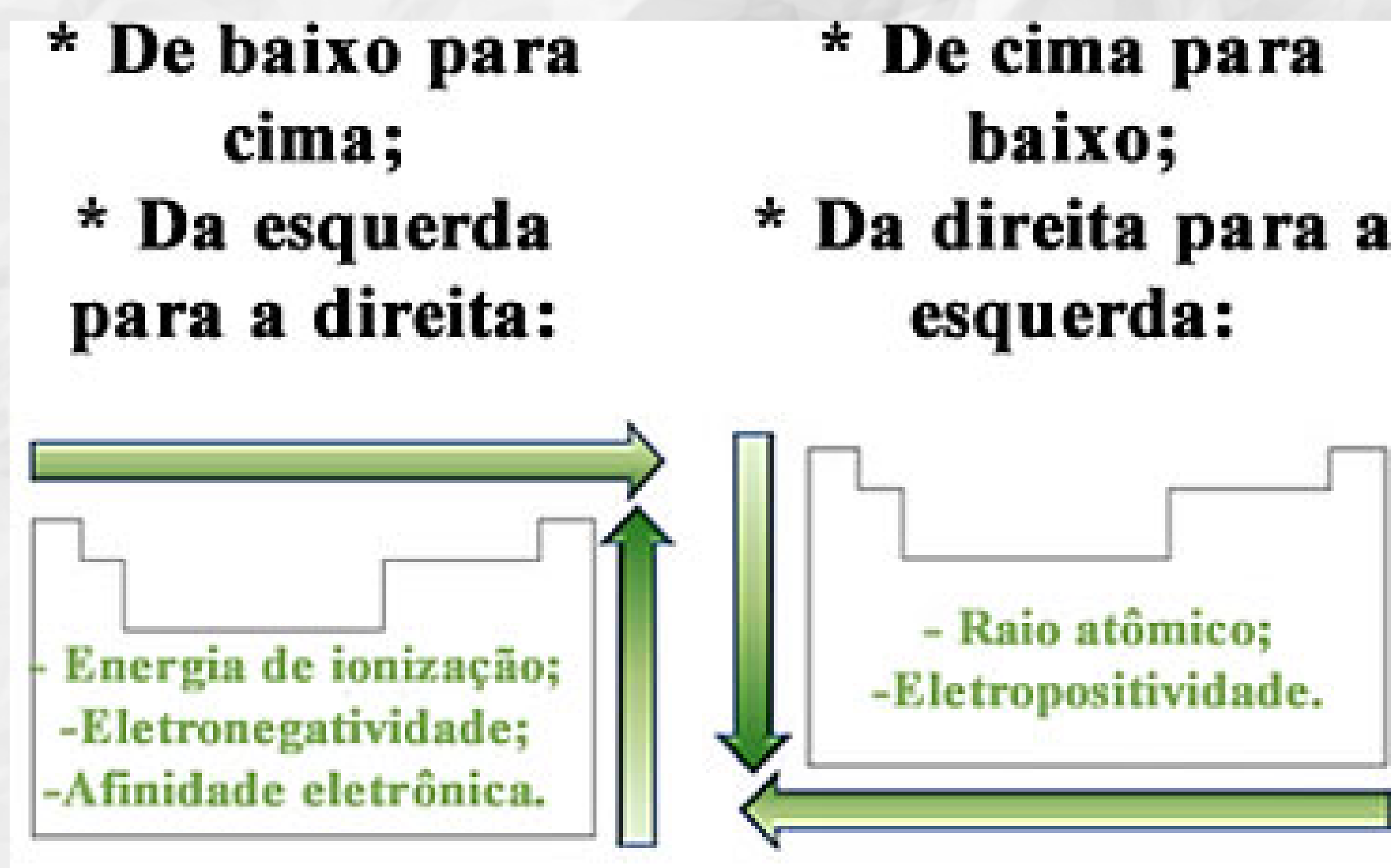
Em um mesmo período (linha), o número de camadas eletrônicas é o mesmo, mas a quantidade de elétrons vai aumentando da esquerda para a direita e, com isso, a atração pelo núcleo aumenta, diminuindo o tamanho do átomo.

2- Energia ou potencial de ionização: é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo ou íon no estado gasoso. Esse elétron é sempre retirado da última camada eletrônica, que é a mais externa e é conhecida como camada de valência. Quanto maior o raio atômico, mais afastados do núcleo os elétrons da camada de valência estarão, a força de atração entre eles será menor e, conseqüentemente, menor será a energia necessária para retirar esses elétrons e vice-versa. Por isso, a energia de ionização dos elementos químicos na Tabela Periódica aumenta no sentido contrário ao aumento do raio atômico, isto é, de baixo para cima e da esquerda para a direita.

3- Eletronegatividade: representa a tendência que um átomo tem de atrair elétrons para si em uma ligação química covalente em uma molécula isolada. Os valores das eletronegatividades dos elementos foram determinados pela escala de Pauling. Foi observado que, conforme o raio aumentava, menor era a atração do núcleo pelos elétrons compartilhados na camada de valência. Por isso, a eletronegatividade também aumenta no sentido contrário ao aumento do raio atômico, sendo que varia na Tabela Periódica de baixo para cima e da esquerda para a direita.

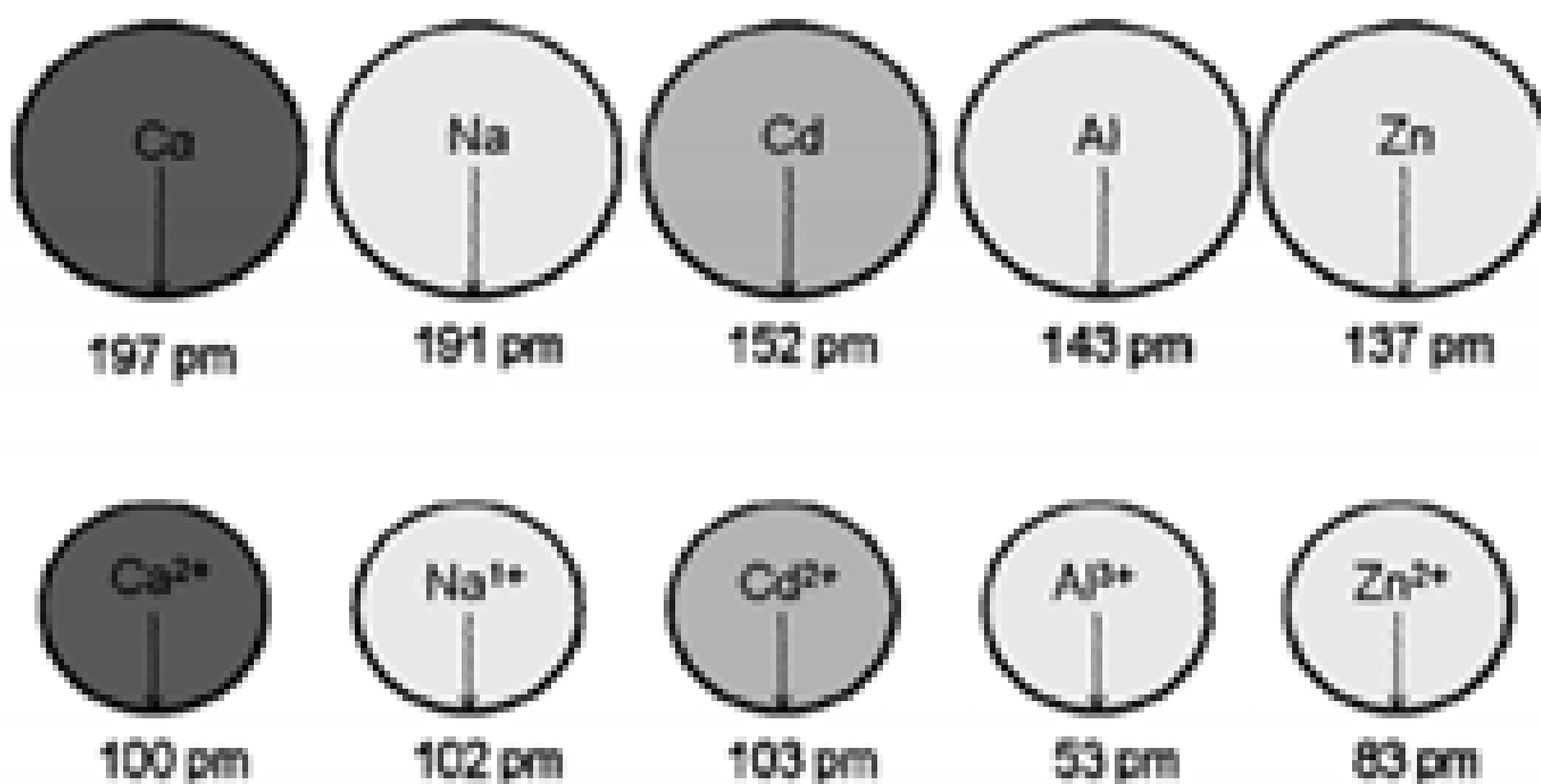
4- Eletropositividade: é a capacidade que o átomo possui de se afastar de seus elétrons mais externos, em comparação a outro átomo, na formação de uma substância composta. Visto que é o contrário da eletronegatividade, a sua ordem crescente na tabela periódica também será o contrário da mostrada para a eletronegatividade, ou seja, será de cima para baixo e da direita para a esquerda.

5- Eletroafinidade ou afinidade eletrônica: corresponde à energia liberada por um átomo do estado gasoso, quando ele captura um elétron. Essa energia é chamada assim porque ela mostra o grau de afinidade ou a intensidade da atração do átomo pelo elétron adicionado. Infelizmente, não são conhecidos todos os valores para as eletroafinidades de todos os elementos, mas os que estão disponíveis permitem generalizar que essa propriedade aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita na Tabela Periódica.



## Questões

3.1- (ENEM 2010): O cádmio, presente nas baterias, pode chegar ao solo quando esses materiais são descartados de maneira irregular no meio ambiente ou quando são incinerados. Diferentemente da forma metálica, os íons  $\text{Cd}^{2+}$  são extremamente perigosos para o organismo, pois eles podem substituir íons  $\text{Ca}^{2+}$ , ocasionando uma doença degenerativa nos ossos, tornando-os muito porosos e causando dores intensas nas articulações. Podem ainda inibir enzimas ativadas pelo cátion  $\text{Zn}^{2+}$ , que são extremamente importantes para o funcionamento dos rins. A figura mostra a variação do raio de alguns metais e seus respectivos cátions.



**FIGURA 1: Raios atômicos e iônicos de alguns metais.**

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2001 (adaptado).

Com base no texto, a toxicidade do cádmio em sua forma iônica e consequência de esse elemento:

- apresentar baixa energia de ionização, o que favorece a formação do íon e facilita sua ligação a outros compostos.
- possuir tendência de atuar em processos biológicos mediados por cátions metálicos com cargas que variam de +1 a +3.
- possuir raio e carga relativamente próximos aos de íons metálicos que atuam nos processos biológicos, causando interferência nesses processos.
- apresentar raio iônico grande, permitindo que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons menores participam.
- apresentar carga +2, o que permite que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons com cargas menores participam.

## 4. Funções Inorgânicas

O conteúdo de funções inorgânicas é um dos mais cobrados no ENEM. Essas funções são grupos de substâncias que NÃO possuem o carbono como átomo central, diferente das funções orgânicas (que possuem o carbono como átomo central), por isso são denominadas inorgânicas.

Existem 4 funções inorgânicas, são elas: ácidos, bases, sais e óxidos. Svante August Arrhenius foi um cientista que trouxe muitas contribuições para a ciência, em 1903 recebeu o tão sonhado Prêmio Nobel de Química, sendo muito reconhecido pela sua pesquisa de doutorado. Arrhenius desenvolveu a conhecida teoria da dissociação iônica, que é capaz de explicar e identificar ácidos, bases e sais. Arrhenius descobriu que existem íons livres em soluções aquosas de HCl ou NaCl e através disso conseguiu explicar sua teoria.

### 4.1 Ácidos:

**Definição de Arrhenius:** Ácidos são compostos que, em solução aquosa, fornecem um único tipo de cátion: o íon hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

Vale ressaltar: íon hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) e íon  $\text{H}^+$  representam a mesma coisa, sendo íon hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) o  $\text{H}^+$  associado a  $\text{H}_2\text{O}$ .

Segundo Bronted-Lowry, podemos definir um ácido como uma substância que libera/doa  $\text{H}^+$ . É possível representar a ionização de um ácido HA como:



## Classificação:

Vamos aprender como classificar os ácidos quanto ao número de hidrogênios ionizáveis?? É bem tranquilo!

Ácidos monoproticos: (mono=1). Ex: HCl, HBr, HI e HCN

Ácidos diproticos: (di = 2). Ex: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>

Ácidos triproticos: (tri = 3). Ex: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

Tetrácidos (tetra=4). Ex: H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>

## 4.2 Bases:

As bases também seguem as teorias de dissociação iônica de Arrhenius e a de Brønsted-Lowry, porém enquanto os ácidos doam H<sup>+</sup>, as bases recebem H<sup>+</sup>.

**Definição de Arrhenius:** Bases são compostos que, em solução aquosa, fornecem um único tipo de ânion OH<sup>-</sup>, chamado hidroxila.

Segue a dissociação iônica do hidróxido de sódio, mais conhecido como soda cáustica.



Não esquece, tá? ácidos doam H<sup>+</sup> e bases recebem H<sup>+</sup>.

## Classificação:

Vamos entender como diferenciar bases fortes e fracas??

- Bases fortes: Bases de metais do grupo 1A e 2A, são elas:  
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH (grupo 1 A) Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>,  
Ba(OH)<sub>2</sub> (grupo 2 A)

As bases do grupo 1 A são mais fortes que a do grupo 2 A, pois são muito solúveis em água.

Bases fracas: Com exceção das bases do grupo 1 A e 2 A, as demais bases são fracas  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  (praticamente insolúveis em água)  $\text{NH}_4\text{OH}$  - baixo grau de ionização da amônia ( $\text{NH}_3$ )

Com exceção do hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) que é uma base volátil, as demais bases são compostos sólidos de alto ponto de fusão.

### 4.3 Sais:

Sais são compostos iônicos provenientes da reação de neutralização entre um ácido e uma base. Dessa forma, possuem pelo menos um cátion oriundo da base e um ânion oriundo do ácido.

Abaixo iremos representar uma reação de neutralização que tem como produtos sal e água.



Hidróxido de sódio (base) + ácido clorídrico  $\rightarrow$  cloreto de sódio (sal) + água



Exemplos de sais:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$  e  $\text{NaNO}_3$

Os sais são substâncias químicas que em soluções aquosas conduzem eletricidade. Além disso, possuem sabor salgado.

## 4.4 Óxidos:

Um óxido é um composto químico binário formado por átomos de oxigênio com outro elemento, em que o oxigênio é elemento mais eletronegativo presente.

Um grande exemplo de óxido é o gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), gás que é produzido pela respiração humana e muito emitido pelas indústrias, sendo um dos gases responsáveis pelo efeito estufa.

Os óxidos podem ser divididos em óxidos iônicos e óxidos moleculares.

### 4.4.1 - Tipos de Óxidos:

#### Óxidos Iônicos

Precisamos analisar a diferença de eletronegatividade dos elementos. Quando há uma elevada diferença de eletronegatividade entre os elementos, temos um óxido do tipo iônico.

Exemplo:

$\text{Na}_2\text{O}$  = Oxigênio ligado a elementos do grupo dos metais alcalinos (1 A) e metais alcalinos terrosos (2 A). Isto ocorre devido à presença de uma ligação iônica.

#### Óxidos Moleculares

São óxidos que possuem ligações covalentes e possuem baixa diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos.

Dessa forma, a ligação será covalente polar pois sempre haverá uma maior eletronegatividade do oxigênio em relação a qualquer elemento envolvido.

Exemplo:

$\text{NO}$

## 4.4.2 - Classificação dos Óxidos:

- **Óxidos Ácidos:** Também chamados de anidridos. Reagem com água produzindo um ácido e com base formando sal e água.  
Exemplo:  $\text{SO}_3$ .
- **Óxidos Básicos:** Estes compostos tendem a reagir com água formando uma base e com ácido produzindo sal e água.  
Exemplo:  $\text{Na}_2\text{O}$ .
- **Óxidos Neutros:** Estas substâncias não reagem com água, ácido ou base.  
Exemplo:  $\text{CO}$  e  $\text{NO}$ .
- **Óxidos Anfóteros:** Possuem esse nome por possuírem caráter duplo, ou seja, reagem tanto com ácido quanto com base.  
Exemplo:  $\text{ZnO}$ .
- **Peróxidos:** Reagem com água produzindo água oxigenada ou peróxido de hidrogênio. Exemplo:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .

## Questões

4.1 (UFPA) Considerando a equação química:



os reagentes e produtos pertencem, respectivamente, às funções:

- a) óxido, base, sal e óxido.
- b) sal, base, sal e hidreto.
- c) ácido, sal, óxido e hidreto.
- d) óxido, base, óxido e hidreto.
- e) base, ácido, óxido e óxido.

4.2 (Cefet-PR) Algumas substâncias químicas são conhecidas por nomes populares.

Assim temos, por exemplo, sublimado corrosivo ( $\text{HgCl}_2$ ), cal viva ( $\text{CaO}$ ), potassa cáustica ( $\text{KOH}$ ) e espírito de sal ( $\text{HCl}$ ). O sublimado corrosivo, a cal viva, a potassa cáustica e o espírito de sal pertencem, respectivamente, às funções:

- a) ácido, base, óxido, ácido.
- b) sal, sal, base, ácido.
- c) ácido, base, base, sal.
- d) sal, óxido, base, ácido.
- e) ácido, base, sal, óxido

4.3 Em condições ambientes, o cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , é sólido, e o cloreto de hidrogênio,  $\text{HCl}$ , um gás. Ambos não conduzem corrente elétrica nessas condições, mas podem se tornar eletrólitos quando dissolvidos em água. Explique por que isso ocorre.

## 5. Relações Numéricas

Iremos abordar sobre as principais relações numéricas que são necessárias para compreender a química. Unidade de massa, massa molecular, mol, massa molar e volume molar são as principais relações para que não possamos errar nada na prova, ok?!

Quando consultamos a tabela periódica, nos deparamos com a massa de cada elemento, então temos a unidade de massa atômica ( $u$ ). Por exemplo, o oxigênio ( $O$ ) possui  $16 u$ , enquanto o sódio ( $Na$ ) possui  $23$  unidades de massa atômica ( $u$ ). Vale ressaltar que cada elemento tem um número de massa diferente, e esse valor é muito útil para diversos cálculos.

## 4.4.2 - Classificação dos Óxidos:

- **Massa Molecular:** Como foi relatado, ao consultarmos a tabela periódica, cada elemento tem a sua massa. Para calcularmos a massa molecular de uma substância, basta somarmos as massas dos seus elementos.

$$\text{Exemplo 1: } \text{CaCO}_3 = 40 \times 1 + 12 \times 1 + 16 \times 3 = 100 \text{ u}$$

Não esquece de multiplicar a massa do elemento pelo número de vezes em que ele aparece na molécula. No exemplo acima, temos 1 átomo de cálcio, 1 átomo de carbono e 3 átomos de oxigênio, a massa de O foi multiplicada por 3. Exemplo 2:

$$\text{HCl} = 1 \times 1 + 1 \times 35,5 = 36,5 \text{ u}$$

- **Mol:** Através de diversos experimentos o químico Avogadro determinou sua constante, conhecida como constante de Avogadro, que diz que

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}$$

O número de Avogadro representa o número de partículas ou moléculas contidas em um mol.

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de elétrons} = 6,02 \times 10^{23} \text{ elétrons}$$

- **Massa Molar:** é a quantidade de matéria e a massa contida em 1 mol. Os cientistas realizaram inúmeros cálculos e chegaram à conclusão de que 1 u é aproximadamente 1g/mol. Dessa forma, podemos afirmar que o valor de massa molecular é igual ao valor de massa molar, alterando apenas as unidades de medidas, o cálculo é o mesmo.

Exemplo:

| Substância        | Massa molecular | Massa molar |
|-------------------|-----------------|-------------|
| <u>NaOH</u>       | 40 u            | 40 g/mol    |
| <u>NaCl</u>       | 58,5 u          | 58,5 g/mol  |
| CaCO <sub>3</sub> | 100 u           | 100 g/mol   |

- **Volume Molar:** Podemos definir volume molar como o volume ocupado por 1 mol em condições normais de temperatura e pressão (CNTP). O volume molar equivale a 22,4 L e obedece as seguintes condições:

Temperatura: 273 K ou 0°C

Pressão 1 atm ou 760 mmHg

Utilizamos a equação de Clapeyron para calcular o volume de um gás ideal que não esteja nas CNTP.

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

## Questões

5.1 Calcule a massa molar da glicose  $C_6H_{12}O_6$ .

5.2 Quantos átomos de oxigênio existem em 7,5 mol de  $H_2SO_4$ ?

5.3 Qual o volume ocupado por 2,2g de  $CO_2$  nas CNTP?

## 6. Estequiometria e Soluções

Estequiometria é a área da Química que permite calcular a quantidade de matéria e as proporções dos elementos e reagentes ao se misturarem para produzir uma reação química. Para fazer cálculos estequiométricos, precisa-se de alguns conhecimentos, a seguir:

- **Massa atômica** (u): É a massa média de todos os isótopos de cada elemento. Na natureza, os elementos possuem uma abundância de massas com isótopos diferentes, assim, devido a essas diferenças, são chamadas de abundância relativas:

$$\text{Exemplo 1: Cl}^{35} = 35,460 \text{ u}$$

- **Massa molecular** (MM): Esta representa a soma da massa atômica dos elementos que constituem uma molécula, e geralmente a unidade utilizada para fazer cálculos estequiométricos é a unidade grama (g).

$$\text{Exemplo 2: H}_2\text{O (Água)}$$

$$\text{O} = 1 \times 16 = 16$$

$$\text{H} = 2 \times 1 =$$

$$2 \text{ MM} = 16 + 2 = 18 \text{ g ou } 18 \text{ u}$$

- **Mol (n)**: A palavra “mol”, significa pequena quantidade. Ela é uma unidade de medida que dita a quantidade de matéria.

$$\text{MOL} \left\{ \begin{array}{l} - \text{ quantidade} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos, moléculas, íons} \\ - \text{ massa (em g) da Tabela Periódica} \\ - \text{ volume} = 22,4\text{L, nas CNTP} \end{array} \right.$$

Sendo assim, para calcular a quantidade de matéria de uma molécula pode acontecer das seguintes maneiras:

### Lei de Avogadro:

1 mol possui  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos.

2 mol possui  $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  átomos =  $12,04 \cdot 10^{23}$  átomos

### Massa:

1 mol do gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ) =  $(35,460\text{u} \times 2) = 70,92\text{g}$

2 mol do gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ) =  $(35,460\text{u} \times 2) \rightarrow (70,92\text{g} \times 2) = 141,84\text{g}$

### Volume:

1 mol de  $\text{Cl}_2$  possui volume de 22,4L

2 mol de  $\text{Cl}_2$  possui volume de  $(2 \times 22,4\text{L}) = 44,8\text{L}$

Os cálculos estequiométricos relacionam as quantidades dos elementos químicos, tendo principalmente as definições de mol e para a transformação da unidade de grama (g) em mol (n), pode-se utilizar esta fórmula:

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

Onde:

n = número de mol (quantidade de matéria)

m = massa em gramas

MM = massa molar (g/mol)

Os cálculos para a **concentração** de uma solução é dada pela seguinte fórmula:

$$c = \frac{m}{v}$$

Onde:

c = concentração da substância (g/L)

m = massa em gramas

V = volume da solução

Para fazer qualquer cálculo estequiométrico, a quantidade dos reagentes necessitam ser precisos. Durante uma reação química, sempre vai ocorrer que a quantidade necessária de um reagente vai determinar a produção dos produtos devido a quantidade. Na reação hipotética a seguir:



Na reação estipulada, os reagentes A + B, formam um conjunto de componentes C + D. O que ocorre, é que a quantidade de A e B para formar os produtos são definidas, acontecendo, que para a reação acontecer, será necessário uma determinada quantidade de um reagente específico. E assim, dá a seguintes definições:

**Reagente em excesso:**

é o reagente totalmente utilizado, sendo o restritivo da reação.

**Reagente limitante:**

é o reagente totalmente utilizado, sendo o restritivo da reação.

Os principais e mais cobrados tipos de cálculos estequiométricos são:

1. Cálculo da Pureza
2. Cálculo de Rendimento
3. Cálculo de reagente limitante e em excesso

## 7. Termoquímica

A Termoquímica é um ramo da Química que estuda as reações e os processos de mudança de estado físico que envolvem trocas de energia na forma de calor.

Existem dois tipos de reações e processos, que são:

• Endotérmicos



Processos

endotérmicos → absorvem calor.

O sistema recebe energia do ambiente, ou seja, a reação química ocorre com absorção de energia.

• Podemos representar esquematicamente as reações endotérmicas da seguinte forma:



• Exemplos práticos no cotidiano: Cozimento dos alimentos (absorve calor); fotossíntese (absorve luz solar).

• Exotérmicos

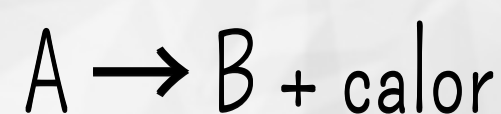


Processos

exotérmicos → liberam calor.

• O sistema perde energia para o ambiente, ou seja, a reação química ocorre com liberação de energia.

• Podemos representar esquematicamente as reações exotérmicas da seguinte forma:



• Exemplos práticos no cotidiano: Combustão (libera luz e calor); explosão de uma bomba (libera calor).

### 7.1 - Entalpia (h) e Variação de Entalpia ( $\Delta H$ )

Entalpia é a quantidade de energia em uma determinada reação.

Em um processo, o que é medido é a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), que corresponde à quantidade de energia liberada ou absorvida durante a reação química.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

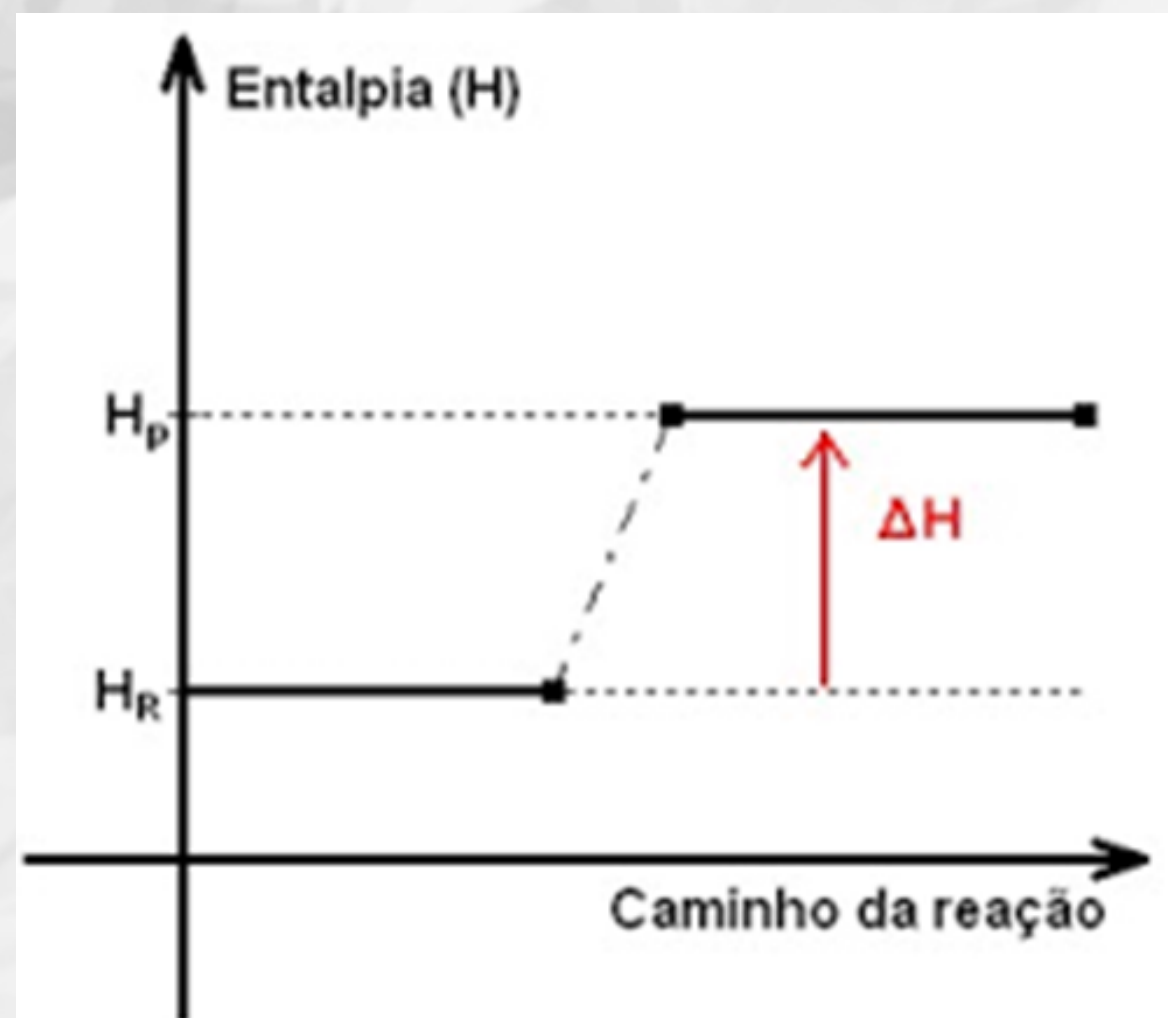
Nas reações endotérmicas,  $H_{\text{produtos}}$  é maior que  $H_{\text{reagentes}}$ , logo  $\Delta H > 0$ .

Nas reações exotérmicas,  $H_{\text{produtos}}$  é menor que  $H_{\text{reagentes}}$ , logo  $\Delta H < 0$ .

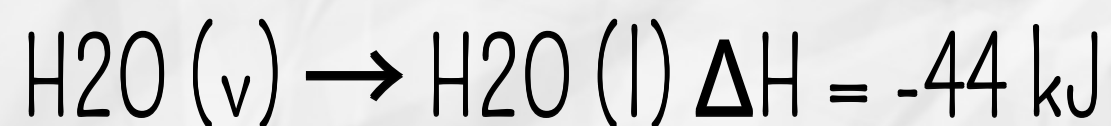
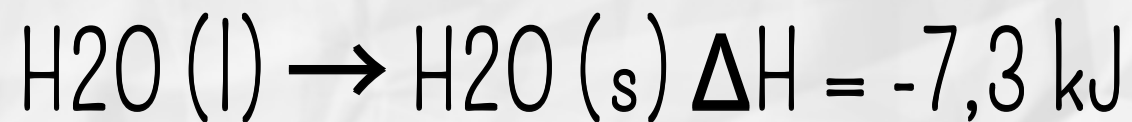
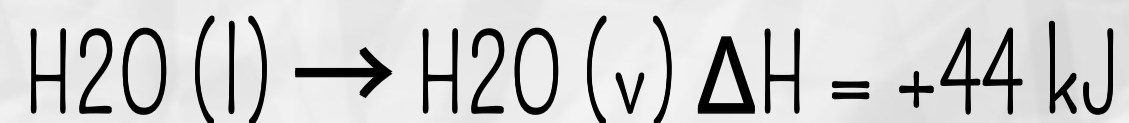
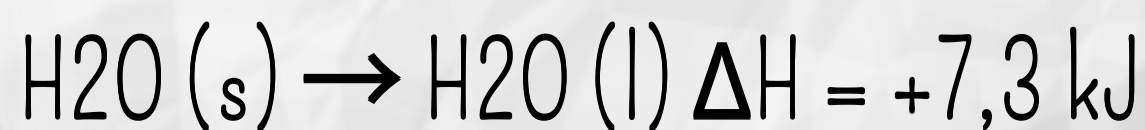
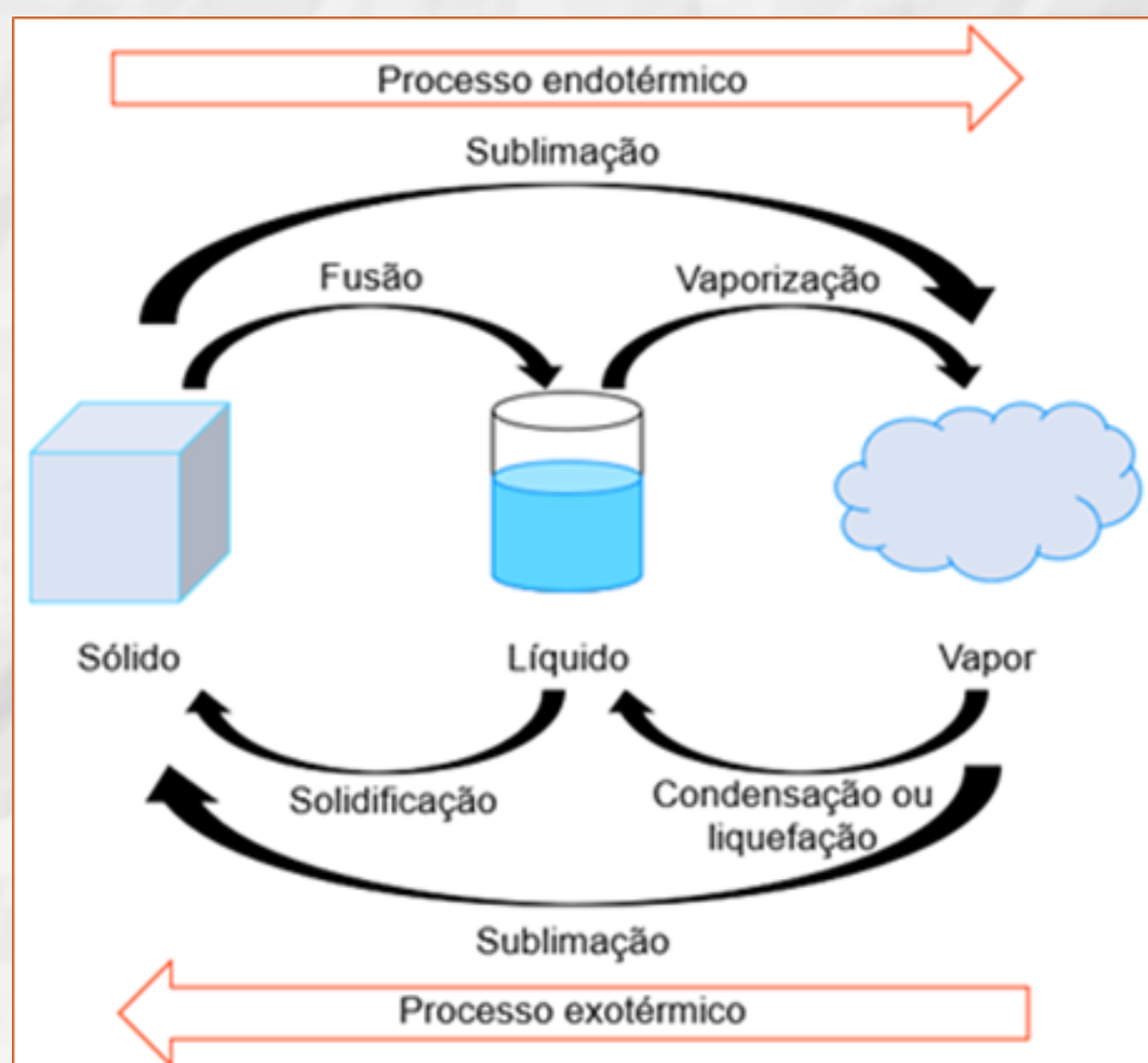
## Exotérmico



## Endotérmico



## 7.2 - Mudanças de Estado Físico



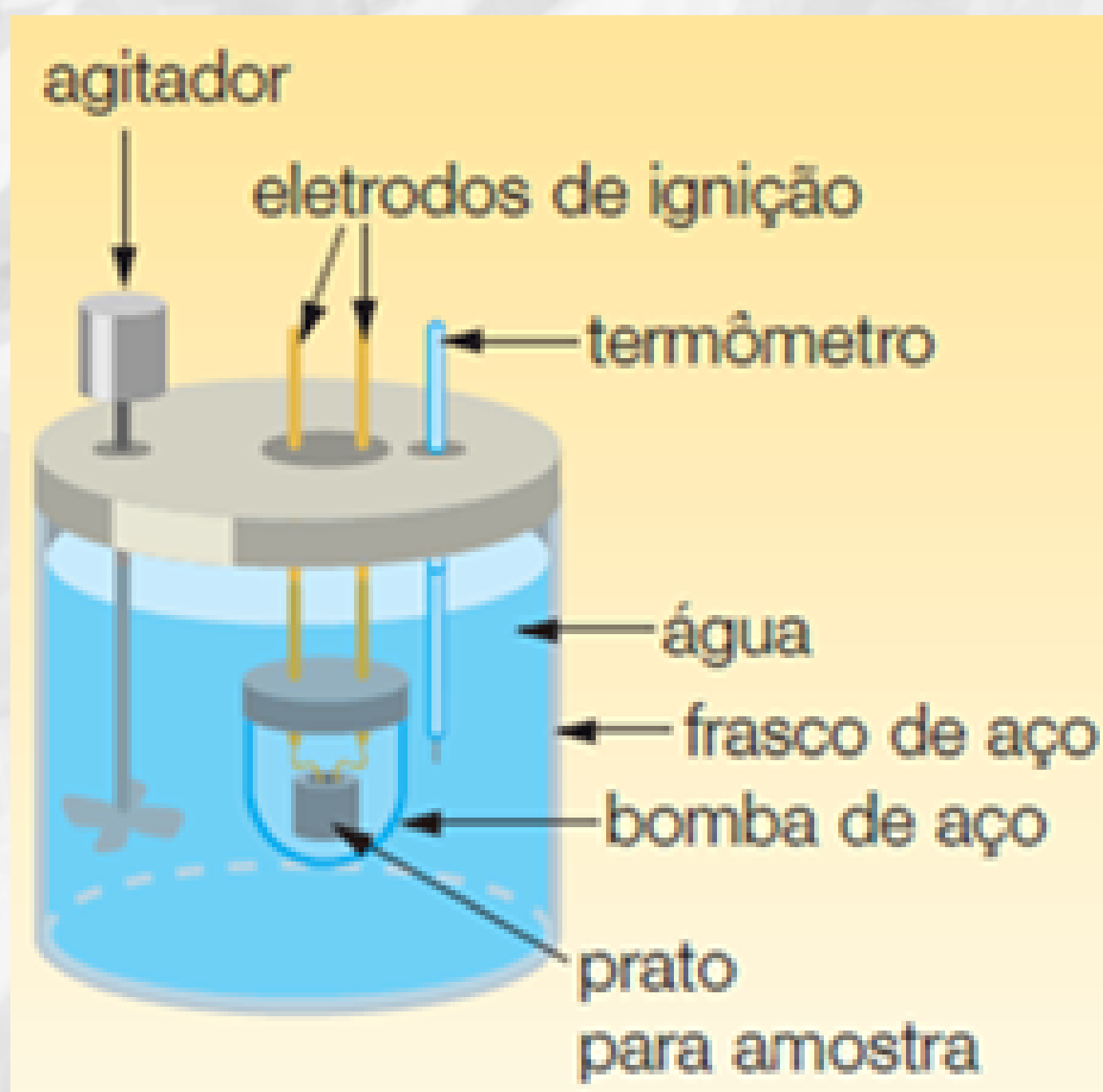
## 7.3- Medindo o calor

O calor trocado entre o sistema e o ambiente causa o aumento ou a diminuição da temperatura da água, que é indicado pelo termômetro.

O calor absorvido na reação pode então ser calculado:

$$Q_{\text{reação}} = Q_{\text{água}}$$
$$Q_{\text{água}} = m \times c \times \Delta T$$

1 caloria (cal) é a quantidade de calor necessária para elevar em  $1^{\circ}\text{C}$  a temperatura de 1,0 grama de água.



É recomendado, pelo Sistema Internacional de unidades, que se utilize a unidade Joule (J).  $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$  ou  $1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$ .

Esse calor também pode ser chamado de calor sensível.

## Questões

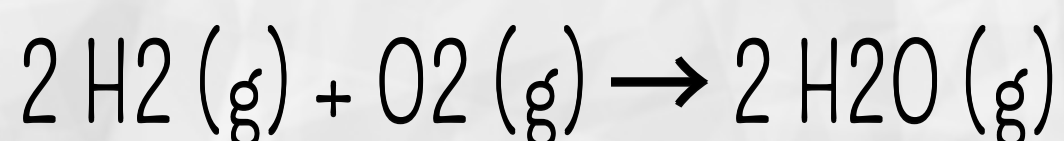
7.1 (ENEM, 2011) Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão ( $\Delta H_{\text{oc}}$ ), definido como a energia liberada na queima completa de um mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu ( $\Delta H_{\text{oc}}$ ).

| Substância | Fórmula           | $\Delta H_{oc}$ |
|------------|-------------------|-----------------|
| benzeno    | $C_6H_6(l)$       | -3268           |
| etanol     | $C_2H_5OH(l)$     | -1368           |
| glicose    | $C_6H_{12}O_6(s)$ | -2808           |
| metano     | $CH_4(g)$         | -890            |
| octano     | $CH_{18}(l)$      | -5471           |

Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

- a) Benzeno.    b) Metano.    c) Glicose.  
 d) Octano.    e) Etanol.

7.2 (ENEM, 2019 - PPL) O gás hidrogênio é considerado um ótimo combustível – o único produto da combustão desse gás é o vapor de água, como mostrado na equação química.



Um cilindro contém 1 kg de hidrogênio e todo esse gás foi queimado. Nessa reação, são rompidas e formadas ligações químicas que envolvem as energias listadas no quadro.

| Ligação Química | Energia de Ligação (KJ/mol) |
|-----------------|-----------------------------|
| H-H             | 437                         |
| H-O             | 463                         |
| O=O             | 494                         |

Massas molares (g/mol):  $H_2 = 2$ ;  $O_2 = 32$ ;  $H_2O = 18$ .

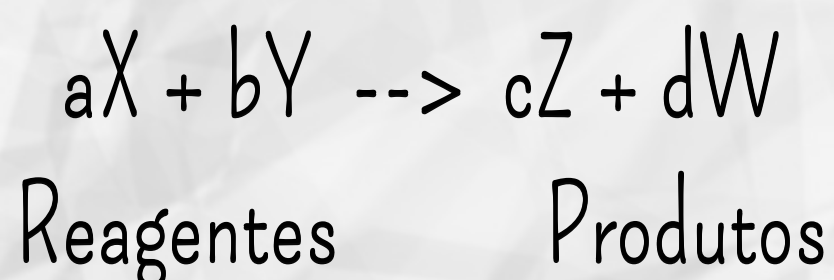
Qual é a variação da entalpia, em quilojoule, da reação de combustão do hidrogênio contido no cilindro?

- a) -242 000    b) -121 000    c) -2 500  
d) +110 500    e) +234 000

## 8. Cinética

Cinética química é o ramo da química que estuda a rapidez das reações químicas, bem como os fatores que a influenciam. A rapidez, ou velocidade, de uma reação indica a variação da quantidade de reagentes e produtos com o passar do tempo.

Pode se definir reações químicas como sendo um conjunto de fenômenos nos quais duas ou mais substâncias reagem entre si, dando origem a diferentes compostos.



Na representação acima temos uma equação química que significa a representação gráfica de uma reação química, onde os reagentes aparecem no primeiro membro, e os produtos no segundo.

Chamamos de velocidade média de consumo de X a razão:

$$V_{\text{média de consumo de X}} = \frac{\Delta[X]}{\Delta t}$$

Ou seja, a variação da concentração do reagente X com o tempo. O mesmo vale para o reagente Y. Para os produtos Z e W, definimos:

Para o produto Z, definimos:

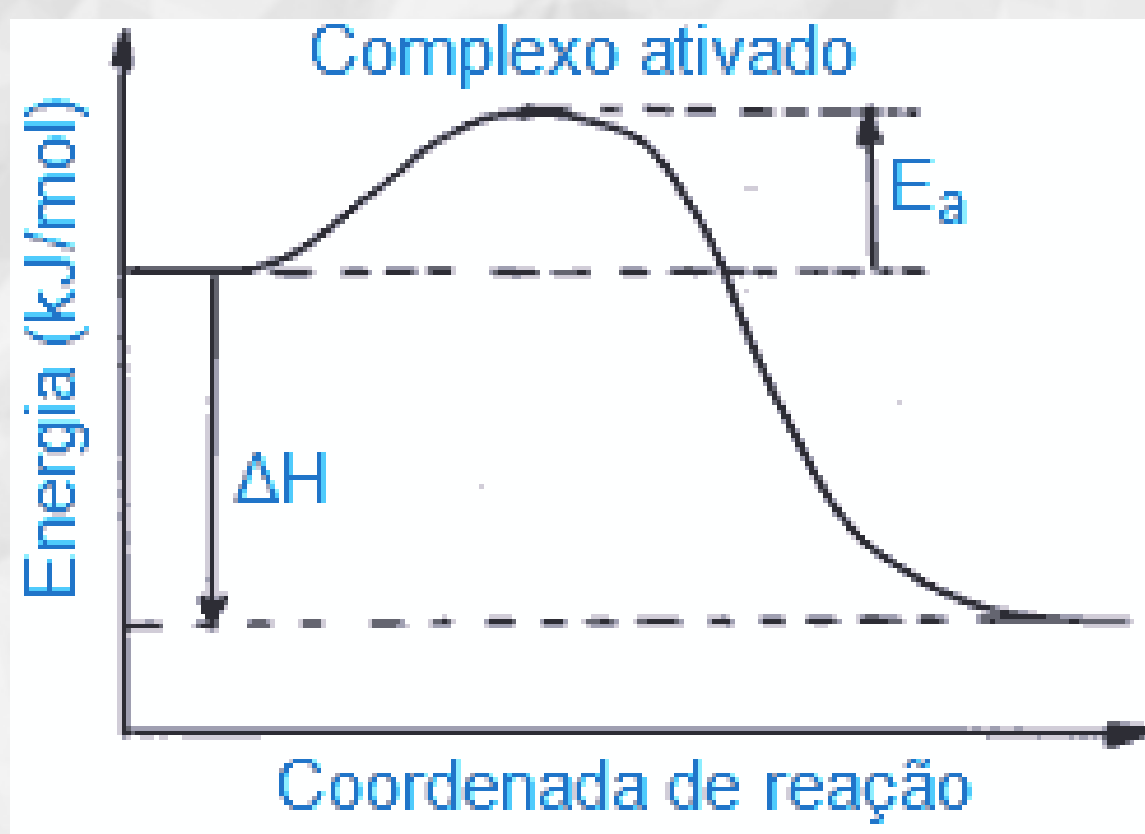
$$V_{\text{média de formação de Z}} = \frac{\Delta[Z]}{\Delta t}$$

O mesmo valendo para o produto W.

## 8.1 Energia de Ativação

A energia de ativação é a energia mínima necessária para que a reação possa ocorrer.

Ela recebe este nome porque reagentes e produtos passam por uma configuração intermediária que recebe o nome de complexo ativado. Trata-se, portanto, da energia mínima necessária para a formação deste complexo ativado.



A energia de ativação é explicada pela teoria da colisão: a reação química é constituída por colisões entre as moléculas dos reagentes. Nem toda colisão, porém, é eficaz, pois é necessário que haja energia suficiente e geometria molecular adequada.

A energia de ativação é aquela requerida para que as colisões sejam eficazes, ou seja, resultem no complexo ativado.

## Fatores que influenciam a velocidade da reação:

- Concentração:

Quanto maior a concentração dos reagentes maior será a velocidade da reação. Para que aconteça uma reação entre duas ou mais substâncias é necessário que as moléculas se choquem, de modo que haja quebra das ligações com consequente formação de outras novas. O número de colisões irá depender das concentrações de A e B.

- Energia de ativação:

Quanto maior a energia de ativação, mais lenta será a reação.

- Temperatura:

Quando se aumenta a temperatura de um sistema, ocorre também um aumento na velocidade da reação. Aumentar a temperatura significa aumentar a energia cinética das moléculas. No nosso dia a dia podemos observar esse fator quando estamos cozinhando e aumentamos a chama do fogão para que o alimento atinja o grau de cozimento mais rápido.

- Pressão:

Quando se aumenta a pressão de um sistema gasoso, aumenta-se a velocidade da reação.

- Superfície de contato:

Um aumento da superfície de contato aumenta a velocidade da reação. Um exemplo é quando dissolvemos um comprimido de sonrisal triturado e ele se dissolve mais rapidamente do que se estivesse inteiro, isto acontece porque aumentamos a superfície de contato que reage com a água.

- **Catálise:**

Os catalisadores são substâncias que aceleram o mecanismo sem sofrerem alteração permanente, isto é, durante a reação eles não são consumidos. Os catalisadores permitem que a reação tome um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe mais rapidamente. É importante lembrar que um catalisador acelera a reação, mas não aumenta o rendimento, ou seja, ele produz a mesma quantidade de produto, mas num período de menor tempo.

## Questões

8.1 (ENEM, 2021) A nanotecnologia pode ser caracterizada quando os compostos estão na ordem de milionésimos de milímetros, como na utilização de nanomateriais catalíticos nos processos industriais. O uso desses materiais aumenta a eficiência da produção, consome menos energia e gera menores quantidades de resíduos. O sucesso dessa aplicação tecnológica muitas vezes está relacionado ao aumento da velocidade da reação química envolvida.

O êxito da aplicação dessa tecnologia é por causa da realização de reações químicas que ocorrem em condições de:

- a) alta pressão
- b) alta temperatura
- c) excesso de reagentes
- d) maior superfície de contato
- e) elevada energia de ativação

8.2 (ENEM, 2013) A hematita ( $\alpha$ -Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), além de ser utilizada para obtenção do aço, também é utilizada como um catalisador de processos químicos, como na síntese da amônia, importante matéria-prima da indústria agroquímica. MEDEIROS, M. A. F Química Nova na Escola, São Paulo, v. 32, n. 3, ago. 2010 (adaptado).

O uso da hematita viabiliza economicamente a produção da amônia, porque

- a) diminui a rapidez da reação
- b) diminui a energia de ativação da reação
- c) aumenta a variação de entalpia da reação
- d) aumenta a quantidade de produtos formados
- e) aumenta o tempo de processamento da reação

## 9. Equilíbrio Químico

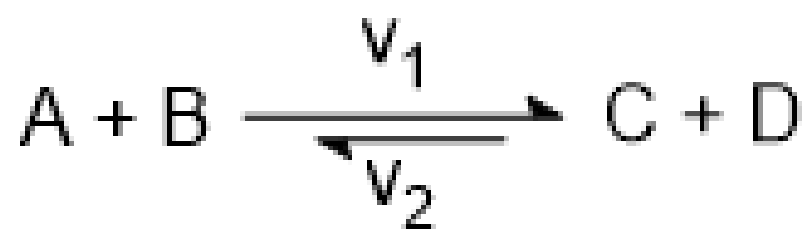
### 9.1: Reações Reversíveis:

Supondo que uma reação química os reagentes “A” e “B” produzam “C” e “D”. Es-sa reação pode ser representada como:



Onde V<sub>1</sub> e V<sub>2</sub> é a velocidades da reação direta e inversa respectivamente.

No início da reação, como há uma grande quantidade de reagentes e nenhum pro-duto, logo  $V_1 > V_2$  e, portanto, a formação dos produtos é mais rápida que a forma-ção dos reagentes.



Conforme a reação vai ocorrendo a quantidade de reagentes vai diminuindo e a velocidade  $V_1$  também de forma que em certo ponto  $V_1 = V_2$  e a velocidade de formação dos reagentes é igual a formação dos produtos e assim a reação química entra em um estado de equilíbrio químico



No momento do equilíbrio, as concentrações  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  são constantes, mas não necessariamente iguais.

Também existe alguns momentos que  $V_1 < V_2$  e a formação dos reagentes é mais rápida que a formação dos produtos

## 9.2: Classificação do Equilíbrio:

Podemos classificar os equilíbrios de acordo com a quantidade de fases das substâncias envolvidas na reação química:

- Equilíbrio Homogêneo

Ocorre quando todas as substâncias estão no mesmo estado físicos.

Geralmente, ocorrem em sistemas gasosos e aquosos.



- Equilíbrio Heterogêneo

Ocorre quando as substâncias estão em diferentes estados físicos. Geralmente, envolvem substâncias líquidas e sólidas



### 9.3: Constante de Equilíbrio:

Uma vez as reações alcançam o equilíbrio podemos relacionar as concentrações entre os reagentes e os produtos através da seguinte fórmula:

Supondo que a reação:



Então:

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

Exemplo:



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

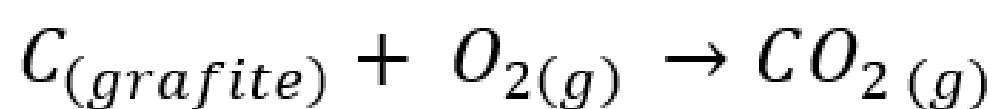


A água nas reações químicas não interfere na constante das reações e assim é classificada como meio reacional e não participa da fórmula da constante do equilíbrio.

### 9.4: Constante de equilíbrio em função das pressões parciais( $K_p$ ):

Quando falamos de reações químicas que envolve gases a melhor forma de trabalhar com as concentrações dos gases é em função das pressões parciais.

Ex.:



$$k_p = \frac{P_{CO_2}}{P_{O_2}}$$



As substâncias no estado sólido, nas reações químicas não interfere na constante das reações e assim não participa da fórmula da constante do equilíbrio.

# Questões

9.1 (Enem/2009) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:



Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita. Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira:

- a) Mais eficiente em pH básico.
- b) Mais eficiente em pH ácido.
- c) Mais eficiente em pH neutro.
- d) Eficiente em qualquer faixa de pH.
- e) Mais eficiente em pH ácido ou neutro.

9.2 (Enem/2010) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns dos ingredientes do produto de acordo com a equação:



A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a:

- a) Liberação de CO<sub>2</sub> para o ambiente.
- b) Elevação da temperatura do recipiente.
- c) Elevação da pressão interna do recipiente.
- d) Elevação da concentração de CO<sub>2</sub> no líquido.
- e) Formação de uma quantidade significativa de H<sub>2</sub>O.

9.3 (Enem/2011) Os refrigerantes têm-se tornado cada vez mais o alvo de políticas públicas de saúde. Os de cola apresentam ácido fosfórico, substância prejudicial à fixação de cálcio, o mineral que é o principal componente da matriz dos dentes. A cárie é um processo dinâmico de desequilíbrio do processo de desmineralização dentária, perda de minerais em razão da acidez. Sabe-se que o principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita. O refrigerante, pela presença da sacarose, faz decrescer o pH do biofilme (placa bacteriana), provocando a desmineralização do esmalte dentário. Os mecanismos de defesa salivar levam de 20 a 30 minutos para normalizar o nível do pH, remineralizando o dente. A equação química seguinte representa esse processo:



Considerando que uma pessoa consuma refrigerantes diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de:

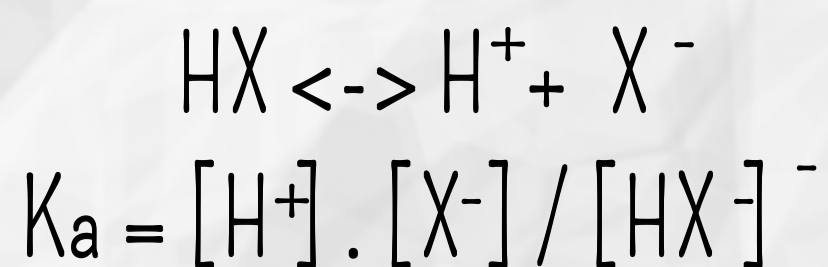
- a) OH<sup>-</sup>, que reage com os íons Ca<sup>2+</sup>, deslocando o equilíbrio para a direita.
- b) H<sup>+</sup>, que reage com as hidroxilas OH<sup>-</sup>, deslocando o equilíbrio para a direita.
- c) OH<sup>-</sup>, que reage com os íons Ca<sup>2+</sup>, deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- d) H<sup>+</sup>, que reage com as hidroxilas OH<sup>-</sup>, deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- e) Ca<sup>2+</sup>, que reage com as hidroxilas OH<sup>-</sup>, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

## 10. Equilíbrio Iônico

O **equilíbrio iônico** é uma particularidade do próprio equilíbrio químico, a diferença é que neste, estuda-se o comportamento dos íons nas soluções. As classificações são divididas em eletrólito forte e fraco, dependendo da quantidade de íons presente na solução. O equilíbrio é medido pela constante.

### Equilíbrio Ácido-Base

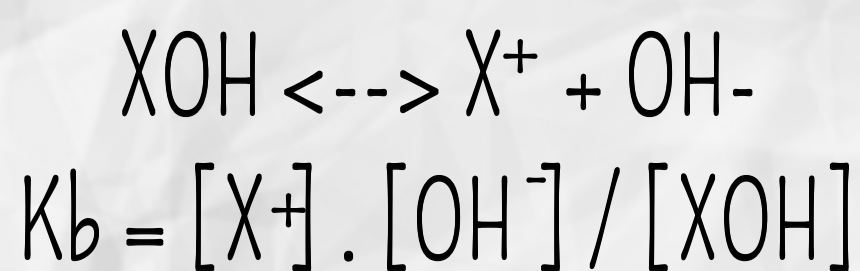
#### 1. Ácidos - Constante de equilíbrio ( $K_a$ )



#### SE LIGA:

Quanto maior for a constante, maior é a força do ácido.

#### 2. Bases - Constante de equilíbrio ( $K_b$ )



#### SE LIGA:

Quanto maior for a constante, maior é a força da base.

A constante do equilíbrio dos ácidos e bases pode ser obtida com a seguinte reação:

$$K_c = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]}$$

Para a constante de ionização do ácido e da base, pode-se usar as seguintes equações a base do  $K_c$ , quando as reações estão em equilíbrio:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{X}^-] / [\text{HX}]$$

$$K_b = [\text{OH}^-] \cdot [\text{X}^+] / [\text{XOH}]$$

### Lei de Ostwald:

O grau de dissociação é aumentado quando um eletrólito, em certos aspectos cinéticos, como em uma determinada temperatura, e a concentração em mols diminui no volume da solução.

$$K_i = \frac{[\text{C}^+][\text{A}^-]}{[\text{CA}]} = \frac{M a^2}{1 - a}$$

Onde:

$K_i$  = constante de ionização

$[\text{C}^+]$  = concentração dos cátions

$[\text{A}^-]$  = concentração dos ânions

$[\text{CA}]$  = concentração do composto não ionizado ou não dissociado

$M$  = concentração molar em mol/L

$a$  = grau de ionização

De acordo com os princípios de Le Chatelier, quando ocorre uma alteração em um sistema em equilíbrio, esse sistema irá agir para voltar ao estado em equilíbrio.

O efeito do **íon em comum** acontece no momento em que adicionamos uma substância ou íons que já participam de um equilíbrio, haverá um deslocamento que gerará o consumo da espécie e um novo equilíbrio será estabelecido.

O desbalanceamento do equilíbrio também acontece quando-se é posto íon que reaja com um dos elementos que estavam equilibrados. Vai ser retirada ou adicionada uma substância, dependendo de como a reação ocorra, e o sistema voltará ao equilíbrio.

## 11. Eletroquímica

A eletroquímica é o ramo da química que estuda a relação entre a eletricidade e as reações químicas, abrangendo assim reações espontâneas e reações não espontâneas. Para que venham a ocorrer os fenômenos eletroquímicos é necessário que haja transferências de elétrons na reação química, caracterizando assim uma reação de oxirredução.

### Reação de Oxirredução

Ocorre tanto a oxidação quanto a redução ao mesmo tempo. Nesse tipo de reação deve-se atentar para o de número de oxidação (NOX) do elemento químico, através dele vamos detectar se aquele elemento está sofrendo oxidação ou redução.

## NOX

- Indica se se o átomo está propício a receber ou a doar elétrons;

- Pode ser positivo ou negativo;

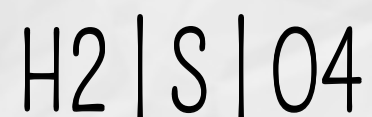
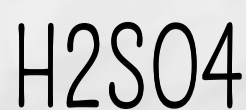
- O NOX de um elemento químico pode variar de acordo com o elemento que ele estiver se ligando para formar um composto;

- Existe alguns elementos que apresentam o mesmo NOX em vários compostos distintos, são eles:

| ELEMENTOS   | SITUAÇÃO   | NOX                          |
|---|--|------------------------------|
| Metais Alcalinos<br>(Li, Na, K, Rb, Cs e Fr)              | Em substâncias compostas   | +1                           |
| Metais Alcalinos<br>Terrosos<br>(Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra) | Em substâncias compostas   | +2                           |
| Ag  | Em substâncias compostas   | +1                           |
| Zn  | Em substâncias compostas   | +2                           |
| Al  | Em substâncias compostas   | +3                           |
| S   | Em sulfetos (quando o enxofre for o elemento mais eletronegativo)  | +2                           |
| Halogênio (F, Cl, Br e I)                                 | Em halogenetos (quando o halogênio for o elemento mais eletronegativo)   | -1                           |
| H   | Ligado a ametais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento mais eletronegativo que ele)<br>Ligado a metais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento menos eletronegativo que ele) | +1<br>-1                     |
| O   | Na maioria das substâncias compostas<br>Em peróxidos<br>Em superóxidos<br>Em fluoretos   | -2<br>-1<br>-1/2<br>+2 ou +1 |

A partir do NOX pode-se calcular a carga desconhecida de um elemento em um composto; temos como exemplo a descoberta da carga de S em uma molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

Sabendo que a do H é +1 e a do O é -2, temos que:



$$2 \times (+1) + Y + 4 \times (-2)$$

$$2 + Y - 8 = 0$$

$$Y = 8 - 2$$

$$Y = +6$$

• **Atenção!** •

O NOX de uma substância simples é sempre igual a zero. Ex: O<sub>2</sub>;

O NOX de um íon é igual a sua carga.

Ex: Cl<sup>-</sup> NOX = -1

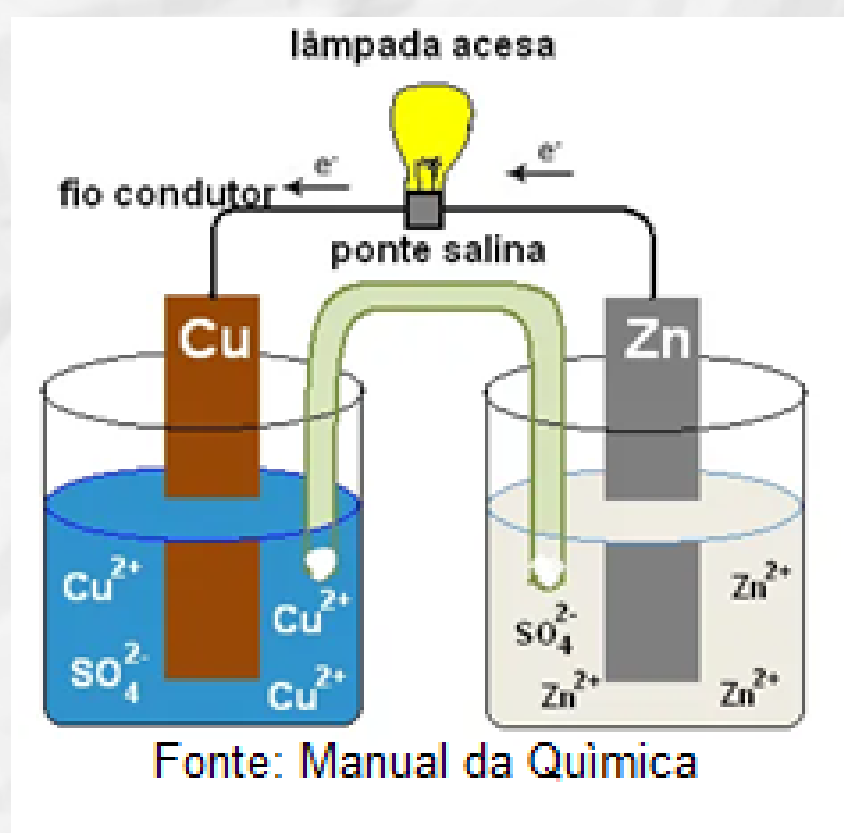
## Oxidação e Redução

A espécie química que sofre:

- Oxidação: perde elétrons, NOX aumenta;
- Redução: ganha elétrons, NOX diminui;

## Agente Redutor e Agente Oxidante

- Agente Redutor: causa a redução da outra espécie química presente na reação;
- Agente Oxidante: causa a oxidação da outra espécie química presente na reação.

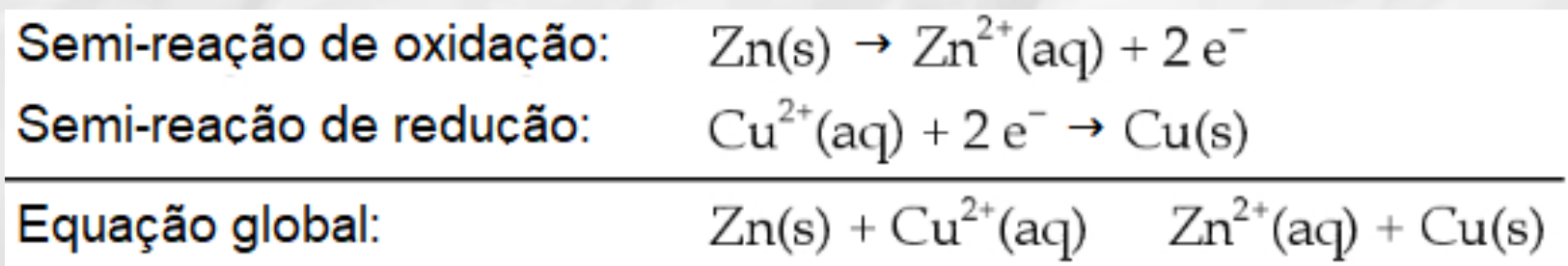


### • Para fixar! •

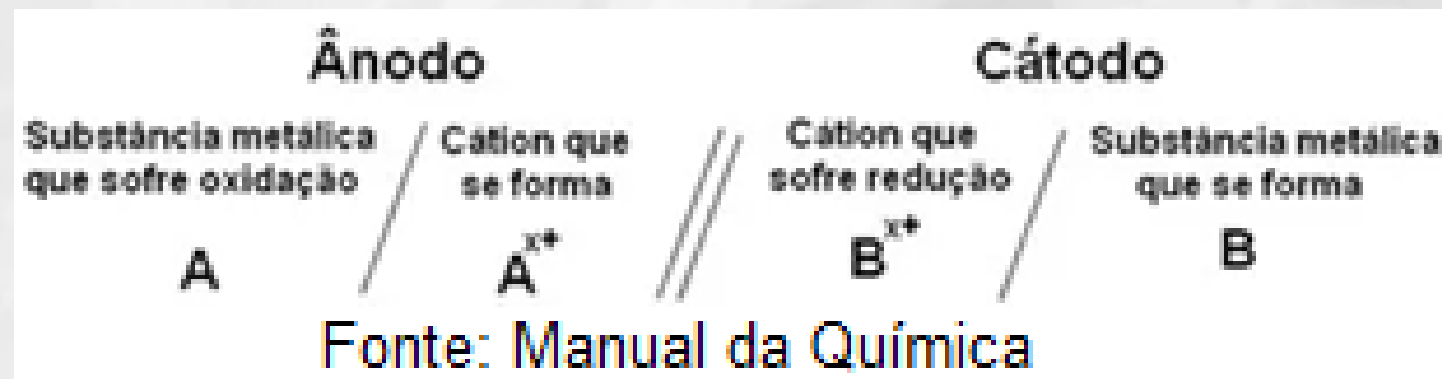
O elemento que sofre oxidação é chamado de agente redutor;  
O elemento que sofre redução é chamado de agente oxidante;

## Pilhas e Baterias

- É um dispositivo que produz energia elétrica a partir de uma reação química espontânea de oxirredução;
- A primeira pilha foi criada em 1800 pelo físico italiano Alessandro Volta e ficou conhecida como a Pilha de Volta ou Pilha Galvânica;
- Em 1836 o inglês John Frederic Daniell criou a primeira pilha com soluções líquidas, sendo essa a mais conhecida dentro desse assunto;
- A pilha de Daniell consiste em uma placa de Zn mergulhada em uma solução de íons  $Zn^{2+}$  e uma placa de Cu em uma solução de  $Cu^{2+}$  (a  $25^\circ$  e a  $1\text{mol/L}$ ), sendo os dois recipientes interligados por uma ponte salina e por fios que se conectavam a uma lâmpada, como mostra o esquema ao lado:
  - A equação global de uma reação é obtida pela soma das semi-reações envolvidas, como podemos na obtenção da equação global da pilha de Daniell:



A representação internacional das pilhas é feita da seguinte forma:



De acordo com a forma acima a pilha de Daniell é representada da seguinte forma:  $Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu$

• Para fixar! •

Oxidação  $\rightarrow$  Ânodo  $\rightarrow$  Polo Negativo (-)  
 Redução  $\rightarrow$  Cátodo  $\rightarrow$  Polo Positivo (+)

## Diferença de Potencial (d.d.p) de uma Pilha

A d.d.p (representado também por  $\Delta E$ ) de uma pilha é dada pela diferença dos potenciais de redução ( $E^{\circ}$  red ou  $E^{\circ}$ ), assim:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ} \text{ red maior} - E^{\circ} \text{ red menor}$$

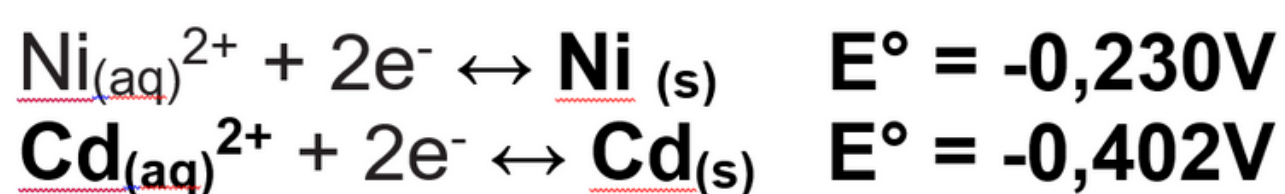
O elemento que possui maior potencial de redução possui tendência de sofrer a redução, já elemento que possui menor potencial de redução tem tendência a sofrer oxidação. A tabela lado mostra os potenciais de redução de alguns elementos (em solução aquosa a  $25^{\circ}C$ ):

**Obs:** Tem-se  $\Delta E^{\circ}$  quando os potenciais de redução fornecidos forem potenciais de redução padrão ( $E_{Red}^{\circ}$ )

# Questões

11.1 (ENEM 2021) As pilhas recarregáveis, bastante utilizadas atualmente, são formadas por sistemas que atuam como uma célula galvânica, enquanto estão sendo descarregadas, e como célula eletrolítica, quando estão sendo recarregadas.

Uma pilha é formada pelos elementos níquel e cádmio e seu carregador deve fornecer uma diferença de potencial mínima para promover a recarga. Quanto maior a diferença de potencial gerada pelo carregador, maior será o seu custo. Considere os valores de potencial padrão de redução dessas espécies:



Teoricamente, para que um carregador seja ao mesmo tempo eficiente e tenha o menor preço, a diferença de potencial mínima, em volt, que ele deve superar é de:

- a) 0,086.   b) 0,172.   c) 0,316.  
d) 0,632.   e) 1,264

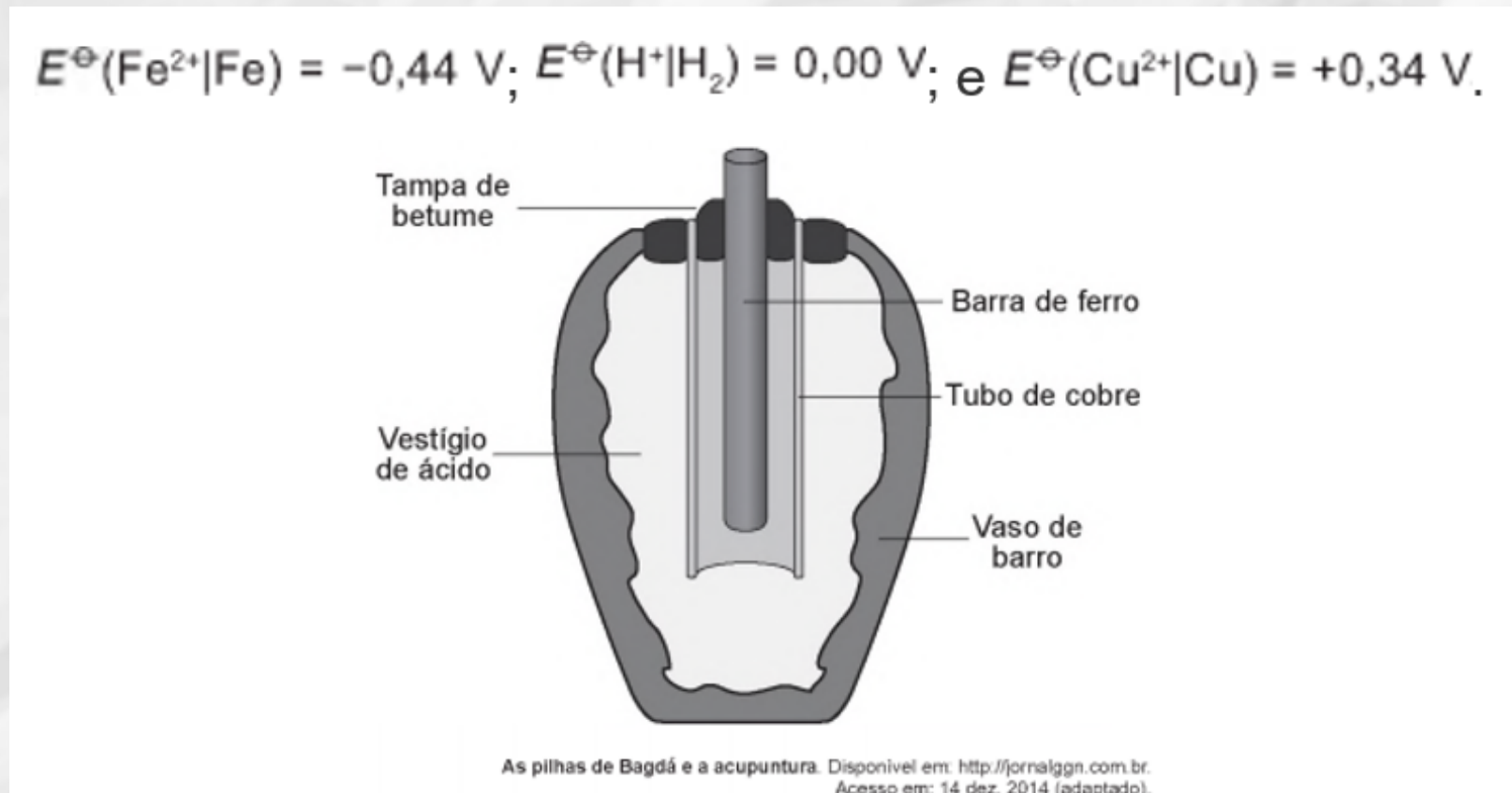
11.2 (ENEM 2019) Para realizar o desentupimento de tubulações de esgotos residenciais, é utilizada uma mistura sólida comercial que contém hidróxido de sódio (NaOH) e outra espécie química pulverizada. Quando é adicionada água a essa mistura, ocorre uma reação que libera gás hidrogênio e energia na forma de calor, aumentando a eficiência do processo de desentupimento. Considere os potenciais padrão de redução ( $E^\circ$ ) da água e de outras espécies em meio básico, expressos no quadro.

| Semirreação de redução   | $E^\circ$ (V) |
|--|---------------|
| $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$            | -0,83         |
| $\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co} + 2\text{OH}^-$          | -0,73         |
| $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu} + 2\text{OH}^-$          | -0,22         |
| $\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + 2\text{OH}^-$ | -0,58         |
| $\text{Al}(\text{OH})_4^- + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al} + 4\text{OH}^-$        | -2,33         |
| $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe} + 2\text{OH}^-$          | -0,88         |

Qual é a outra espécie que está presente na composição da mistura sólida comercial para aumentar sua eficiência?

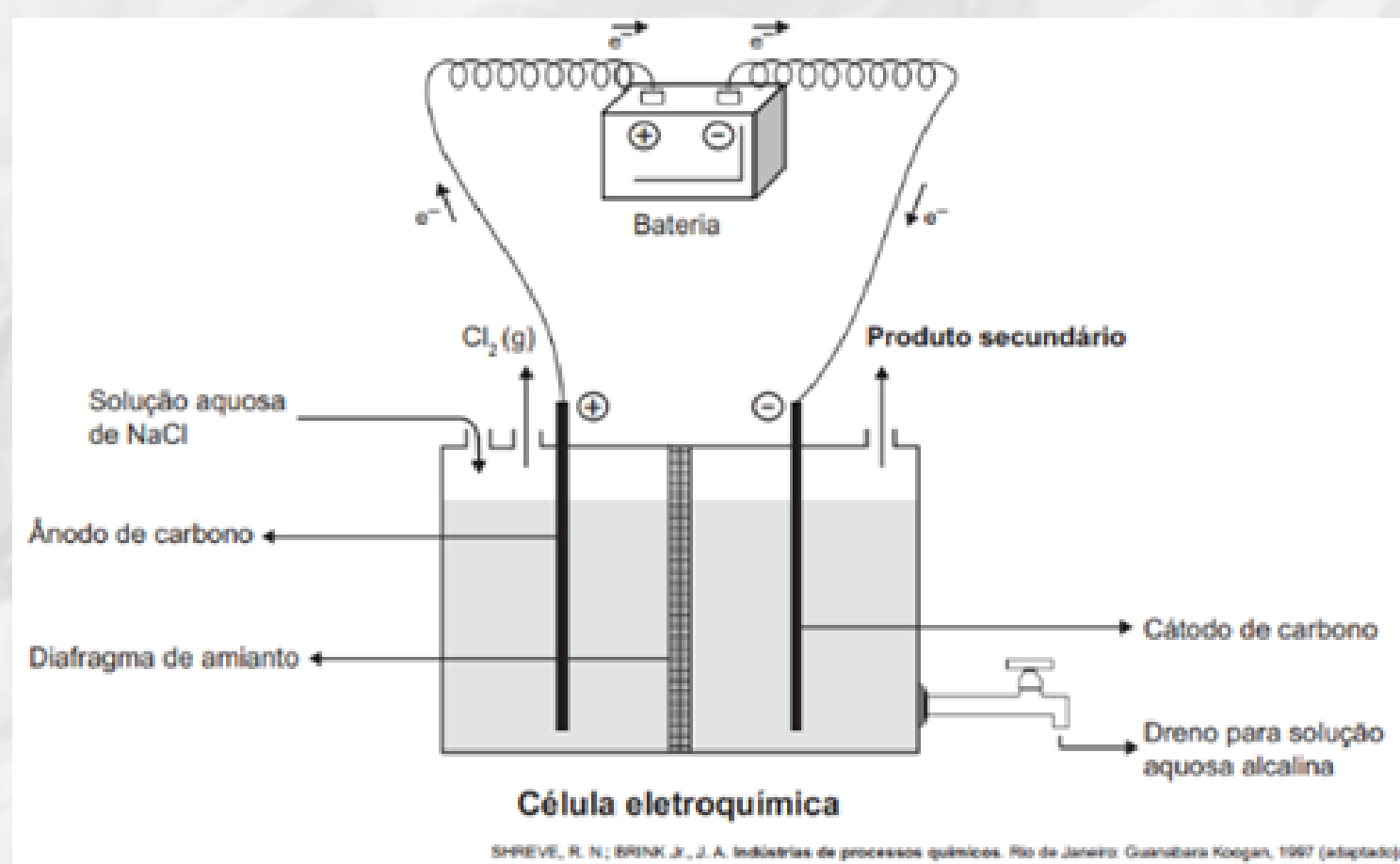
- a) Al   b) Co   c)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$   
d)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$    e) Pb

11.3 (ENEM 2018) Em 1938 o arqueólogo alemão Wilhelm König, diretor do Museu Nacional do Iraque, encontrou um objeto estranho na coleção da instituição, que poderia ter sido usado como uma pilha, similar às utilizadas em nossos dias. A suposta pilha, datada de cerca de 200 a.C., é constituída de um pequeno vaso de barro (argila) no qual foram instalados um tubo de cobre, uma barra de ferro (aparentemente corroída por ácido) e uma tampa de betume (asfalto), conforme ilustrado. Considere os potenciais-padrão de redução:



- Nessa suposta pilha, qual dos componentes atuaria como cátodo?
- a) A tampa de betume. b) O vestígio de ácido. c) A barra de ferro.  
d) O tubo de cobre. e) O vaso de barro.

11.4 (ENEM 2017) A eletrólise é um processo não espontâneo de grande importância para a indústria química. Uma de suas aplicações é a obtenção do gás cloro e do hidróxido de sódio, a partir de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Nesse procedimento, utiliza-se uma célula eletroquímica, como ilustrado.



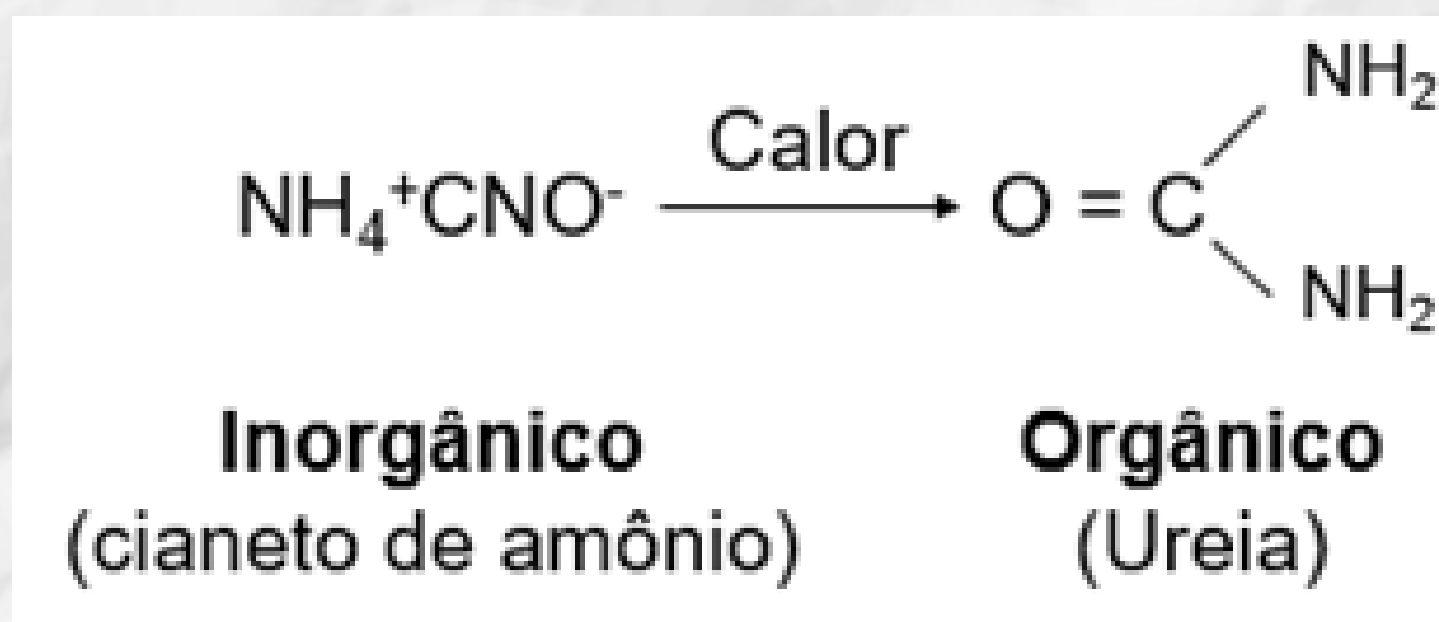
- No processo eletrolítico ilustrado, o produto secundário obtido é o
- a) vapor de água. b) oxigênio molecular. c) hipoclorito de sódio.  
d) hidrogênio molecular. e) cloreto de hidrogênio.

## 12. Química Orgânica

A utilização de compostos orgânicos sempre esteve presente ao longo da história. Com a descoberta do fogo os seres humanos utilizaram compostos orgânicos, tendo em vista que praticamente tudo o que sofre combustão deriva de um composto orgânico. Na antiguidade o álcool etílico era obtido através da reação de fermentação do suco de uva, já o vinagre poderia ser produzido por meio da oxidação do vinho.

O termo Química Orgânica teve sua origem com Torben Olof Bergman, um químico sueco. Torben, afirmava que os compostos orgânicos derivavam de organismos vivos, enquanto que os compostos inorgânicos derivavam de substâncias de origem mineral. Após inúmeras tentativas, em 1828, Friedrich Wohler conseguiu produzir ureia, um composto orgânico, através do cianato de amônio, um composto inorgânico. Esse experimento acabou com a teoria da força vital, formulada por Jons Jacob Berzelius, que falava sobre a impossibilidade de se obter compostos orgânicos por meio de qualquer outra coisa que não fossem organismos vivos.

Reação de obtenção da URÉIA



Depois deste e de outros experimentos, percebeu-se que a definição de Torben para a Química Orgânica estava inadequada. Friedrich August Kekulé propôs uma nova definição:

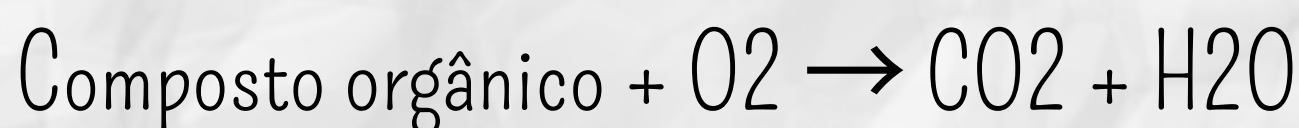
“QUÍMICA ORGÂNICA É O RAMO DA QUÍMICA QUE ESTUDA OS COMPOSTOS DO CARBONO.”

- Características gerais das moléculas orgânicas:

- Os compostos orgânicos apresentam carbono (C), hidrogênio (H), oxigênio (O) e nitrogênio (N) na maioria de suas moléculas, eles são conhecidos como elementos organógenos.

- Por serem formados por Carbono e Hidrogênio, os compostos orgânicos sofrem combustão. A queima completa produz CO<sub>2</sub> (gás carbônico) e H<sub>2</sub>O (água); a queima incompleta produz CO (Monóxido de carbono, altamente tóxico); a queima parcial produz fuligem C (Carbono).

Reação geral da combustão completa de uma substância orgânica



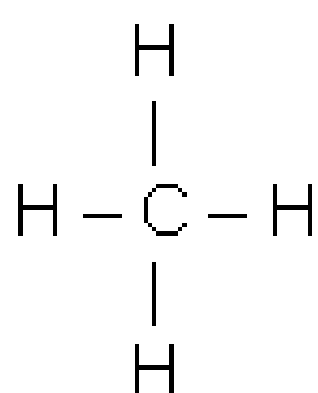
- A maioria dos compostos orgânicos apresentam apenas ligações covalentes, por isso as forças de atração intermoleculares predominantes são as forças dipolo instantâneo – dipolo induzido. Também existem forças de atração dipolo permanentes, como as pontes de hidrogênio.

- Por serem compostos moleculares, os compostos orgânicos geralmente apresentam pontos de fusão e ebulição baixos.

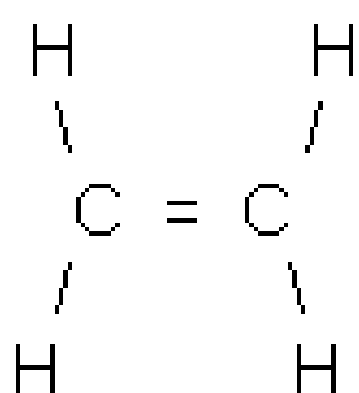
- A maioria das moléculas são apolares, por isso, em geral, são bastante solúveis em solventes apolares e pouco solúveis em solventes polares, como a água.

- Características do átomo de carbono: postulado de Kekulé:

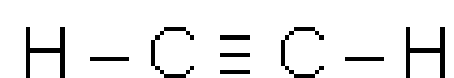
1º postulado: O carbono apresenta quatro valências, ou seja, realiza 4 ligações covalentes.



Metano

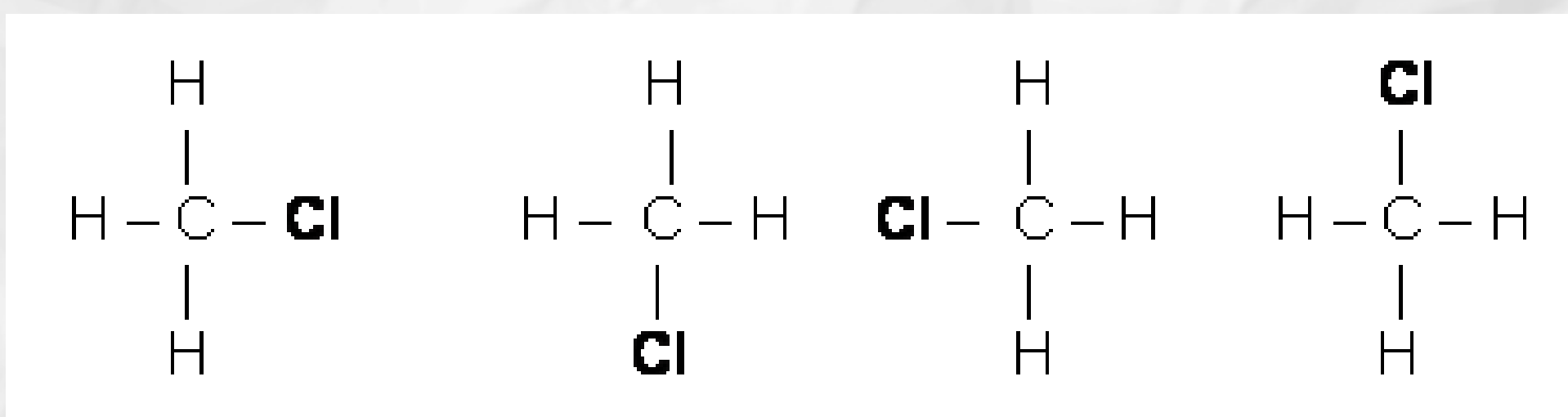


Eteno

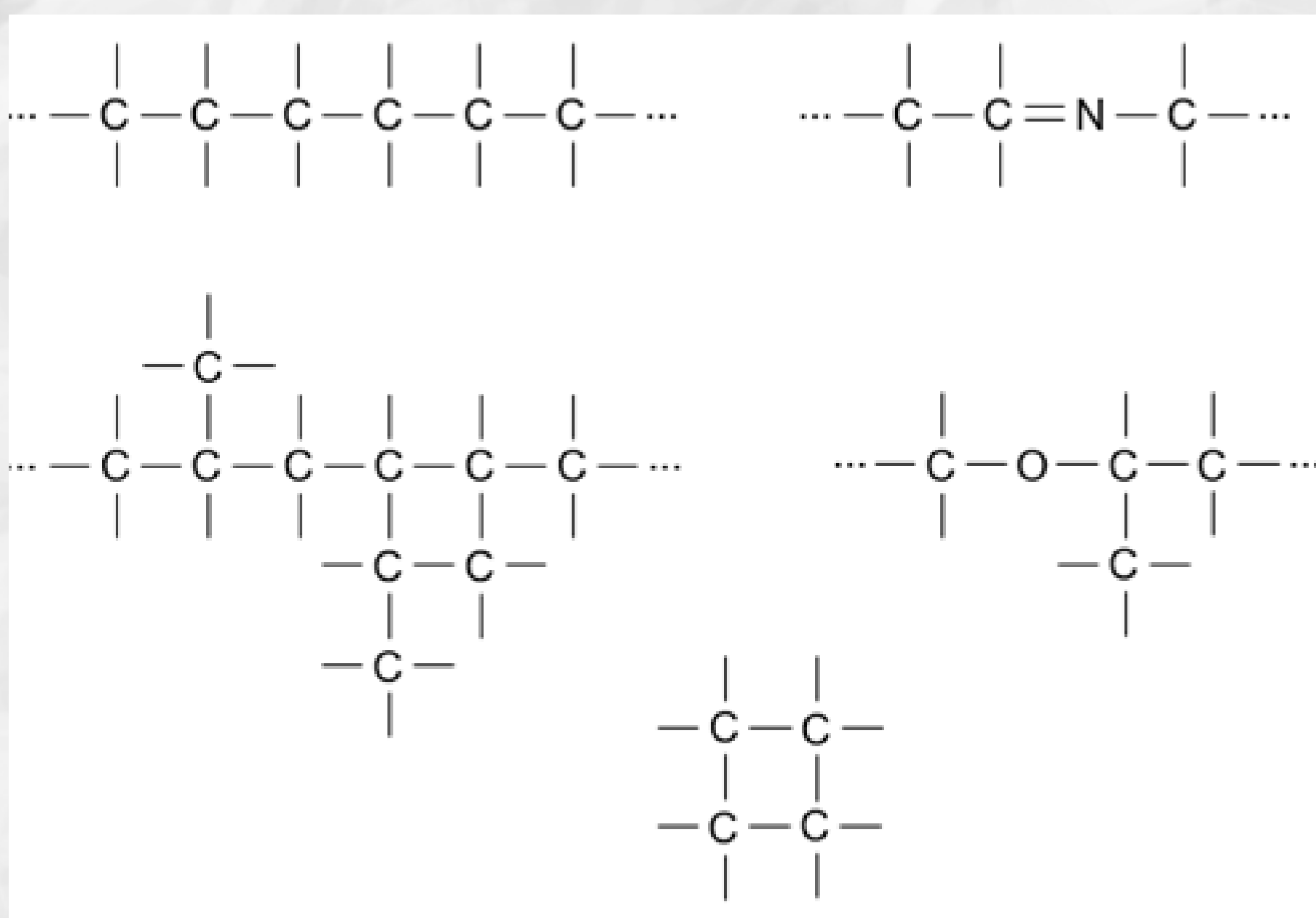


Etino

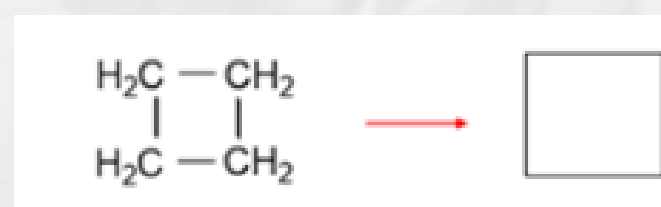
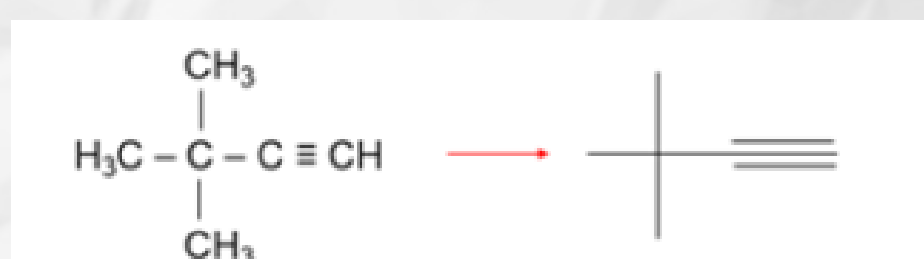
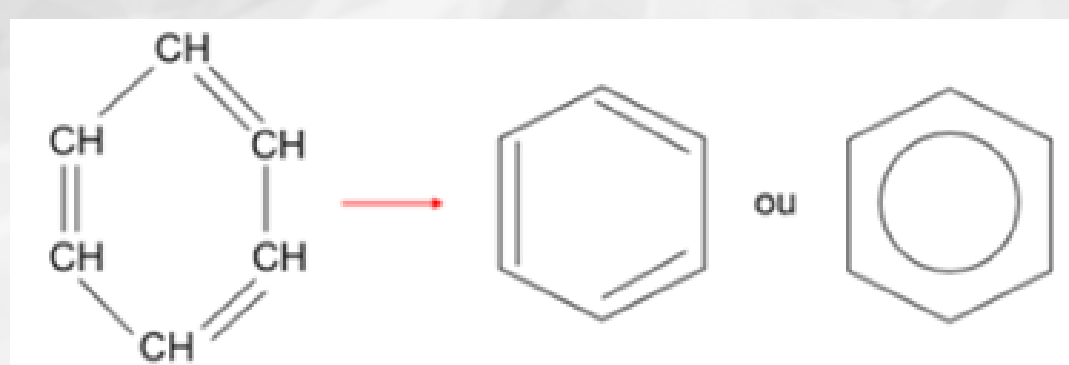
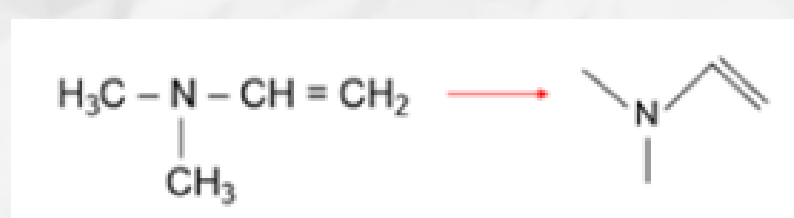
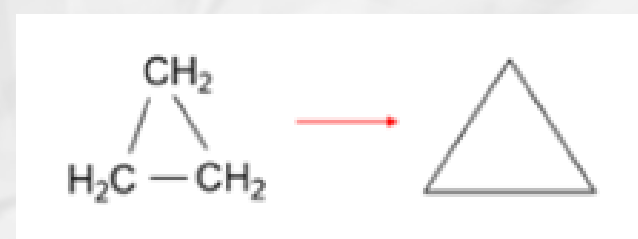
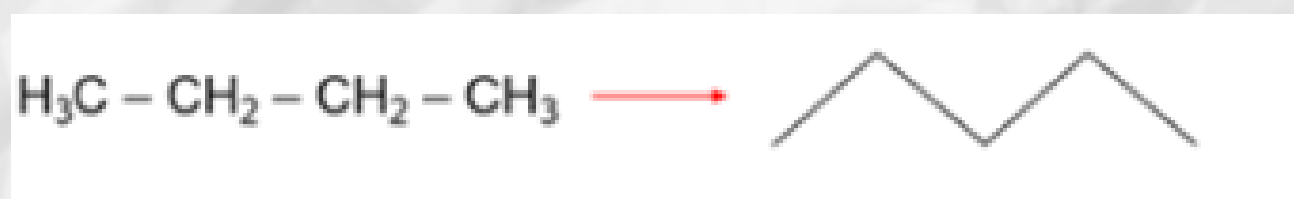
**2º postulado:** As quatro valências do carbono são iguais entre si, ou seja, Não importa em que posição se encontre o átomo ligante ao carbono, o composto orgânico permanecerá sendo o mesmo.



**3º postulado:** Os átomos de carbono possuem grande capacidade de formar ligações entre si, originando cadeias carbônicas.



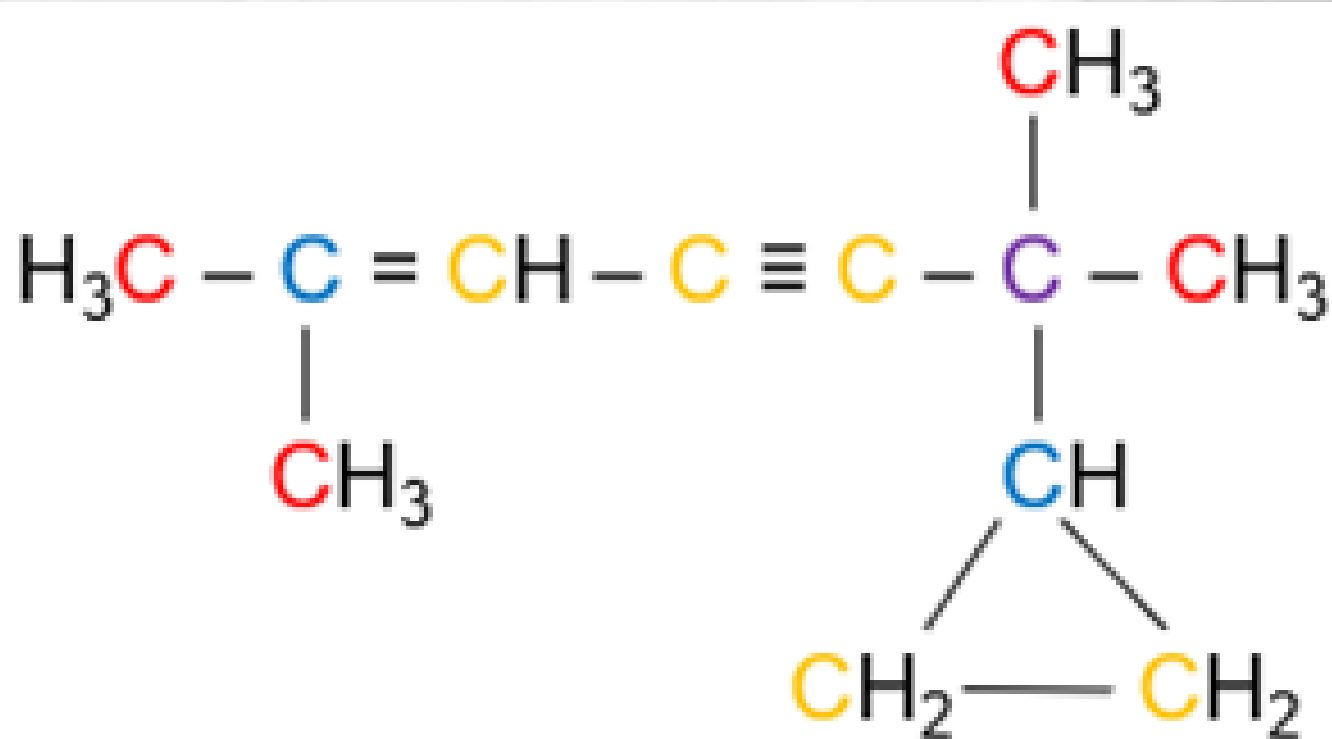
• Representação das cadeias carbônicas:



• Classificação dos Carbonos:

1º De acordo com os átomos ligados a ele.

- Carbono primário – ligado a 1 ou nenhum átomo de carbono.
- Carbono secundário – ligado a 2 átomos de carbono.
- Carbono terciário – ligado a 3 átomos de carbono.
- Carbono quaternário – ligado a 4 átomos de carbono.



Carbono primário

Carbono secundário

Carbono terciário

Carbono quaternário

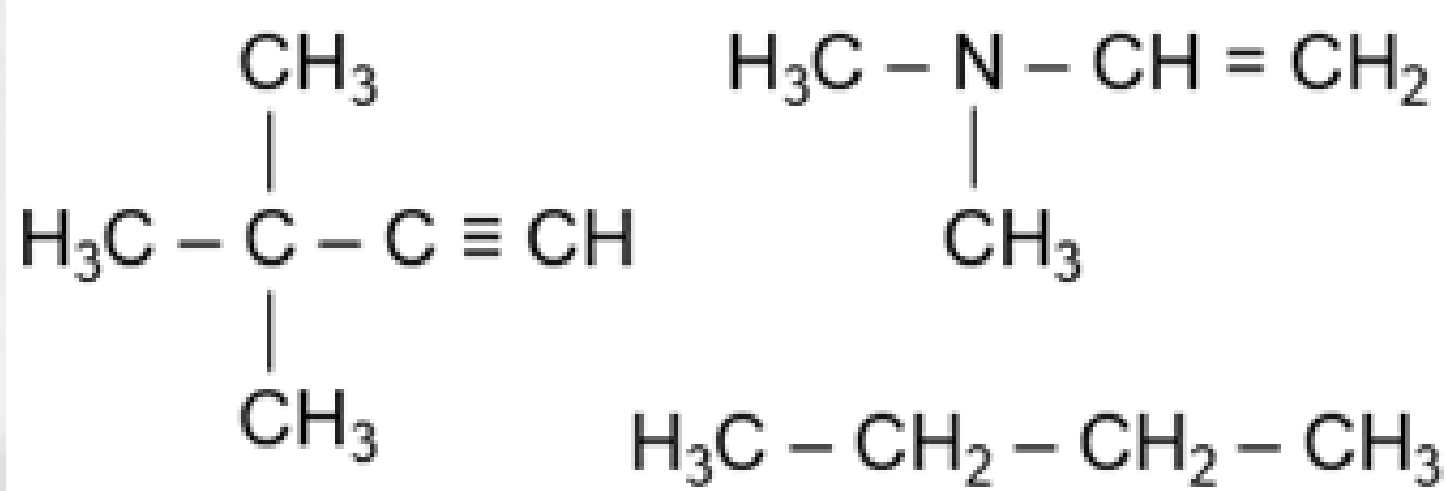
2º De acordo com o tipo de ligação (sigma -  $\sigma$  ou pi -  $\pi$ ) e com o tipo de hibridização.

| Ligação de átomo de C | Ligações estabelecidas  | Hibridização do átomo de C | Exemplo          |
|-----------------------|---|----------------------------|------------------|
| 4 simples             | $  \begin{array}{c}    \sigma \\  \sigma - C - \sigma \\    \sigma \\  4 \sigma  \end{array}  $                         | $sp^3$                     | $CH_4$           |
| 2 simples e 1 dupla   | $  \begin{array}{c}  \pi \\  \sigma \parallel C \sigma \\  \sigma  \end{array}  $<br>$3 \sigma \text{ e } 1 \pi$        | $sp^2$                     | $H_2C = O$       |
| 1 simples e 1 tripla  | $  \begin{array}{c}  \sigma - C \equiv C - \sigma \\  \pi \\  \pi  \end{array}  $<br>$2 \sigma \text{ e } 2 \pi$        | $sp$                       | $H - C \equiv N$ |
| 2 duplas              | $  \begin{array}{c}  \pi \\  \sigma \parallel C \parallel \sigma \\  \pi  \end{array}  $<br>$2 \sigma \text{ e } 2 \pi$ | $sp$                       | $O = C = O$      |

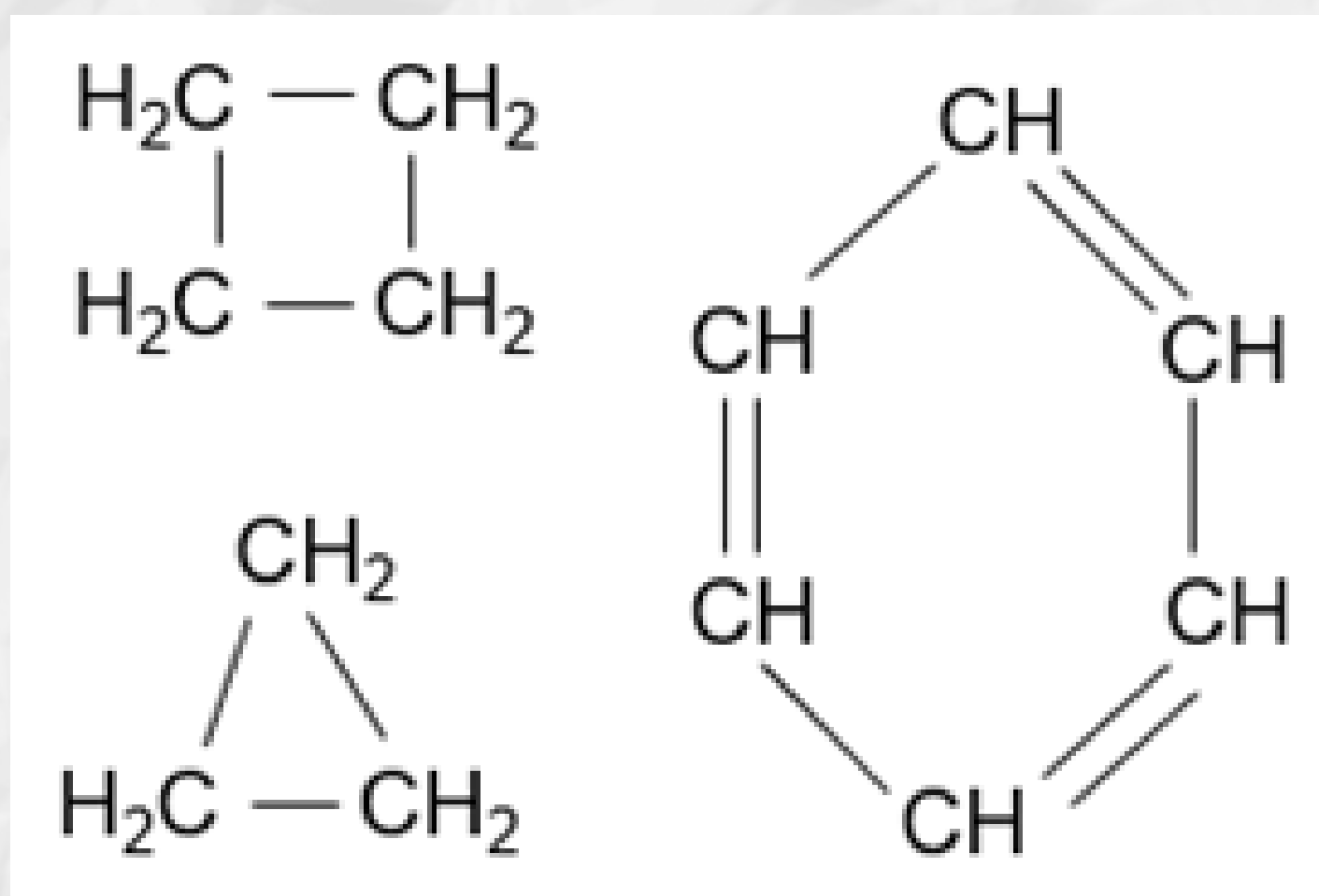
## Classificação das cadeias carbônicas:

### 1º Quanto a estrutura da cadeia:

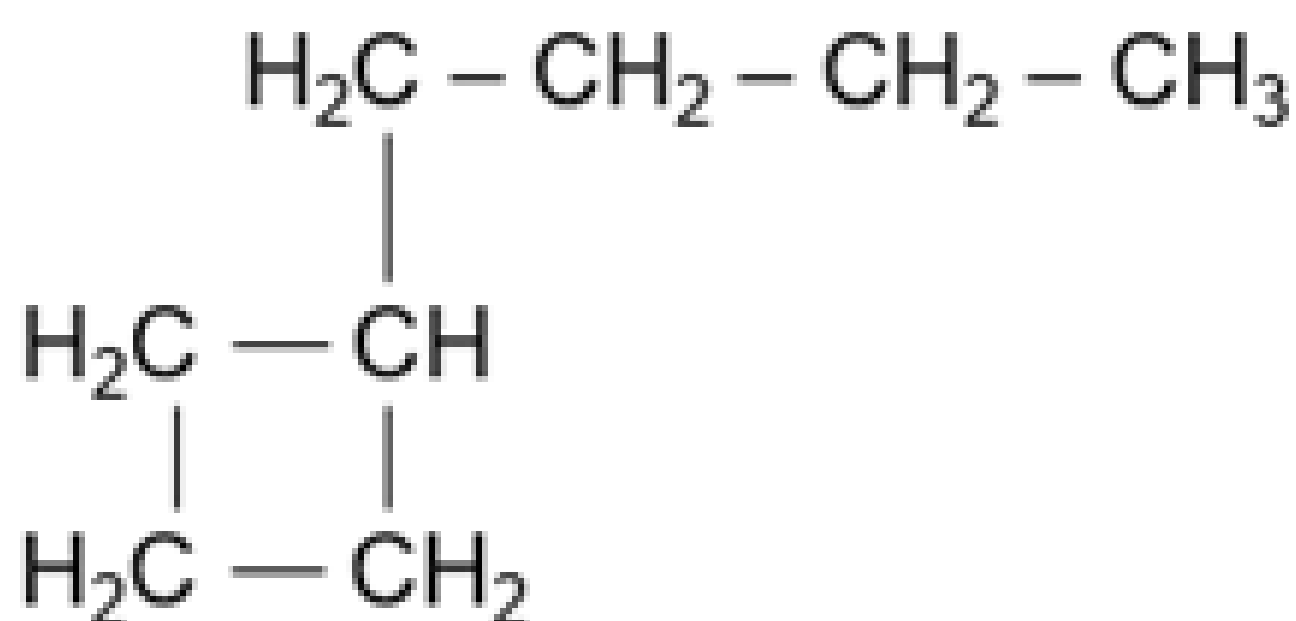
- Cadeia aberta ou acíclica: apresenta duas extremidades sem que haja nenhum ciclo ou anel pelo caminho. Exemplo:



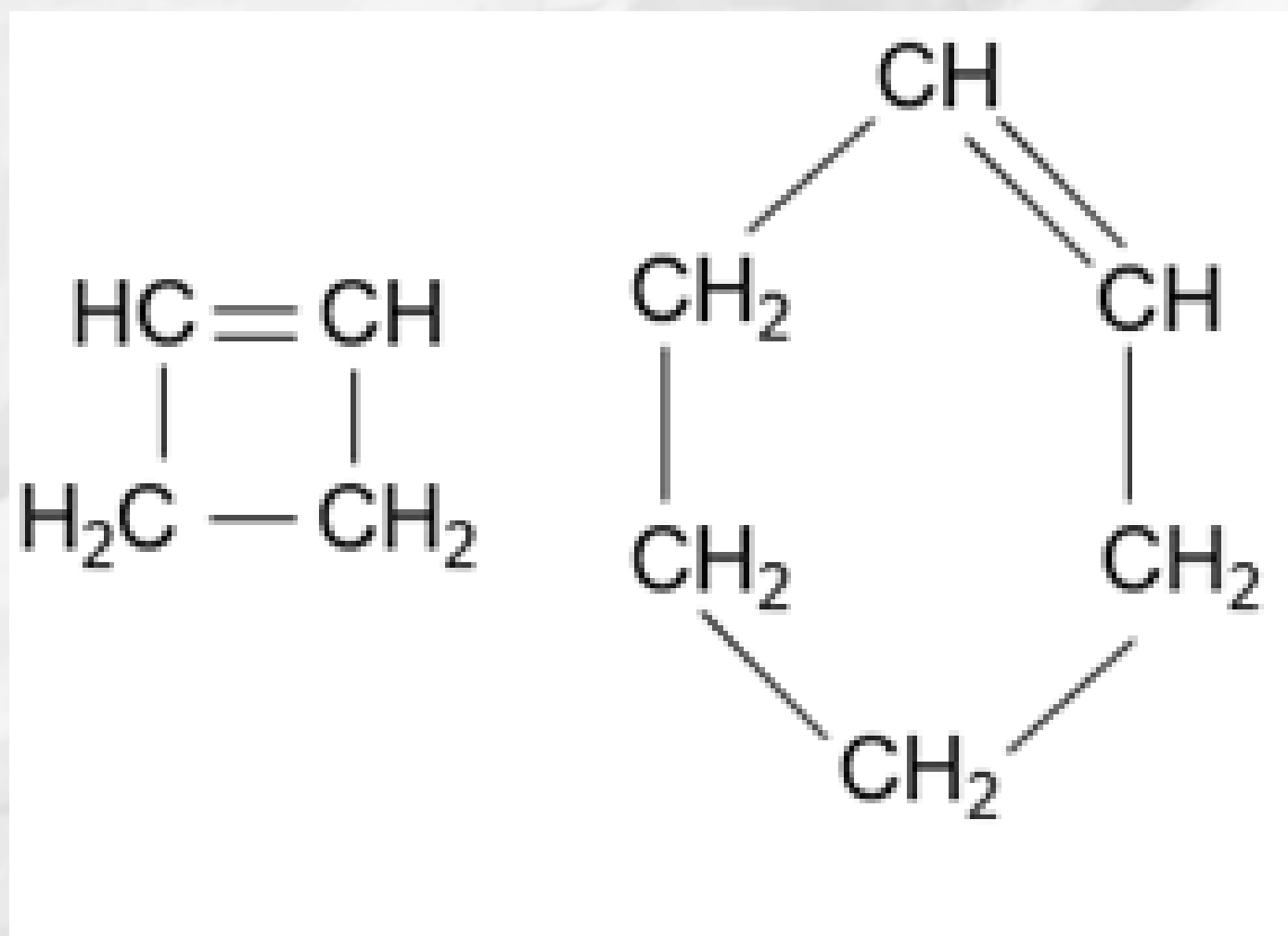
- Cadeia fechada ou cíclica: ocorre fechamento da cadeia na forma de ciclo, núcleo ou anel. Exemplo:



- Cadeia mista: ocorre quando a cadeia carbônica apresenta uma parte cíclica e outra acíclica ao mesmo tempo. Exemplo:

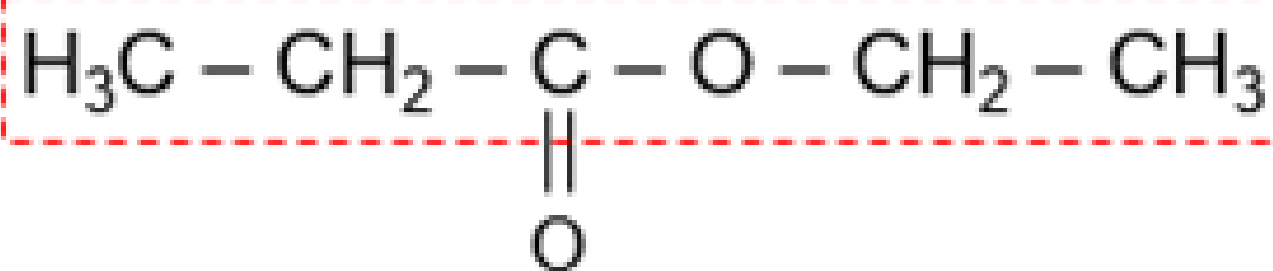


- Cadeia alifática: é, muitas vezes, confundida com cadeia aberta, porém, cadeia alifática quer dizer cadeia não aromática, isto é, pode ser cadeia aberta, fechada ou mista, desde que não contenha aromaticidade.
- Cadeia alicíclica: é aquela que possui anéis saturados ou insaturados, mas não aromáticos. Exemplo:

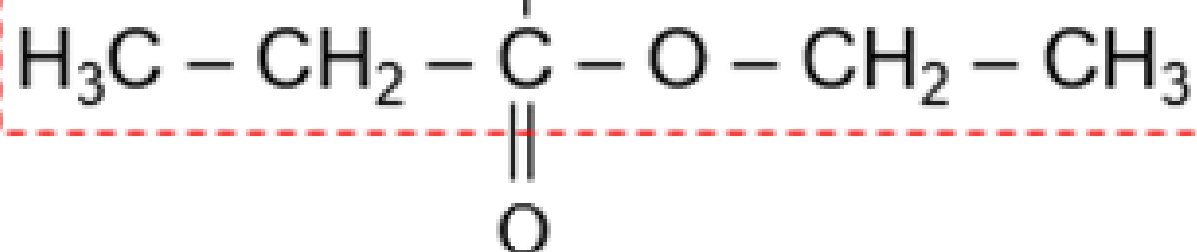


## 2º Quanto à disposição:

- Cadeia linear, normal ou reta: apresenta uma única cadeia principal, com duas extremidades. Os átomos se encontram dispostos em uma única sequência. Exemplo:

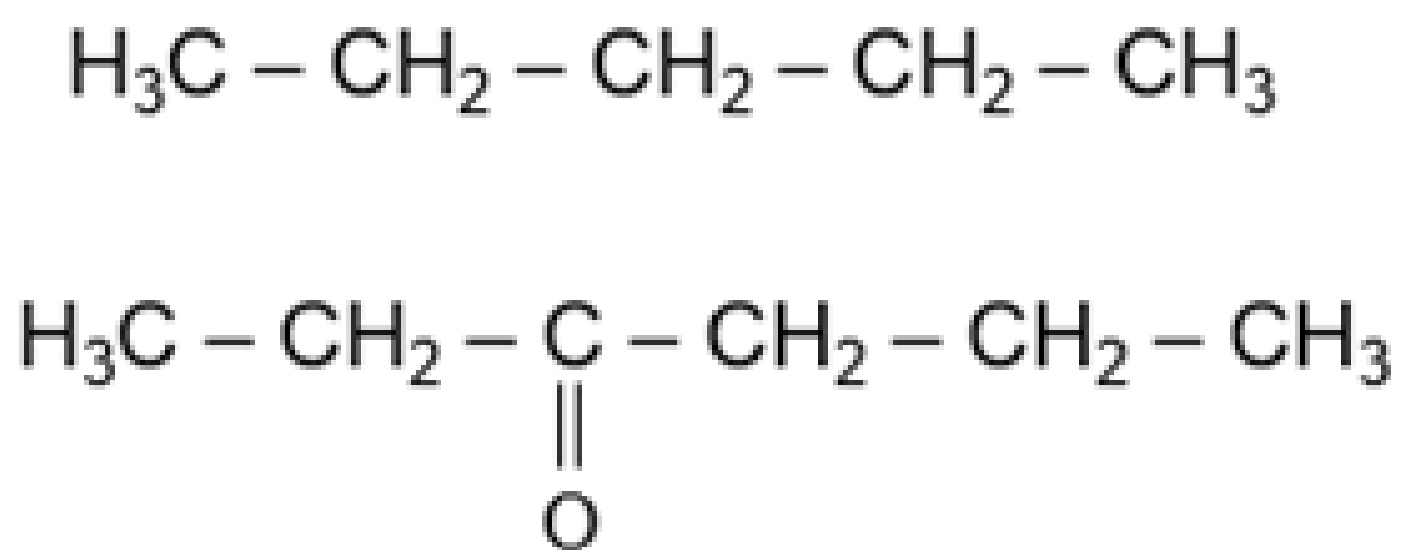


- Cadeia ramificada: A cadeia principal apresenta prolongamentos, que podem ser curtos ou longos. Apresenta no mínimo três extremidades e seus átomos não se encontram dispostos em uma única sequência. Exemplo:

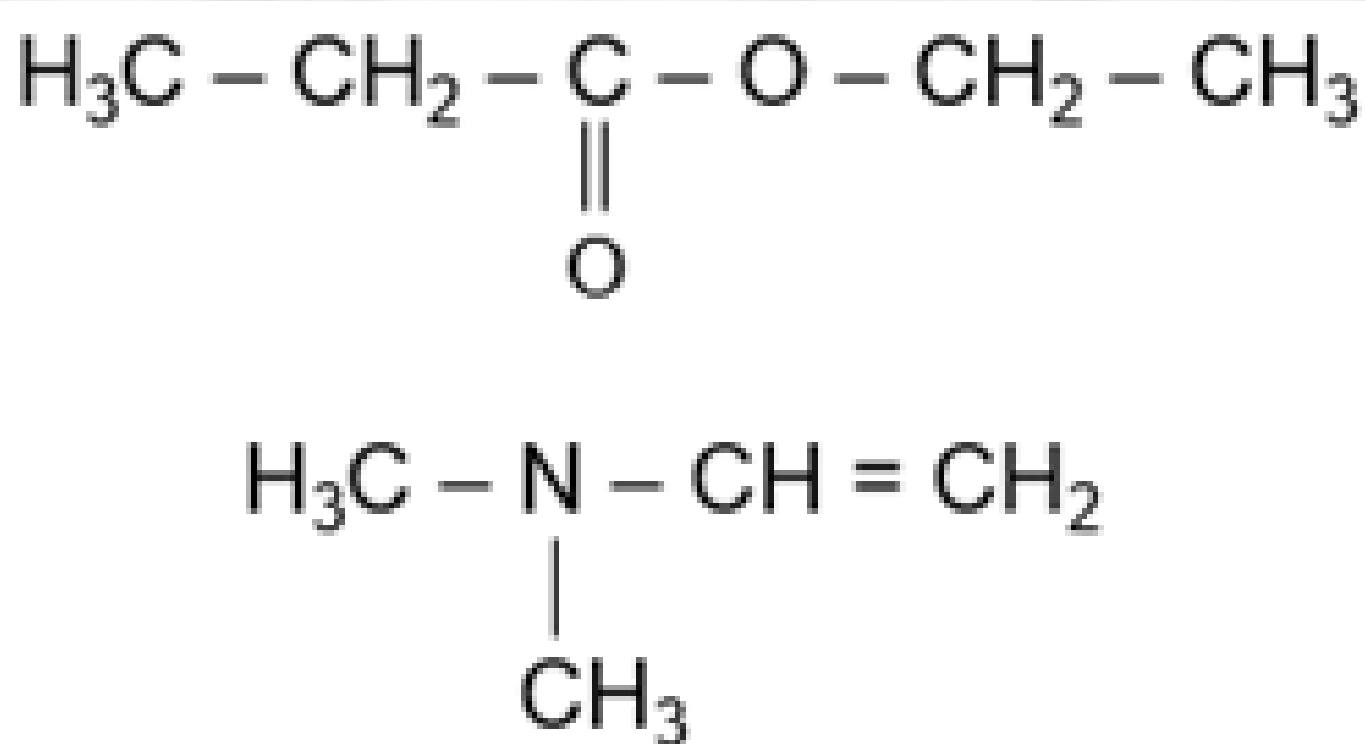


## 2º Quanto à saturação::

- Homogênea: ocorre quando houver somente átomos de carbono e hidrogênio na cadeia principal. Exemplo:

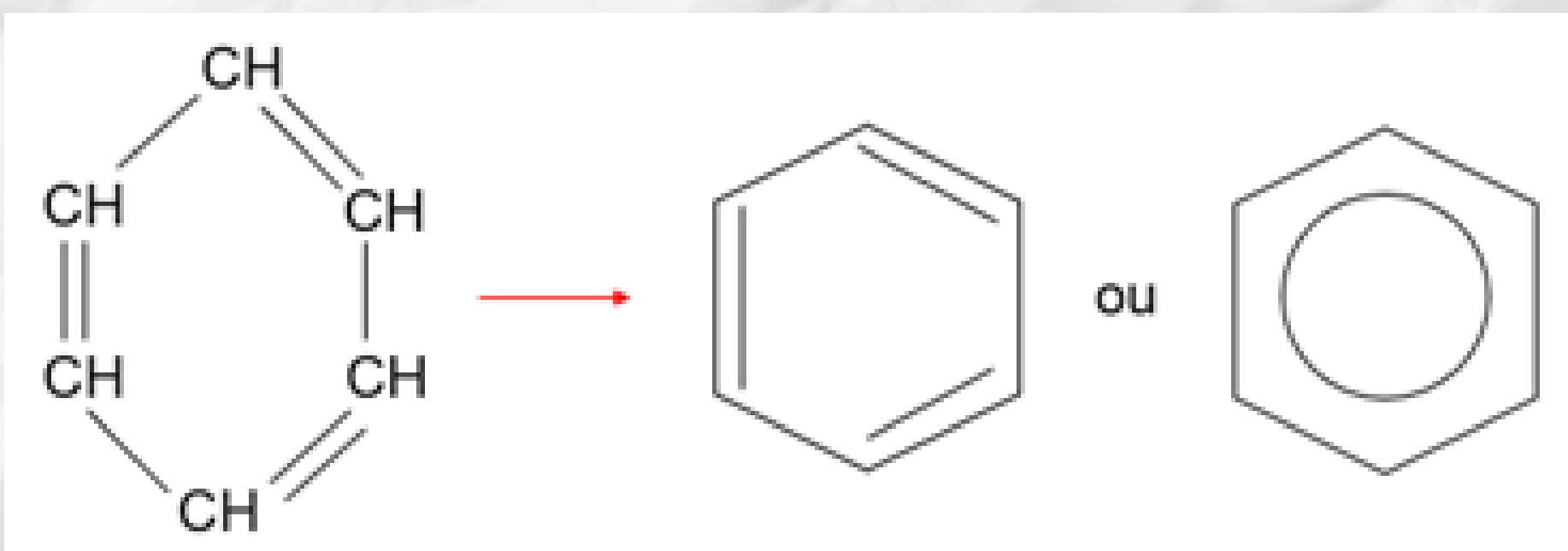


- Heterogênea: ocorre quando houver átomos diferentes de carbono e hidrogênio na cadeia principal. Esses átomos (os mais comuns são O, N, S, P) são chamados de heteroátomos e devem estar entre 2 carbonos da cadeia principal. Exemplo:



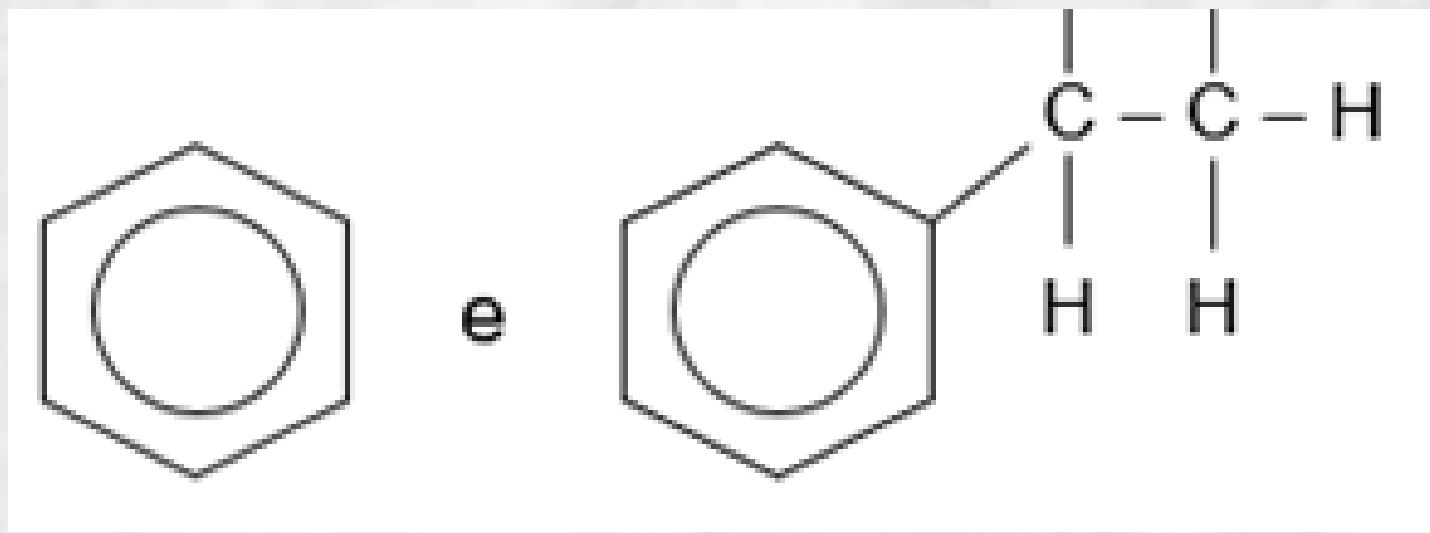
- ## Compostos Aromáticos:

Cadeias aromáticas são aquelas que possuem pelo menos um anel benzênico. O composto mais simples que esse anel apresenta é o benzeno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>).

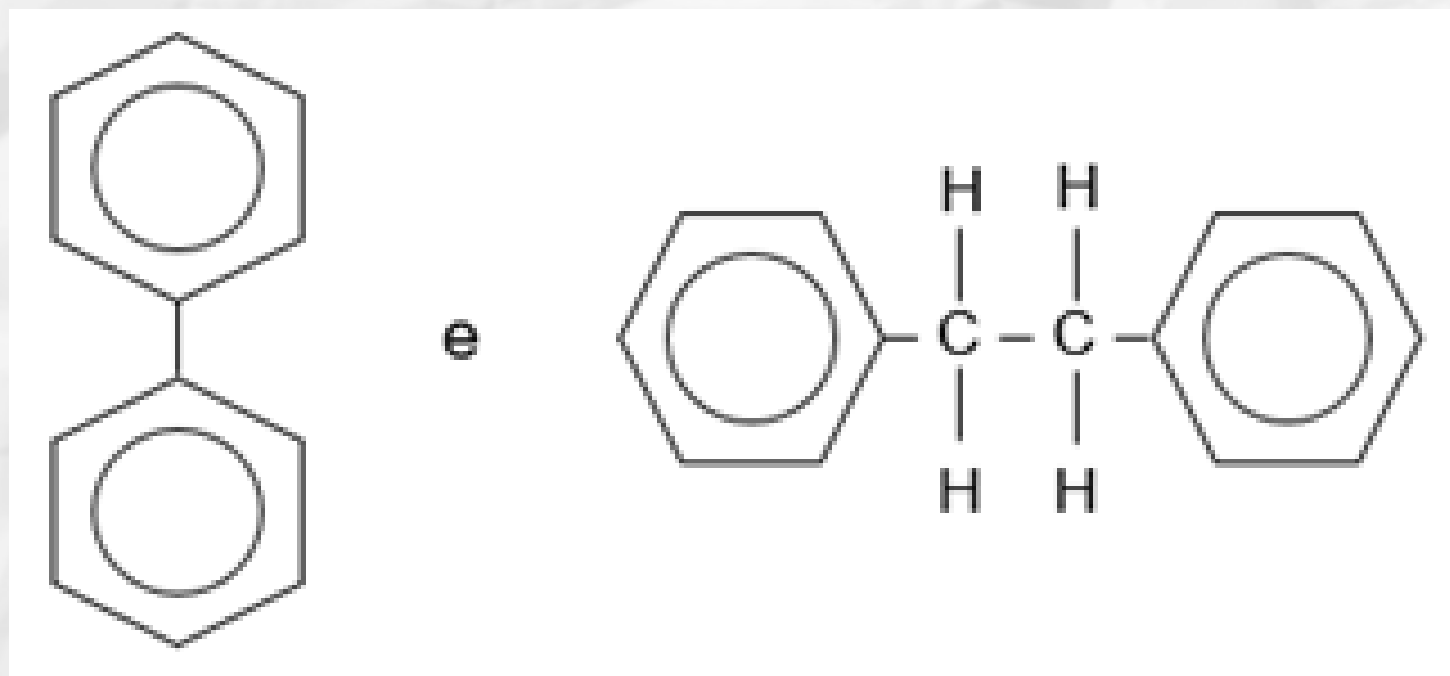


OBS: O círculo dentro do hexágono mostra o fenômeno estrutural que ocorre nesses compostos: a ressonância, que consiste no deslocamento das ligações  $\pi$  ao longo de todo o anel, formando duas nuvens eletrônicas (uma superior, e outra inferior) que recobrem o anel aromático

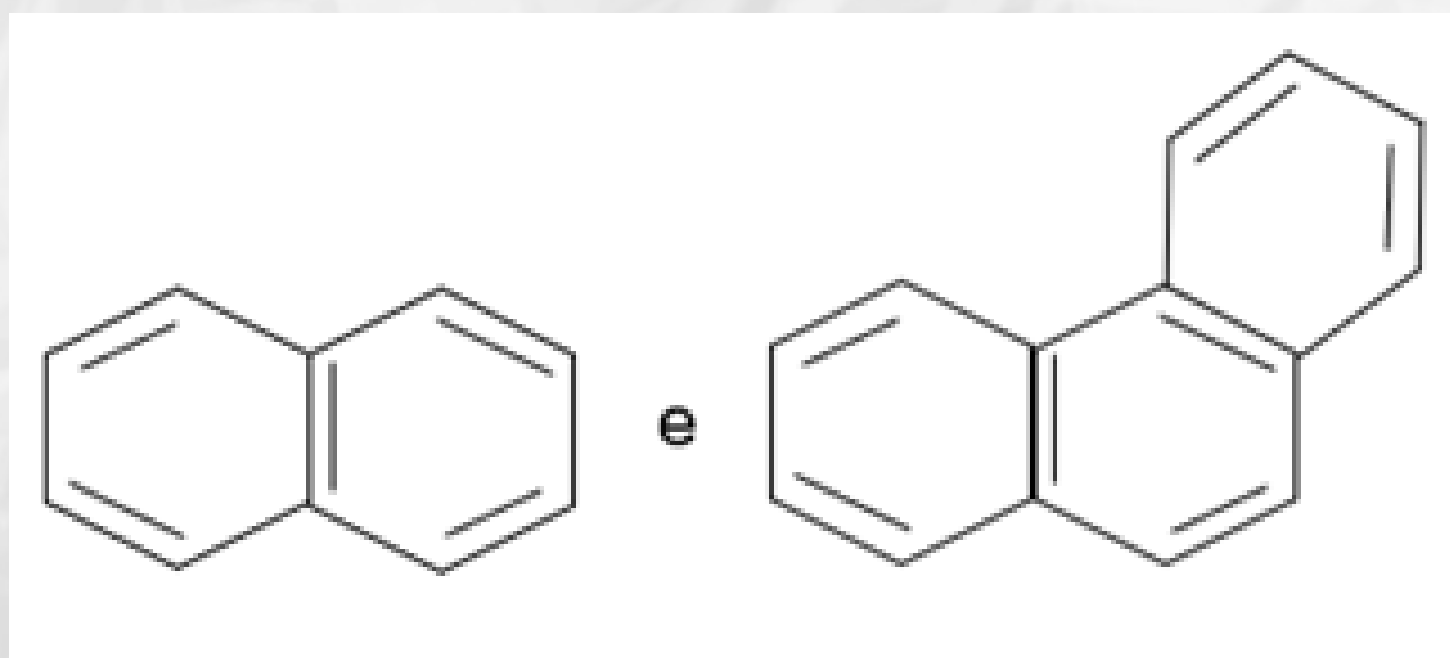
- 1º Compostos aromáticos mononucleares ou mononucleados: são aqueles que contêm um único anel benzênico.



- 2º Compostos Aromáticos polinucleares isolados: Ocorre quando os anéis compartilham átomos de carbono. Exemplo:

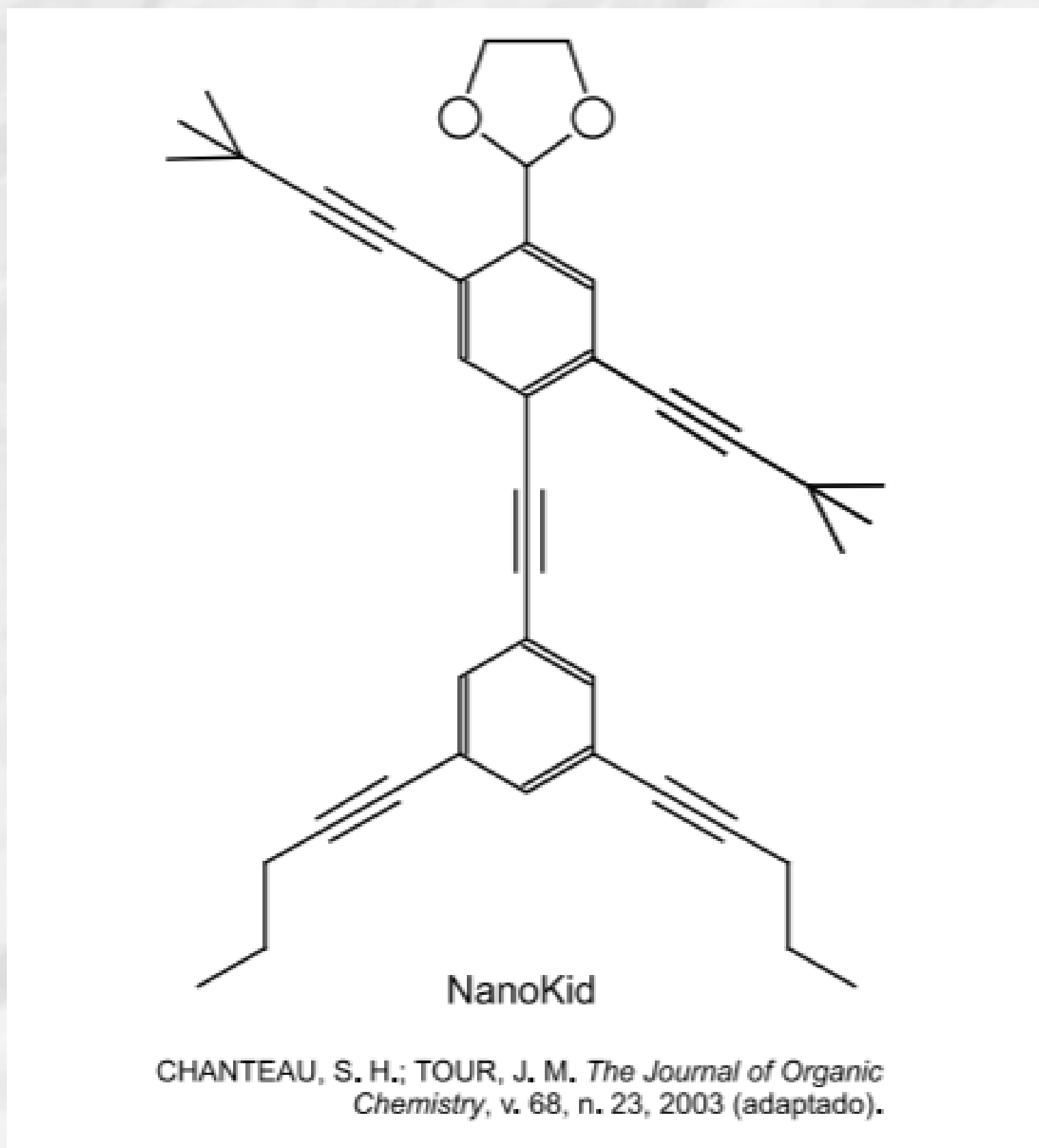


- 3º Compostos Aromáticos Polinucleares condensados: Ocorre quando os anéis compartilham átomos de carbono. Exemplo:



## Questões

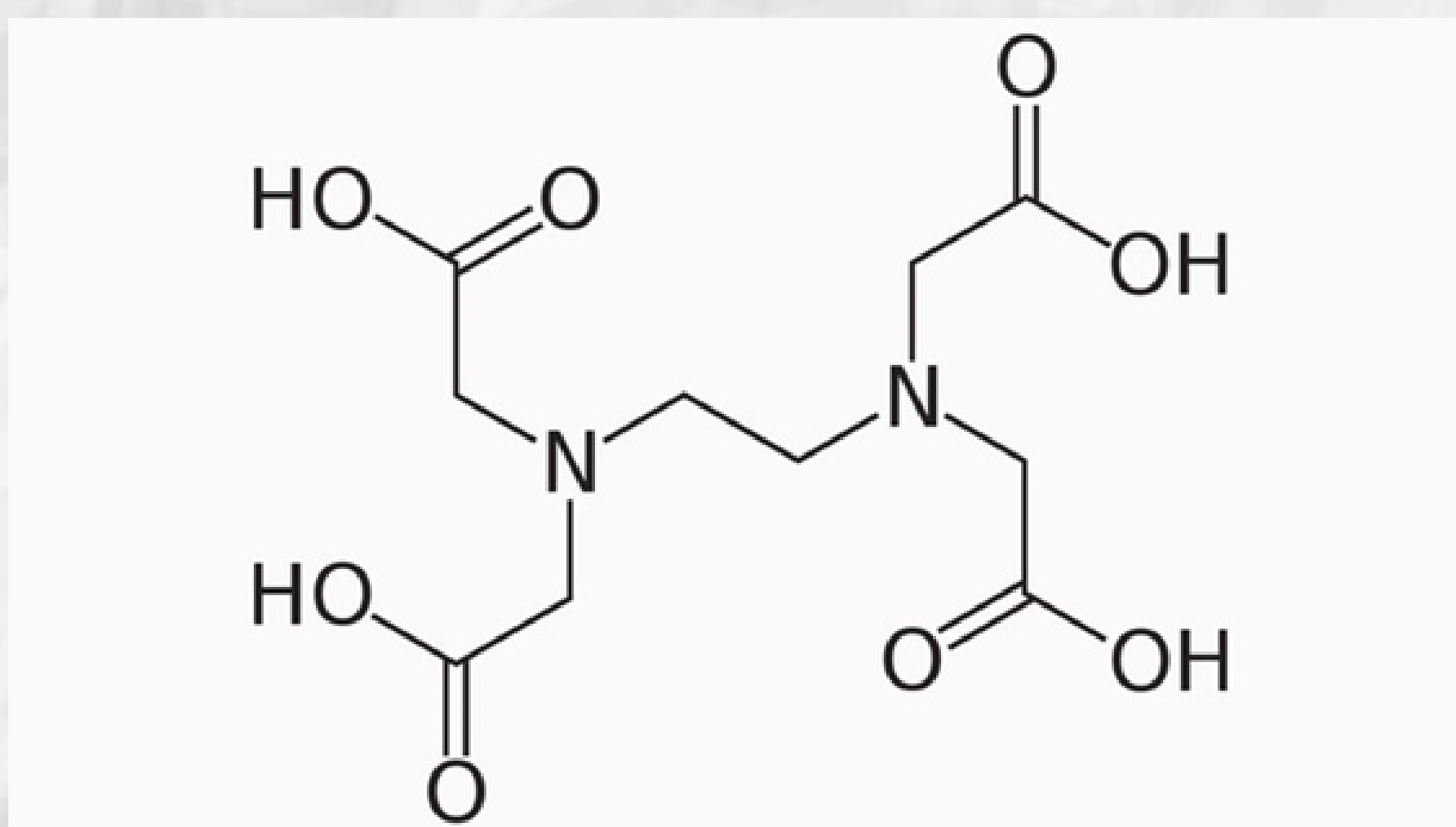
12.1 (ENEM 2013) As moléculas de nanoputians lembram figuras humanas e foram criadas para estimular o interesse de jovens na compreensão da linguagem expressa em fórmulas estruturais, muito usadas em química orgânica. Um exemplo é o NanoKid, representado na figura:



Em que parte do corpo do NanoKid existe carbono quaternário?

- a) Mãos.    b) Cabeça.    c) Tórax.  
d) Abdômen.    e) Pés.

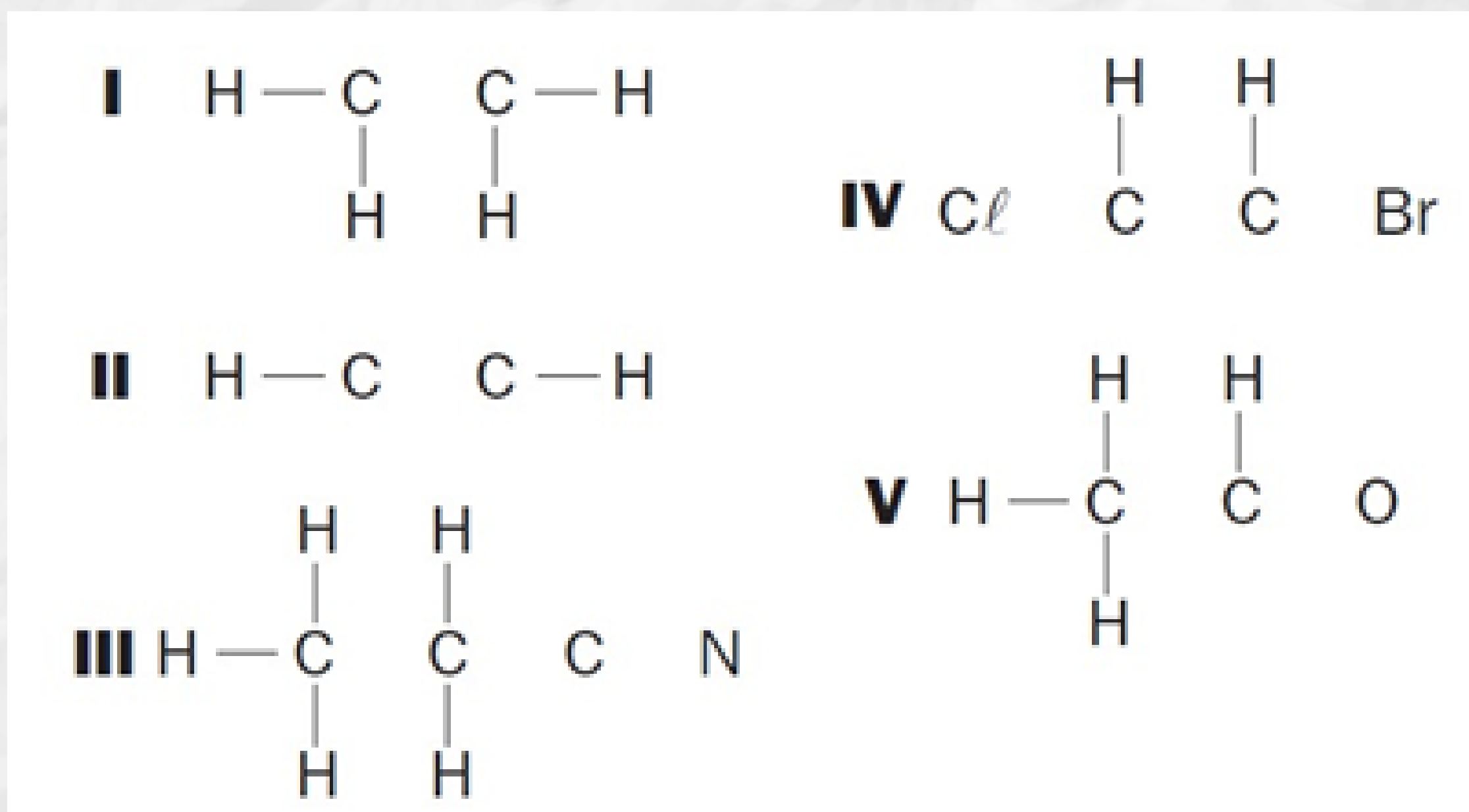
12.2) EDTA, cujo nome completo é ácido etilenodiaminotetraacético, é um composto orgânico com diversas aplicações. Sua capacidade de ligar-se a íons metálicos o faz um agente quelante muito utilizado tanto em laboratório quanto industrialmente.



Sobre o EDTA é correto afirmar que a cadeia carbônica é:

- a) Aberta, homogênea e insaturada.
- b) Fechada, heterogênea e saturada.
- c) Aberta, heterogênea e insaturada.
- d) Fechada, homogênea e saturada.
- e) Aberta, heterogênea e saturada.

12.3 (UFSC) Observe as estruturas orgânicas incompletas e identifique o(s) item(itens) correto(s):



- (01) Na estrutura I falta uma ligação simples entre os átomos de carbono.
- (02) Na estrutura II falta uma ligação tripla entre os átomos de carbono.
- (03) Na estrutura III faltam duas ligações simples entre os átomos de carbono e uma tripla entre os átomos de carbono e nitrogênio.
- (04) Na estrutura IV faltam duas ligações simples entre os átomos de carbono e os halogênios e uma dupla entre os átomos de carbono.
- (05) Na estrutura V falta uma ligação simples entre os átomos de carbono e uma simples entre os átomos de carbono e oxigênio.

# 13. Isomeria

Isomeria química é um fenômeno observado quando duas ou mais substâncias orgânicas têm a mesma fórmula molecular, mas fórmula estrutural e propriedades diferentes.

As substâncias químicas com essas características são denominadas isômeros.

## 13.1 - Tipos de Isomeria:

### Isomeria Plana



Os compostos são identificados através das fórmulas estruturais planas. Divide-se em isomeria de cadeia, de função, de posição, de compensação e de tautomeria.

### Isomeria Espacial



A estrutura molecular dos compostos apresenta diferentes estruturas espaciais. Divide-se em isomeria geométrica e isomeria óptica.

## 13.2 - Isomeria Plana:

É um fenômeno que ocorre entre substâncias que possuem a mesma fórmula molecular, mas apresentam diferenças pontuais em suas fórmulas estruturais.

Conheça os tipos de isomeria plana:

- Isomeria de função:** é o tipo de isomeria plana em que há compostos de mesma fórmula molecular, mas com funções químicas diferentes.

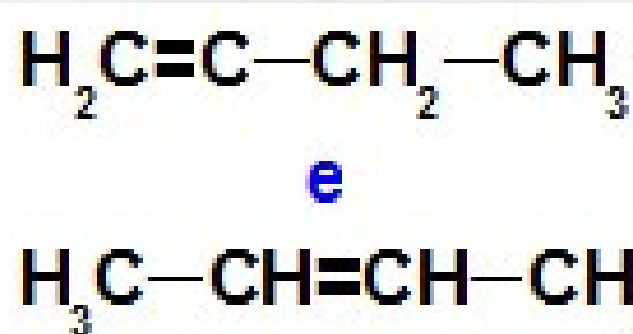
Exemplo:



O etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O), um tipo de álcool, e o éter metílico (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O), um tipo de éter, são isômeros de função porque apresentam funções químicas diferentes (éter e álcool).

- **Isomeria de posição:** tipo de isomeria plana em que temos compostos de mesma fórmula molecular, mesma função química, mesmo tipo de cadeia carbônica, mas pelo menos um item (grupo funcional, insaturação ou ramificação) está em posições diferentes nas suas estruturas.

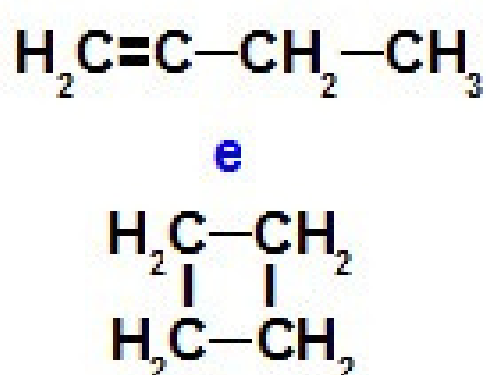
Exemplo:



O but-1-eno (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>) e o but-2-eno (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>), hidrocarbonetos insaturados, são isômeros de posição porque apresentam a ligação dupla em diferentes posições na cadeia (posições 1 e 2).

- **Isomeria de cadeia:** tipo de isomeria plana em que temos compostos de mesma fórmula molecular, mesma função química, mas diferentes tipos de cadeias carbônicas.

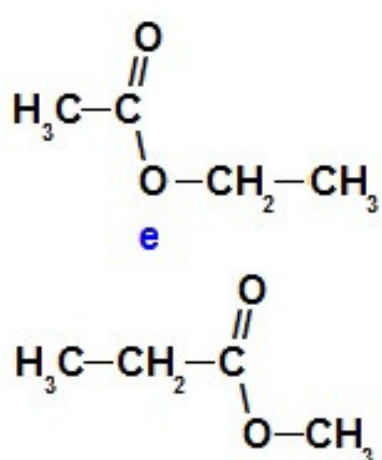
Exemplo:



O but-1-eno (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>) e o ciclobutano (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>), hidrocarbonetos insaturados, são isômeros de cadeia porque apresentam, respectivamente, cadeia aberta e fechada.

- **Isomeria de compensação:** tipo de isomeria plana de posição que envolve compostos de mesma fórmula molecular, com cadeias carbônicas heterogêneas e funções químicas diferentes.

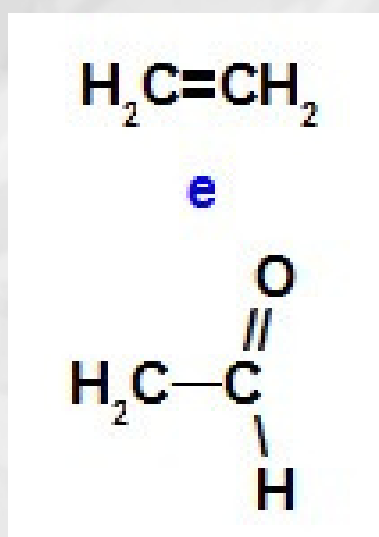
Exemplo:



O etanoato de etila (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>) e o propanoato de metila (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>), ésteres insaturados, são isômeros de metameria porque apresentam cadeia carbônica heterogênea.

- **Tautomeria:** tipo de isomeria plana de função na qual os compostos envolvidos apresentam a mesma fórmula molecular e são necessariamente um enol e um aldeído ou um enol e uma cetona. Isso ocorre porque os enóis são compostos extremamente instáveis e, quando sofrem decomposição, transformam-se em um aldeído ou em uma cetona.

Exemplo:



O etenol é um enol, logo, é um composto instável que, ao se decompor, forma o aldeído etanal em um processo de decomposição reversível.

## 13.3 - Isomeria Espacial:

A isomeria espacial ou estéreo isomeria acontece quando dois compostos apresentam a mesma fórmula molecular e a mesma estrutura plana, mas diferem quanto a sua estrutura espacial. Os compostos que apresentam esse tipo de isomeria são chamados estéreo isômeros. Existem dois tipos de isomeria espacial: a geométrica (também conhecida como cis e trans) e a óptica.

Conheça os tipos de isomeria espacial:

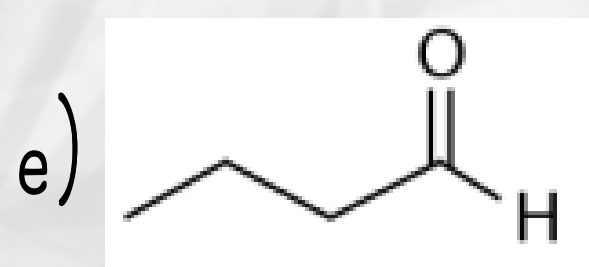
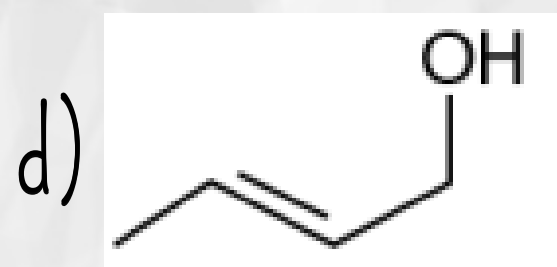
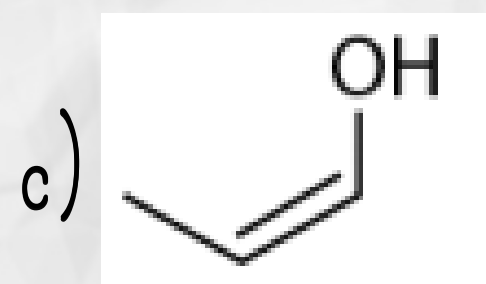
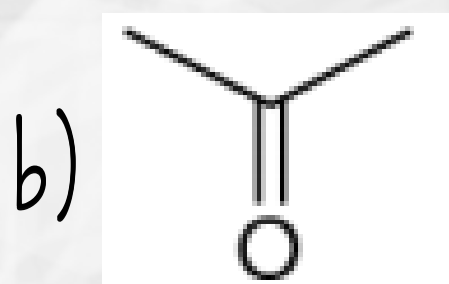
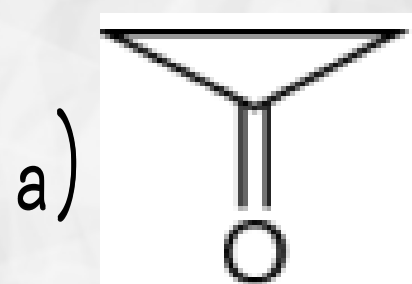
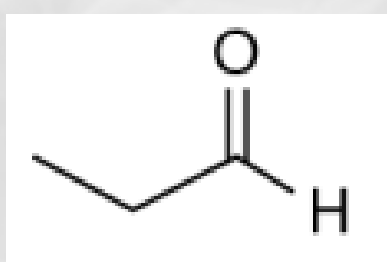
- **Isomeria óptica:** demonstrada pelos compostos que são opticamente ativos. Ela acontece quando uma substância é provocada pelo desvio angular no plano de luz polarizada. Quando uma substância desvia a luz óptica para a direita é denominada dextrogira e quando uma substância desvia a luz óptica para a esquerda, a substância é denominada levogira. Uma substância pode existir, ainda, em duas formas que são opticamente ativas, dextrogira e levogira. Nesse caso, ela é chamada de enantiômero. Para que um composto de carbono seja opticamente ativo, deve ser quiral. Isso quer dizer que os seus ligantes não podem se sobrepor, sendo assimétricos.



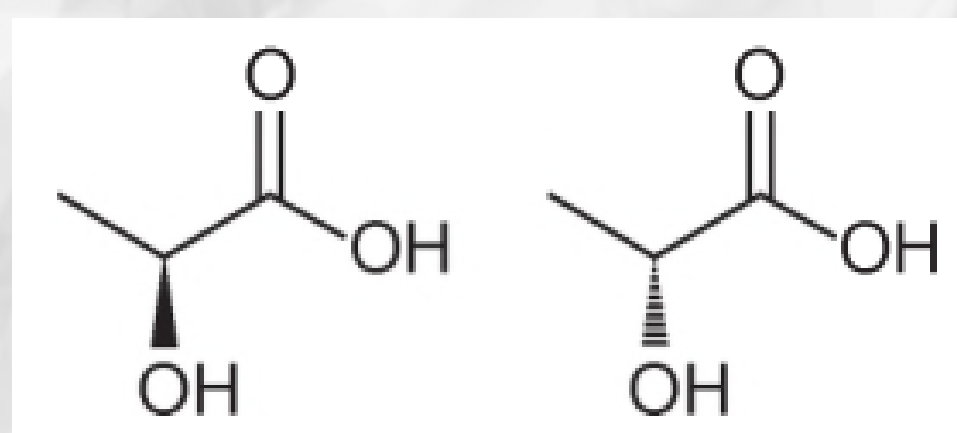
Por sua vez, se um composto apresenta as formas dextrogira e levogira em partes iguais, elas recebem o nome de misturas racêmicas. A atividade óptica das misturas racêmicas é inativa.

# Questões

13.1 (ENEM - 2020) Os feromônios de insetos são substâncias responsáveis pela comunicação química entre esses indivíduos. A extração de feromônios para uso agrônômico no lugar de pesticidas convencionais geralmente é inviável, pois são encontrados em baixa concentração nas glândulas de armazenamento. Uma das formas de solucionar essa limitação é a síntese em laboratório dos próprios feromônios ou de isômeros que apresentem a mesma atividade. Suponha que o composto apresentado seja um feromônio natural e que seu tautômero seja um potencial substituto.

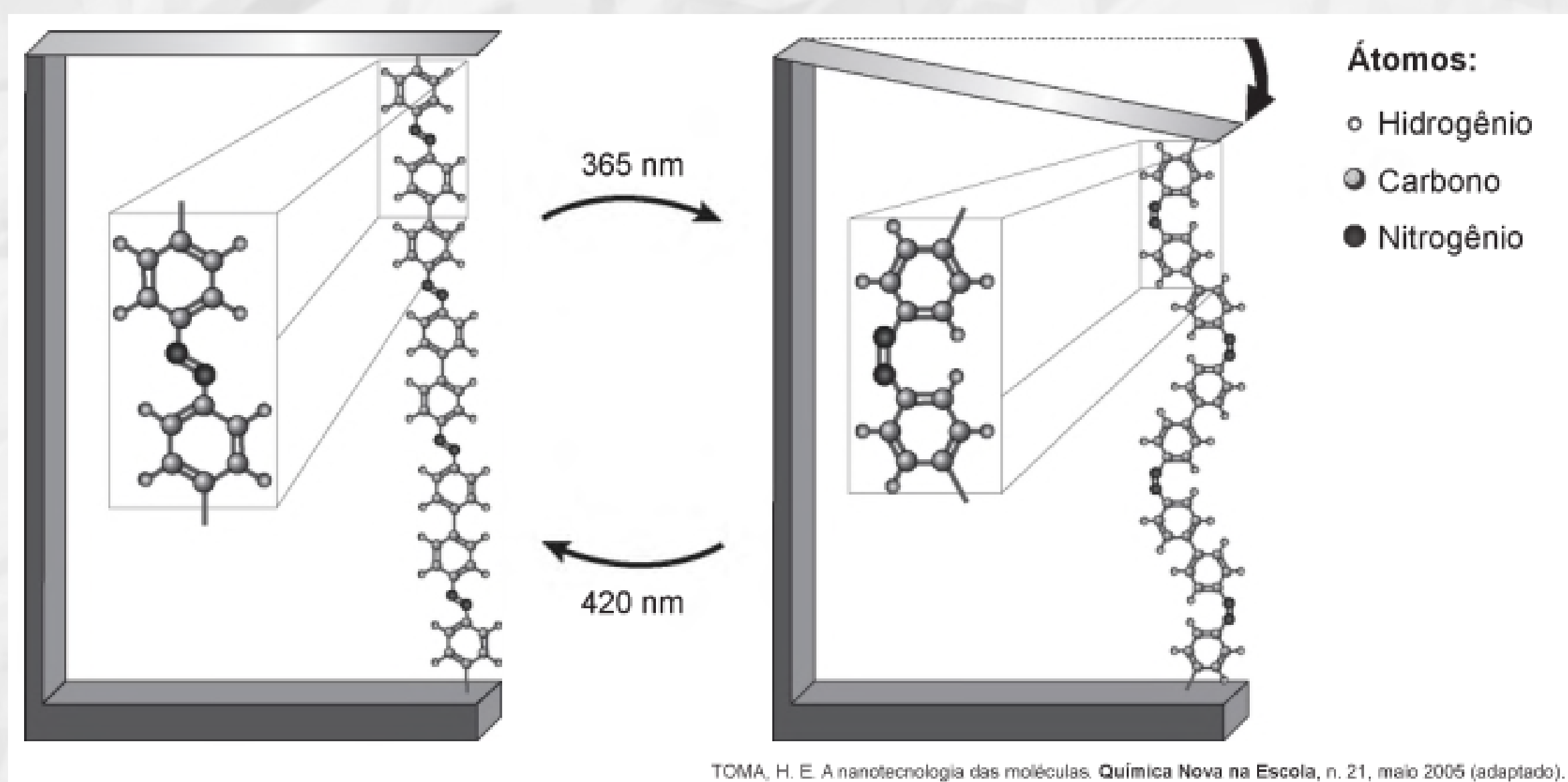


13.2 (ENEM - 2018) Várias características e propriedades de moléculas orgânicas podem ser inferidas analisando sua fórmula estrutural. Na natureza, alguns compostos apresentam a mesma fórmula molecular e diferentes fórmulas estruturais. São os chamados isômeros, como ilustrado nas estruturas.



Entre as moléculas apresentadas, observa-se a ocorrência de isomeria:  
a) ótica. b) de função. c) de cadeia. d) geométrica. e) de compensação.

13.3 (ENEM - 2018) Pesquisas demonstram que nanodispositivos baseados em movimentos de dimensões atômicas, induzidos por luz, poderão ter aplicações em tecnologias futuras, substituindo micromotores, sem a necessidade de componentes mecânicos. Exemplo de movimento molecular induzido pela luz pode ser observado pela flexão de uma lâmina delgada de silício, ligado a um polímero de azobenzeno e a um material suporte, em dois comprimentos de onda, conforme ilustrado na figura. Com a aplicação de luz ocorrem reações reversíveis da cadeia do polímero, que promovem o movimento observado.



O fenômeno de movimento molecular, promovido pela incidência de luz, decorre do(a):

- Movimento vibracional dos átomos, que leva ao encurtamento e à relaxação das ligações.
- Isomerização das ligações N=N, sendo a forma cis do polímero mais compacta que a trans.
- Tautomerização das unidades monoméricas do polímero, que leva a um composto mais compacto.
- Ressonância entre os elétrons  $\pi$  do grupo azo e os do anel aromático que encurta as ligações duplas.
- Variação conformacional das ligações N=N, que resulta em estruturas com diferentes áreas de superfície.

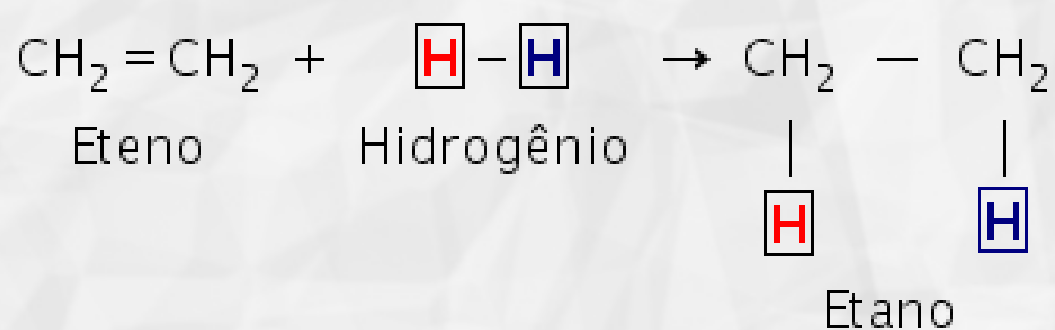
# 14. Reações Orgânicas

Reações orgânicas são as reações que acontecem entre compostos orgânicos. Há vários tipos de reações, que ocorrem mediante a quebra de moléculas dando origem a novas ligações. Muito utilizadas na indústria, é a partir delas que podem ser produzidos medicamentos e produtos de cosmética, plásticos, dentre tantas outras coisas.

## 14.1 - Tipos de Reações Orgânicas:

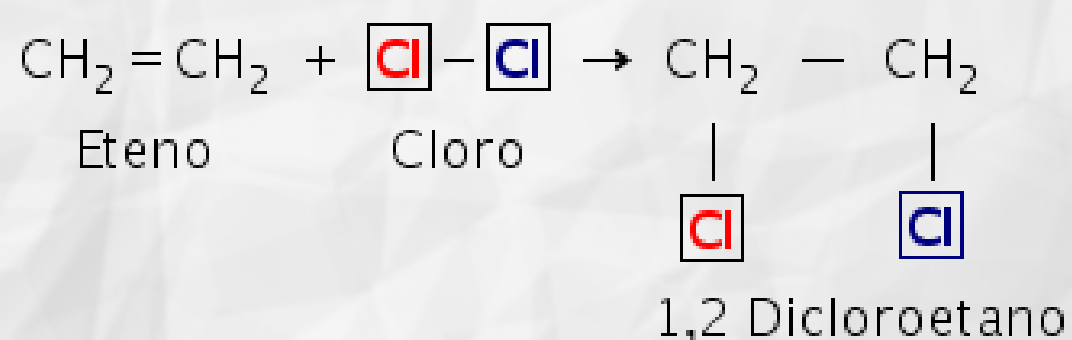
- Reação de Adição:** acontece quando as ligações da molécula orgânica se rompem e à ela é adicionado um reagente. Acontece principalmente em compostos cujas cadeias sejam abertas e que tenham insaturações, como alcenos e alcinos.

Exemplo 1: hidrogenação (adição de hidrogênio).



A hidrogenação de um alceno produz um alcano.

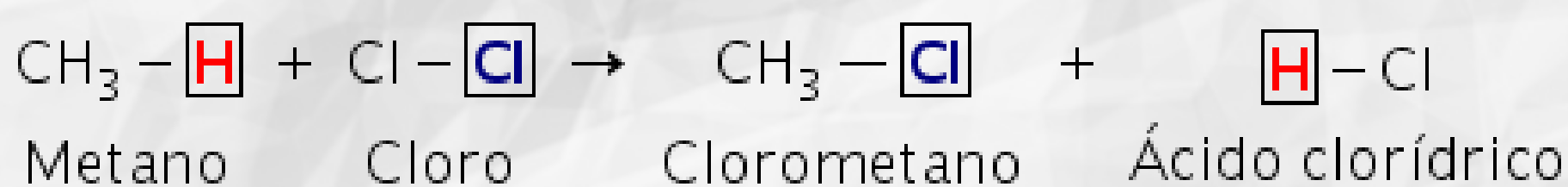
Exemplo 2: halogenação (adição de halogênios).



A halogenação de um alceno produz um haleto.

- Reação de Substituição:** acontece quando há átomos (ou um grupo) ligantes que são substituídos por outros. Acontece principalmente entre alcanos, ciclanos e aromáticos.

Exemplo 1: halogenação (substituição por halogênio).



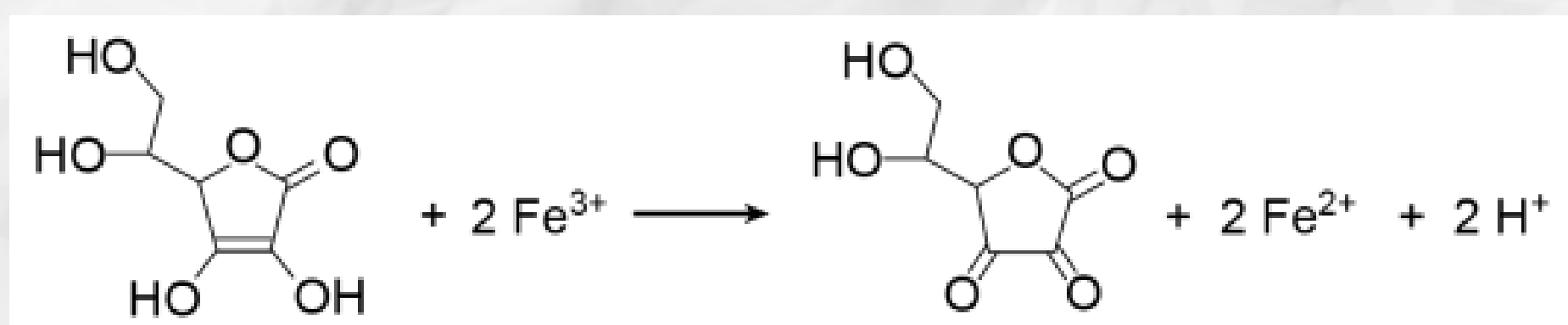
A halogenação de um alcano produz um haleto.



Qual tipo de reação química a indústria alimentícia deve evitar para minimizar a obtenção desses subprodutos?

- a) Adição. b) Ácido-base. c) Substituição. d) Oxirredução.  
e) Isomerização.

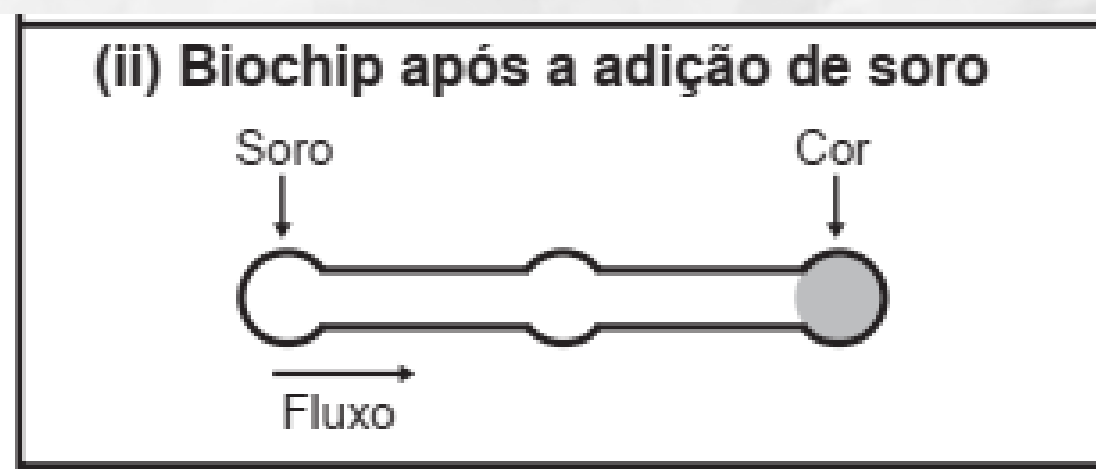
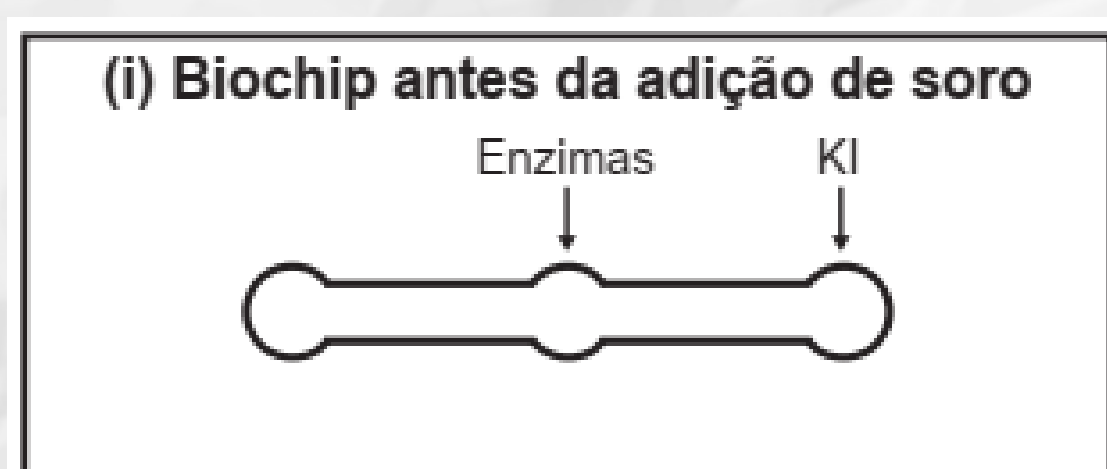
14.2 (ENEM - 2020) O elemento ferro é essencial em nossa alimentação, pois ajuda a prevenir doenças como a anemia. Normalmente, na alimentação é ingerido na forma de  $\text{Fe}^{3+}$ , sendo necessário o uso de agentes auxiliares de absorção, como o ácido ascórbico (vitamina C), cuja ação pode ser representada pelo esquema reacional a seguir.



A ação do ácido ascórbico ocorre por meio de uma reação de:

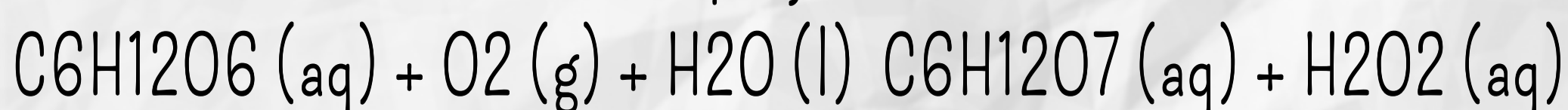
- a) eliminação. b) substituição. c) oxirredução. d) neutralização.  
e) hidrogenação.

14.3 (ENEM - 2019) Estudos mostram o desenvolvimento de biochips utilizados para auxiliar o diagnóstico de diabetes melito, doença evidenciada pelo excesso de glicose no organismo. O teste é simples e consiste em duas reações sequenciais na superfície do biochip, entre a amostra de soro sanguíneo do paciente, enzimas específicas e reagente (iodeto de potássio, KI), conforme mostrado na imagem.



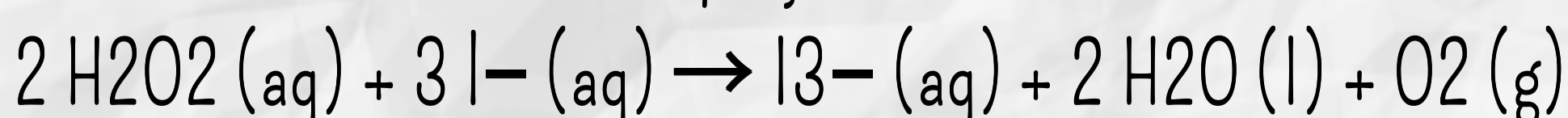
Após a adição de soro sanguíneo, o fluxo desloca-se espontaneamente da esquerda para a direita (ii) promovendo reações sequenciais, conforme as equações 1 e 2. Na primeira, há conversão de glicose do sangue em ácido glucônico, gerando peróxido de hidrogênio:

Equação 1:



Na segunda, o peróxido de hidrogênio reage com íons iodeto gerando o íon triiodeto, água e oxigênio.

Equação 2:



GARCIA, P.T. et al. A Handheld Stamping Process to Fabricate Microfluidic Paper-Based Analytical Devices with Chemically Modified Surface for Clinical Assays. RSC Advances, v. 4, 13 ago. 2014 (adaptado).

O tipo de reação que ocorre na superfície do biochip, nas duas reações do processo, é

- a) análise.   b) síntese.   c) oxirredução.   d) complexação.  
e) ácido-base.

## 15. Química Ambiental

### 15.1 Composição da Atmosfera Terrestre

A atmosfera terrestre é composta essencialmente por:

- Nitrogênio diatômico ( $N_2 \approx 78\%$ )
- Oxigênio diatômico ( $O_2 \approx 21\%$ )
- Argônio monoatômico ( $Ar \approx 0,9\%$ )
- Dióxido de Carbono ( $CO_2 \approx 0,04\%$ )
- Outros ( $\approx 0,6\%$ )

- Particulados: fuligem: são partículas de carbono produzidos pela queima incompleta dos combustíveis em geral.
- Monóxido de carbono: CO – é um gás incolor e inodoro que se inalado em excesso pode causar a asfixia e conseqüentemente a morte. Ele também é produzido pela queima incompleta dos combustíveis.
- Óxidos nitrogenados: NO<sub>x</sub> – são gases que podem degradar a camada de ozônio e que quando entram em contato com a água da chuva causam a chuva ácida de HNO<sub>2</sub> e/ou HNO<sub>3</sub>. Eles são produzidos pela queima incompleta dos combustíveis em geral.
- Óxidos de Enxofre: SO<sub>x</sub> - são gases formados pela queima de combustíveis que possuem o enxofre como uma impureza. Quando presentes na atmosfera reagem com a água da chuva e causam a chuva ácida de H<sub>2</sub>SO<sub>2</sub> e/ou H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- Hidrocarbonetos: HC – provenientes da queima incompleta dos combustíveis fósseis. Os hidrocarbonetos podem contribuir para o efeito estufa.
- Ozônio: O<sub>3</sub> – Gás azulado, mais denso que o ar, extremamente tóxico por ser um poderoso oxidante. Se inalado pode causar danos severos ao sistema respiratório. O ozônio geralmente é produzido pela redução do Gás NO<sub>2</sub> gerados na queima incompleta dos combustíveis.

## 15.2 Efeito Estufa (Aquecimento Global)

No processo da queima dos combustíveis, seja ele qual for, há a liberação do dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) na atmosfera. Esse dióxido de carbono “extra” cria uma espécie de manto que permite a entrada da radiação solar, mas quando essa radiação é refletida pela terra, a camada de ( $\text{CO}_2$ ) impede que essa radiação saia, acarretando um aquecimento em excesso da terra.



Como uma medida remediativa, a presença de áreas verdes (áreas onde haja a presença da flora como os parques e bosques) são essenciais para o equilíbrio ecológico. Através da fotossíntese das plantas o oxigênio produzido dilui tais poluentes.

O excesso de gás carbônico produzido pelos automóveis e pelas indústrias são os principais vilões que intensificam o efeito estufa e por esse motivo reduzir as emissões carbônicas é uma estratégia para amenizar os impactos do aquecimento global.

O aumento anômalo da temperatura terrestre provoca alterações climáticas em todas as regiões do mundo. Essas alterações climáticas afetam diversos ecossistemas além de provocarem o derretimento das calotas polares e assim o aumento do nível das águas.

## 15.3 Camada de Ozônio

A Camada de ozônio é uma fina camada gasosa, de 15 – 45km de altitude. onde está presente, de forma muito rarefeita, o gás ozônio. Este gás tem capacidade de absorver grande parte das radiações ultravioleta emitidas pelo sol.

A radiação ultravioleta é extremamente nociva a os seres vivos já que ela possui energia suficiente para danificar as células. Assim, a camada de ozônio possui papel de extrema importância para a manutenção da vida.

Devido o ozônio ser uma substância altamente instável, diversos poluentes presentes na atmosfera tem o potencial de reagir com essa molécula como os óxidos de nitrogênio e os compostos a base de clorofluorcarbonos.

Uma vez que haja a presença desses poluentes, eles reagem com o ozônio e formam buracos na camada de ozônio, permitindo que a radiação ultravioleta alcance o solo terrestre causando danos aos seres vivos.

## 15.4 Chuva Ácida

A chuva ácida é um fenômeno que ocorrem principalmente em grandes centros urbanos e onde as indústrias possuem forte atividade produtiva.

Poluentes como os óxidos de enxofre e os óxidos de nitrogênio produzidos pela queima de combustíveis, reagem com a umidade atmosférica e formam uma variedade de ácidos ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HNO_2$  e  $HNO_3$ ) que compõem a chuva ácida.

Devido as correntes de ar, esses ácidos podem ser carregados por quilômetros e acarretando diversos impactos.

A chuva ácida pode facilitar a entrada de metais tóxicos (presentes nos solos) para os rios; causar problemas respiratórios, corroer materiais utilizados na construção civil, acidificar lagos, destruir plantações entre outros problemas.

## Questões

15.1 (ENEM-2001) Numa rodovia pavimentada, ocorreu o tombamento de um caminhão que transportava ácido sulfúrico concentrado. Parte da sua carga fluiu para um curso d'água não poluído que deve ter sofrido, como consequência,

- I. mortandade de peixes acima da normal no local do derrame de ácido e em suas proximidades.
- II. variação do pH em função da distância e da direção da corrente de água.
- III. danos permanentes na qualidade de suas águas.
- IV. aumento momentâneo da temperatura da água no local do derrame.

É correto afirmar que, dessas consequências, apenas podem ocorrer

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

15.2 (ENEM-2006) Chuva ácida é o termo utilizado para designar precipitações com valores de pH inferiores a 5,6. As principais substâncias que contribuem para esse processo são os óxidos de nitrogênio e de enxofre provenientes da queima de combustíveis fósseis e, também, de fontes naturais.

Os problemas causados pela chuva ácida ultrapassam fronteiras políticas regionais e nacionais. A amplitude geográfica dos efeitos da chuva ácida está relacionada principalmente com

- a) a circulação atmosférica e a quantidade de fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre.
- b) a quantidade de fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre e a rede hidrográfica.
- c) a topografia do local das fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre e o nível dos lençóis freáticos.
- d) a quantidade de fontes emissoras de óxidos de nitrogênio e de enxofre e o nível dos lençóis freáticos.
- e) a rede hidrográfica e a circulação atmosférica.

15.3 (ENEM-2007) Devido ao aquecimento global e à consequente diminuição da cobertura de gelo no Ártico, aumenta a distância que os ursos polares precisam nadar para encontrar alimentos.

Apesar de exímios nadadores, eles acabam morrendo afogados devido ao cansaço.

- a) situação descrita acima A enfoca o problema da interrupção da cadeia alimentar, o qual decorre das variações climáticas.
- b) alerta para prejuízos que o aquecimento global pode acarretar à biodiversidade no Ártico.
- c) ressalta que o aumento da temperatura decorrente de mudanças climáticas permite o surgimento de novas espécies.

d) mostra a importância das características das zonas frias para a manutenção de outros biomas na Terra.

e) evidencia a autonomia dos seres vivos em relação ao habitat, visto que eles se adaptam rapidamente às mudanças nas condições climáticas.

## Gabarito

2.1) D

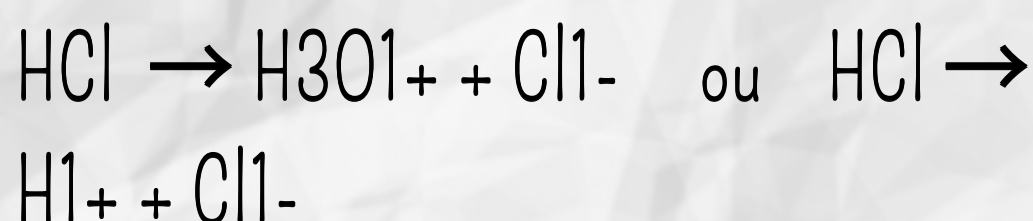
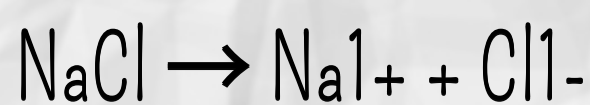
2.2) D

3.1) C

4.1) A

4.2) D

4.3) O cloreto de sódio (sal/ substância iônica) e o cloreto de hidrogênio (ácido/ substância molecular), quando puros, não conduzem corrente elétrica, mas o NaCl que quando dissolvido em água sofre dissociação e o HCl quando dissolvido em água sofre ionização, gerando os seguintes íons que conduzem corrente elétrica:



5.1) C=12, H=1 e O=16

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 12 \times 6 + 1 \times 12 + 6 \times 16 = 180 \text{ g/mol.}$$

5.2) 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  –  $4 \times 6 \times 10^{23}$  átomos de O

7,5 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – X átomos de O

$$X = 180 \times 10^{23}$$

$$X = 1,8 \times 10^{25} \text{ átomos de O}$$

7.1) C

7.2) A

8.1) D

8.2) B

9.1) A

9.2) A

9.3) B

11.1) B

11.2) B

11.3) D

12.1) A

12.2) E

12.3) 02/03/04

13.1) C

13.2) A

13.3) B

14.1) E

14.2) C

14.3) C

15.1) D

15.2) A

15.3) B

|                             |                                  |
|-----------------------------|----------------------------------|
| Capítulo 1                  | Gustavo de Sousa Gomes           |
| Capítulo 2                  | Francisca Myrtes de Sousa Dantas |
| Capítulo 3                  | Francisca Myrtes de Sousa Dantas |
| Capítulo 4                  | Francisca Trifêna Silva Faustino |
| Capítulo 5                  | Francisca Trifêna Silva Faustino |
| Capítulo 6                  | Emanuele do Nascimento Vieira    |
| Capítulo 7                  | Alice Soares de Queiroz          |
| Capítulo 8                  | Alice Soares de Queiroz          |
| Capítulo 9                  | Leonardo Rodrigues Carneiro      |
| Capítulo 10                 | Emanuele do Nascimento Vieira    |
| Capítulo 11                 | Augusto César Oliveira Bezerra   |
| Capítulo 12                 | Gabriel da Silva de Menezes      |
| Capítulo 13                 | Leandro Victor Cavalcante        |
| Capítulo 14                 | Leandro Victor Cavalcante        |
| Capítulo 15                 | Leonardo Rodrigues Carneiro      |
| Projeto gráfico<br>e edição | Beatriz Campina Lima             |

**[Clique para acessar o formulário para feedback.](#)**

Licenciatura em Química-  
Ifce - Campus Maracanaú  
2021