

QUÍMICA



Uma reação de precipitação rápida.

Rapidez das transformações químicas Compostos inorgânicos - Módulos

- 9 – Rapidez de uma transformação química
- 10 – Fatores que influem na rapidez das reações
- 11 – Influência do catalisador e da concentração dos reagentes na rapidez de uma reação química
- 12 – Rapidez de uma reação química. (Experiências)
- 13 – A Química na Antiguidade
- 14 – Compostos inorgânicos: conceito de ácido (Arrhenius)
- 15 – Nomenclatura dos ácidos
- 16 – Conceito e nomenclatura de bases

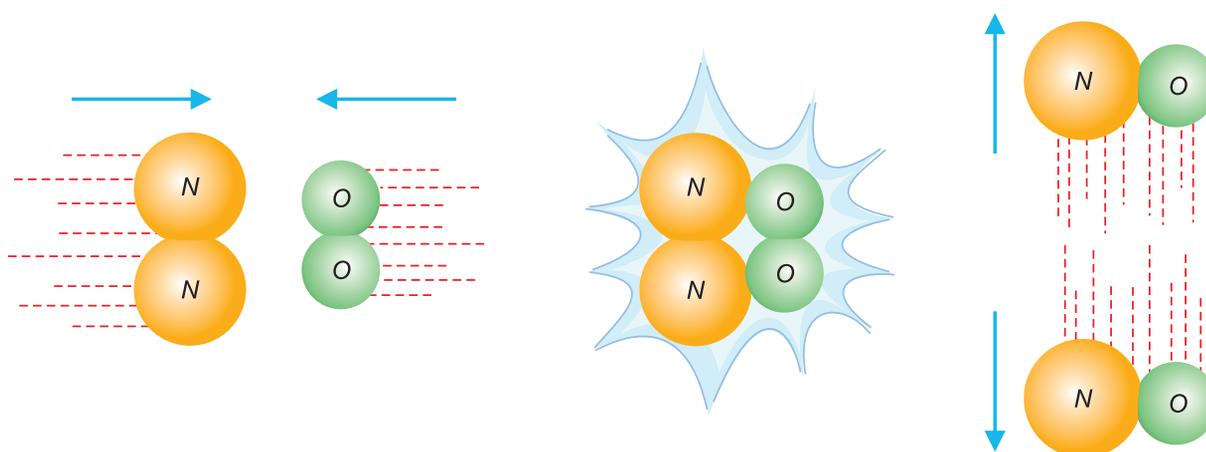
Módulo

9

Rapidez de uma transformação química

Palavras-chave:

- Teoria das colisões • Orientação na colisão • Energia suficiente



Para o gás nitrogênio (N_2) reagir com oxigênio (O_2), é necessário que suas moléculas colidam com energia suficiente e em uma orientação determinada.

1. Cinética química

Cinética química é a parte da Química que estuda a velocidade ou rapidez das reações químicas. Inicialmente, imaginamos uma reação genérica:



Colocamos A e B em contato. Eles reagem para produzir C e D. A rapidez com que esta reação ocorre é notada pelo tempo em que A e B “desaparecem”, ou o tempo em que C e D “aparecem”. Uma reação será rápida quando os produtos se formarem depressa e será lenta se esse processo demorar para acontecer. Deve-se notar que A e B devem ser consumidos no mesmo tempo em que C e D se formam, portanto podemos expressar a rapidez da reação

em termos do consumo dos reagentes ou do aparecimento dos produtos.

Existem transformações nas quais só se percebe o sinal de mudança depois de um longo tempo. Em outras transformações, o sinal aparece rapidamente. Os gases tóxicos CO e NO, que existem nos escapamentos dos automóveis, combinam-se, formando os inofensivos CO₂ e N₂.



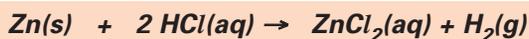
Dissolução de um comprimido efervescente em água.



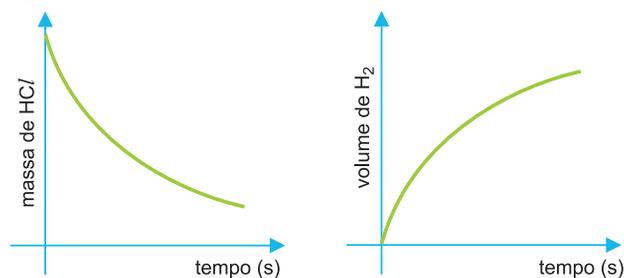
No entanto, sob condições comuns, a velocidade dessa reação é muito baixa, demorando muito tempo para CO e NO serem convertidos totalmente em CO₂ e N₂. Quando se dissolve um comprimido efervescente em água, o aparecimento do sinal de mudança é imediato.

2. Velocidade ou rapidez de uma reação

Considere a reação de zinco com ácido clorídrico, liberando gás hidrogênio:



À medida que decorre o tempo, a massa de HCl vai diminuindo e o volume de H₂ vai aumentando, conforme os gráficos:



A velocidade média da reação é a relação entre a **quantidade consumida** ou **produzida** e o **intervalo de tempo** gasto para que isso ocorra.

$$\text{velocidade de desaparecimento} = \frac{\text{quantidade de A consumida}}{\text{intervalo de tempo}}$$

ou

$$\text{velocidade de aparecimento} = \frac{\text{quantidade de C produzida}}{\text{intervalo de tempo}}$$

Essas quantidades são expressas em gramas, quilogramas, litros etc.

A medida do tempo é também expressa em qualquer unidade que se ajuste a determinada reação:

- microssegundos para a explosão do gás de botijão com o oxigênio.
- minutos ou horas para a combustão de uma vela.
- dias para a oxidação do ferro (enferrujamento).
- meses para o apodrecimento da madeira.
- séculos para a formação do petróleo.

Prefere-se o uso do termo rapidez em vez de velocidade, por significar, este último, o espaço por unidade de tempo.

Podemos, então, usar uma expressão para o cálculo da velocidade de uma reação:

$$v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t}$$

v_m = velocidade média da reação (é sempre positiva).
 Δm = variação da massa de um componente (em módulo).
 Δt = tempo gasto nessa variação.

Exemplo

Consideremos a reação $A + B \rightarrow C + D$, realizando-se num sistema fechado. Determinemos a massa de C em dois instantes:

$$t_1 = 10 \text{ min} \rightarrow m_1 = 2 \text{ g}$$

$$t_2 = 20 \text{ min} \rightarrow m_2 = 3 \text{ g}$$

A velocidade média será:

$$v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{m_2 - m_1}{t_2 - t_1} = \frac{3 \text{ g} - 2 \text{ g}}{20 \text{ min} - 10 \text{ min}} = 0,1 \text{ g/min}$$

Em média, a cada minuto forma-se 0,1g de C.

Outro exemplo

	A	→	B
t = 0	100g		0g
t = 10 min	70g		30g
t = 20 min	50g		50g

Velocidade de desaparecimento de A no intervalo de 0 a 10 min (Δm é tomado em módulo):

$$v_A = \frac{|m_2 - m_1|}{t_2 - t_1} = \frac{|70 \text{ g} - 100 \text{ g}|}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 3 \text{ g/min}$$

Velocidade de aparecimento de B no intervalo de 10 min a 20 min:

$$v_B = \frac{m_2 - m_1}{t_2 - t_1} = \frac{50 \text{ g} - 30 \text{ g}}{20 \text{ min} - 10 \text{ min}} = 2 \text{ g/min}$$

3. Teoria das colisões – as moléculas devem-se chocar!

Para que ocorra uma reação química entre duas espécies, são necessárias quatro condições.

I) Afinidade química

Duas substâncias colocadas em contato podem reagir ou não. Muitas substâncias podem ficar em contato por muito tempo sem ocorrer reação química entre elas. Outras podem reagir ou não, dependendo das condições.

As substâncias colocadas para reagir devem possuir tendência para entrar em reação.

Quando se mistura hidrogênio com flúor, cloro e bromo, forma-se preferencialmente o HF, depois o HCl e, em último lugar, o HBr. Somente depois de acabar o flúor, o hidrogênio reage com o cloro, e somente depois de todo o cloro ter reagido, se ainda houver hidrogênio, ocorrerá a combinação deste com o bromo.

Diz-se, então, que a afinidade química dos halogênios para com o hidrogênio decresce do flúor para o bromo.

II) Choque entre as partículas

Partimos do princípio de que as partículas de uma substância química não estão paradas. Elas possuem uma determinada quantidade de energia (energia própria) e se movimentam. O movimento faz com que se choquem. O choque pode fazer com que ocorra a reação.

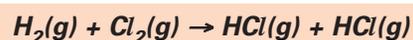
Mediante esses choques as moléculas irão entrar em contato para reagirem. Como as moléculas estão sempre em movimento, irão chocar-se constantemente.

III) O choque deve ocorrer com orientação favorável

Será que basta haver um choque para ocorrer reação?

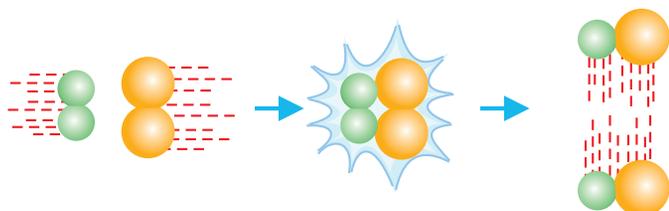
A resposta é **não**. Experiências mostram que, em certas reações, chegam a acontecer 1 milhão de choques em um segundo (combustão do metano). Mas a maior parte desses choques é **inútil** (não é eficiente, efetivo).

Consideremos a reação entre gás hidrogênio (H_2) e gás cloro (Cl_2):

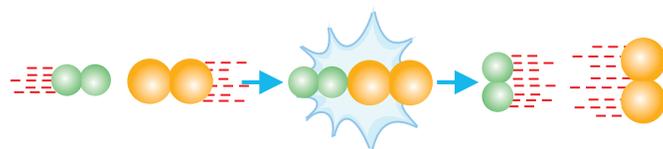


O choque deve ser dado em uma orientação que possibilite a reação.

A seguir, mostramos duas possíveis situações de choque entre as moléculas.



choque bem orientado, útil



choque mal orientado, inútil

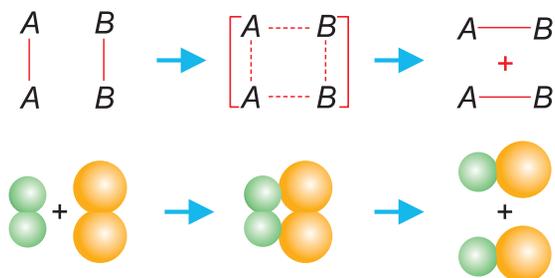
IV) Energia suficiente em um choque orientado favoravelmente

Os átomos constituintes das moléculas estão ligados uns aos outros. Quando ocorre uma reação química, há um rompimento de ligações nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos. O rompimento das ligações é um processo que necessita de energia.

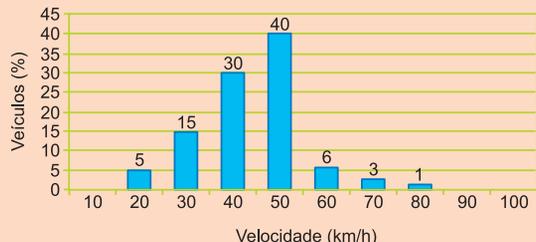
Portanto, um choque bem orientado pode ser inútil (não conduz à reação), porque as partículas que se chocam não possuem energia suficiente para que sejam rompidas as ligações nos reagentes e formadas as novas ligações nos produtos.

Como dissemos anteriormente, as partículas possuem uma determinada quantidade de energia (energia própria), mas insistimos: essa energia **não é suficiente**

para iniciar a reação. Para cada reação existe um **mínimo** necessário de energia, sem o qual a reação não acontece. Choques entre partículas que não possuem esse mínimo necessário são inúteis. Choques entre partículas que possuem esse mínimo, ou mais, são eficientes, e a reação tem condições de ocorrer.



1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Um sistema de radar é programado para registrar automaticamente a velocidade de todos os veículos trafegando por uma avenida, onde passam em média 300 veículos por hora, sendo 55 km/h a máxima velocidade permitida. Um levantamento estatístico dos registros do radar permitiu a elaboração da distribuição percentual de veículos de acordo com sua velocidade aproximada.



A valor médio de velocidades dos veículos que trafegam nessa avenida é de:

- a) 35 km/h b) 44 km/h c) 55 km/h
d) 76 km/h e) 85 km/h

Resolução

O valor médio de velocidades para os veículos que trafegam na referida avenida fica determinado pela média ponderada das velocidades citadas no gráfico. Nessa **média ponderada**, o peso de cada velocidade é a respectiva porcentagem de veículos que têm esta velocidade.

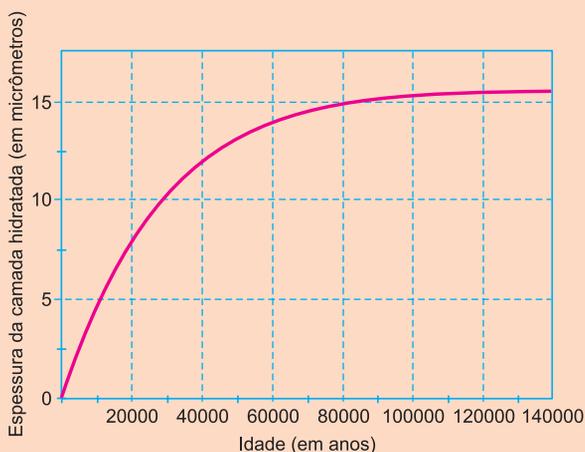
$$v_m = \frac{5 \cdot 20 + 15 \cdot 30 + 30 \cdot 40 + 40 \cdot 50 + 6 \cdot 60 + 3 \cdot 70 + 1 \cdot 80}{5 + 15 + 30 + 40 + 6 + 3 + 1} \text{ (km/h)}$$

$$v_m = \frac{100 + 450 + 1200 + 2000 + 360 + 210 + 80}{100} \text{ (km/h)}$$

$$v_m = \frac{4\,400}{100} \text{ (km/h)} \Rightarrow v_m = 44 \text{ km/h}$$

Resposta: B

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – A obsidiana é uma pedra de origem vulcânica que, em contato com a umidade do ar, fixa água em sua superfície formando uma camada hidratada. A espessura da camada hidratada aumenta de acordo com o tempo de permanência no ar, propriedade que pode ser utilizada para medir sua idade. O gráfico abaixo mostra como varia a espessura da camada hidratada, em micrômetros (1 micrômetro = 1 milésimo de milímetro), em função da idade da obsidiana.



Com base no gráfico, pode-se concluir que a espessura da camada hidratada de uma obsidiana

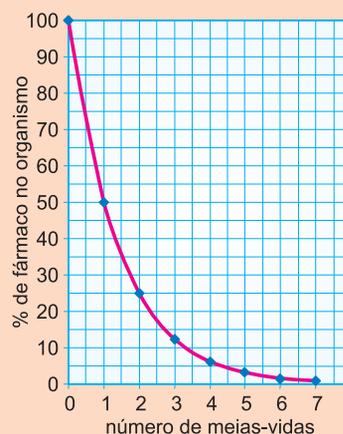
- a) é diretamente proporcional à sua idade.
b) dobra a cada 10 000 anos.
c) aumenta mais rapidamente quando a pedra é mais jovem.
d) aumenta mais rapidamente quando a pedra é mais velha.
e) a partir de 100 000 anos não aumenta mais.

Resolução

A análise do gráfico da espessura da camada hidratada de uma obsidiana, em função de sua idade, permite concluir que a função é estritamente crescente, não linear e que aumenta mais rapidamente quando a pedra é mais jovem.

Resposta: C

3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – A duração do efeito de alguns fármacos está relacionada à sua meia-vida, tempo necessário para que a quantidade original do fármaco no organismo se reduza à metade. A cada intervalo de tempo correspondente a uma meia-vida, a quantidade de fármaco existente no organismo no final do intervalo é igual a 50% da quantidade no início desse intervalo.



O gráfico ao lado representa, de forma genérica, o que acontece com a quantidade de fármaco no organismo humano ao longo do tempo.

F. D. Fuchs e Cheri, Wanama. **Farmacologia Clínica**, Rio de Janeiro. Guanabara, Koogan, p.40

A meia-vida do antibiótico amoxicilina é de 1 hora. Assim, se uma dose desse antibiótico for injetada às 12h em um paciente, o percentual dessa dose que restará em seu organismo às 13h30 min será aproximadamente de

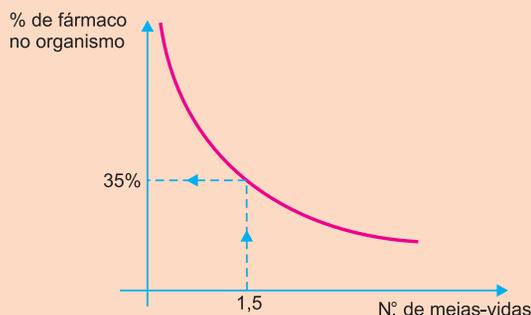
- a) 10% b) 15% c) 25% d) 35% e) 50%

Resolução

Das 12h (injeção do antibiótico) às 13h e 30min, decorreu 1h e 30 minutos.

Como a meia-vida é de 1 hora, concluímos que tivemos um total de 1,5 meia-vida.

Pelo gráfico, para o número de meias-vidas igual a 1,5, a porcentagem de fármaco no organismo será de aproximadamente 35%.



Resposta: D

4 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Determinada Estação trata cerca de 30.000 litros de água por segundo. Para evitar riscos de fluorose, a concentração máxima de fluoretos nessa água não deve exceder a cerca de 1,5 miligrama por litro de água.

A quantidade máxima dessa espécie química que pode ser utilizada com segurança, no volume de água tratada em uma hora, nessa Estação, é:

- a) 1,5 kg b) 4,5 kg c) 96 kg
d) 124 kg e) 162 kg

Resolução

Cálculo do volume de água tratada em 1 hora:

$$\left. \begin{array}{l} 1\text{s} \text{ — } 3 \cdot 10^4\text{L} \\ 3600\text{s} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 1,08 \cdot 10^8\text{L}$$

Cálculo da massa de fluoreto:

$$\left. \begin{array}{l} 1\text{L} \text{ — } 1,5\text{mg} \\ 1,08 \cdot 10^8\text{L} \text{ — } y \end{array} \right\}$$

$$y = 1,62 \cdot 10^8\text{mg ou } 162\text{kg}$$

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (UnB-DF) – Considere os estudos cinéticos de uma reação química e julgue os itens abaixo.

- (1) Toda reação é produzida por colisões, mas nem toda colisão gera uma reação.
- (2) Uma colisão altamente energética pode produzir uma reação.
- (3) Toda colisão com orientação adequada produz uma reação.
- (4) A velocidade média de uma reação pode ser determinada pela expressão:

$$v_m = \frac{\text{quantidade dos produtos}}{\text{quantidade dos reagentes}}$$

RESOLUÇÃO:

- (1) **Correto.**
- (2) **Correto.**
- (3) **Errado (além de ter orientação adequada, é necessário que a colisão seja altamente energética).**
- (4) **Errado (a velocidade é dada pela variação de quantidade dividida pelo intervalo de tempo).**

2 (UFV-MG – ADAPTADO – MODELO ENEM) – No cotidiano, verificamos que há reações químicas lentas e outras mais rápidas. Assim, a explosão da dinamite ocorre em fração de segundo. A reação que infla um *airbag* é praticamente instantânea. A queima de uma vela demora algumas horas. O enferrujamento leva anos para corroer um objeto de ferro.

Assinale o fenômeno que apresenta velocidade média maior.

- A combustão de um palito de fósforo.
- A transformação de rochas em solos.
- A corrosão de um automóvel.
- O crescimento de um ser humano.
- A formação de petróleo a partir de seres vivos.

RESOLUÇÃO:

A transformação de rochas em solos, a corrosão do aço, o crescimento de um ser humano e a formação do petróleo são transformações muito lentas.

Resposta: A

3 (UNICAMP-SP) – Amostras de magnésio foram colocadas em soluções de ácido clorídrico a diversas concentrações e temperaturas, havendo total dissolução e desprendimento de hidrogênio gasoso.

Observaram-se os seguintes resultados:

nº da amostra	massa de magnésio dissolvida	tempo para dissolver
I	2,00g	10,0min
II	0,40g	2,0min
III	0,40g	1,0min
IV	0,50g	1,0min

Em qual caso a velocidade média da reação foi maior? Justifique.

RESOLUÇÃO:

$$v_I = \frac{2,00\text{g}}{10,0\text{min}} = 0,20\text{g/min}$$

$$v_{II} = \frac{0,40\text{g}}{2,0\text{min}} = 0,20\text{g/min}$$

$$v_{III} = \frac{0,40\text{g}}{1,0\text{min}} = 0,40\text{g/min}$$

$$v_{IV} = \frac{0,50\text{g}}{1,0\text{min}} = 0,50\text{g/min}$$

A velocidade média maior ocorre na amostra IV.

1. A rapidez das reações depende de vários fatores

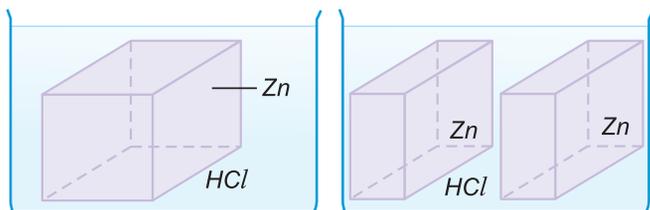
Quando dizemos que uma reação é **lenta** ou uma reação é **rápida**, na maior parte das vezes estamos nos referindo a ela nas condições ambientais, sem a interferência de fatores externos. No entanto, existem fatores que podem tornar rápida uma reação lenta e vice-versa. Citaremos aqui os mais importantes.

2. Superfície de contato – a superfície onde os reagentes se tocam

Ao dissolvermos um pedaço de zinco em uma solução aquosa de ácido clorídrico, ocorre a reação:



Se, em vez de usarmos um “pedaço” de zinco, usássemos o metal pulverizado, a reação seria, evidentemente, mais rápida. Ao pulverizarmos o zinco, estamos facilitando o ataque do ácido clorídrico. Se usarmos o zinco em barra, limitaremos o ataque inicial à superfície do zinco. Pulverizando-o, **aumentaremos sua superfície de contato e, com isso, aumentaremos a rapidez da reação.**



Considere um cubo de zinco mergulhado em ácido clorídrico. A reação ocorre apenas na superfície do cubo. Dividindo o cubo ao meio, aparecem duas novas superfícies que ficam em contato com o ácido. Dessa maneira, aumentam a superfície de contato, a quantidade de zinco que reage e a rapidez da reação.

Como outro exemplo, temos a oxidação do ferro (enferrujamento).

A formação de ferrugem é lenta quando a superfície de contato é pequena, como é o caso de uma barra de ferro. Se a barra for pulverizada, o enferrujamento será mais rápido por causa da maior área de contato.

Quanto menor o tamanho das partículas, maior será a superfície de contato do sólido com o reagente líquido ou gasoso e mais rápida será a reação.

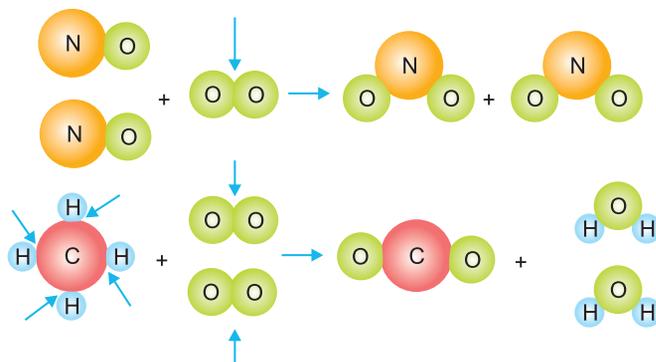
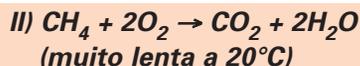
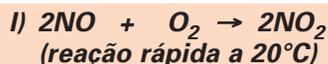
3. Natureza dos reagentes

Em uma reação química, há necessidade de **rompimento de ligações** nos reagentes, para a consequente formação de novas ligações nos produtos. Quanto maior

for o número e a força dessas ligações a serem quebradas, mais difícil e, portanto, mais lenta será a reação.

Evidentemente, uma reação que exija muitos rompimentos de ligações será mais lenta do que uma reação em que não haja muitas ligações a serem rompidas.

Exemplo



No caso II há mais ligações a serem rompidas.

Conclusão

As reações que exigem rompimento de muitas ligações tendem a ser lentas a temperatura ambiente.

4. Temperatura – a reação fica mais rápida pelo aquecimento

Uma elevação de temperatura aumenta a energia cinética das moléculas. Aumentando sua energia, as moléculas se movimentarão com maior velocidade. Haverá um número maior de choques. Tais choques serão mais violentos e, evidentemente, ocorrerá um aumento da velocidade da reação.

Uma elevação de temperatura aumenta a velocidade de qualquer reação química (exotérmica ou endotérmica).

Regra de van't Hoff:

Um aumento de 10°C na temperatura duplica ou triplica a velocidade de uma reação.

Tal regra, embora dê uma ideia acerca da influência da temperatura na velocidade de uma reação, deve ser usada com muito cuidado. Ela não deve ser seguida à risca para todas as reações. Para cada reação específica, é necessário determinar **experimentalmente** o efeito quantitativo causado por um aumento de temperatura.



POR QUE OS ALIMENTOS SÃO GUARDADOS EM GELADEIRAS?

Abaixando-se a temperatura, diminui-se a velocidade de qualquer reação. Dessa maneira, os alimentos demoram mais tempo para estragar. De acordo com a Regra de van't Hoff, os alimentos devem-se deteriorar quatro vezes mais rapidamente a temperatura ambiente (25°C) do que em uma geladeira a 5°C.

Exercícios Resolvidos

- 1 (FATEC-SP)** – Uma porção de 1kg de carne deteriora mais lentamente se estiver
- em peça, sob refrigeração.
 - em peça, à temperatura ambiente.
 - fatiada, sob refrigeração.
 - moída, sob refrigeração.
 - moída, à temperatura ambiente.

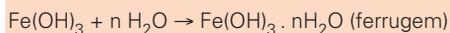
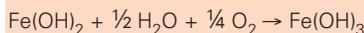
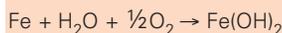
Resolução

Em peça, a superfície de contato com o oxigênio atmosférico é menor.

Sob refrigeração, diminui a velocidade das reações que deterioram a carne.

Resposta: A

- 2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** – Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona

- lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
- impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
- isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
- galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
- polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

Resolução

De acordo com as equações químicas, para haver a corrosão, o ferro deve entrar em contato com oxigênio (O₂) e água (H₂O). A graxa diminui o contato do ferro com o ar úmido e, conseqüentemente, o processo de corrosão fica mais lento. Portanto, a graxa proporciona uma impermeabilização das ferramentas de aço.

Resposta: B

- 3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** – A caixinha utilizada em embalagens como as de leite “longa vida” é chamada de “tetra brick”, por ser composta de quatro camadas de diferentes materiais, incluindo alumínio e plástico, e ter a forma de um tijolo (brick, em inglês).

Esse material, quando descartado, pode levar até cem anos para se decompor.

Considerando os impactos ambientais, seria mais adequado

- utilizar soda cáustica para amolecer as embalagens e só então descartá-las.
- promover a coleta seletiva, de modo a reaproveitar as embalagens para outros fins.
- aumentar a capacidade de cada embalagem, ampliando a superfície de contato com o ar para sua decomposição.
- constituir um aterro específico de embalagens “tetra brick”, acondicionadas de forma a reduzir seu volume.
- proibir a fabricação de leite “longa vida”, considerando que esse tipo de embalagem não é adequado para conservar o produto.

Resolução

Seria mais adequado promover a coleta seletiva, de modo a reaproveitar o material das embalagens para outros fins.

Resposta: B

- 4 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)** – A deterioração de um alimento é resultado de transformações químicas que ocorrem, na maioria dos casos, da interação do alimento com micro-organismos ou, ainda, da interação com o oxigênio do ar, como é o caso da rancificação de gorduras. Para conservar por mais tempo um alimento, deve-se, portanto, procurar impedir ou retardar ao máximo a ocorrência dessas transformações.

Os processos comumente utilizados para conservar alimentos levam em conta os seguintes fatores:

- micro-organismos dependem da água líquida para sua sobrevivência.
- micro-organismos necessitam de tempera-

turas adequadas para crescerem e se multiplicarem. A multiplicação de micro-organismos, em geral, é mais rápida entre 25°C e 45°C, aproximadamente.

- transformações químicas têm maior rapidez quanto maior for a temperatura e a superfície de contato das substâncias que interagem.
- há substâncias que acrescentadas ao alimento dificultam a sobrevivência ou a multiplicação de micro-organismos.
- no ar há micro-organismos que, encontrando alimento, água líquida e temperaturas adequadas, crescem e se multiplicam.

Em uma embalagem de leite “longa-vida”, lê-se:

“Após aberto, é preciso guardá-lo em geladeira”

Caso uma pessoa não siga tal instrução, principalmente no verão tropical, o leite se deteriorará rapidamente, devido a razões relacionadas com

- o fator I, apenas.
- o fator II, apenas.
- os fatores II, III e V, apenas.
- os fatores I, II e III, apenas.
- os fatores I, II, III, IV e V.

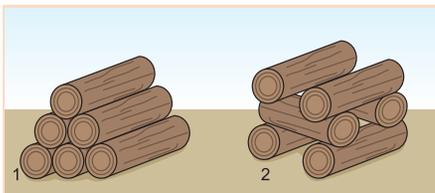
Resolução

O leite se deteriorará mais rapidamente quando aberto e não guardado em geladeira devido aos seguintes fatores:

- A multiplicação de micro-organismos, em geral, é mais rápida acima de 25°C.
- Quanto maior a temperatura, maior a rapidez das transformações químicas que causam a deterioração do leite.
- No ar há micro-organismos que, encontrando alimento, água líquida e temperaturas adequadas, crescem e se multiplicam.

Resposta: C

- 5 (PUCCAMP-SP – MODELO ENEM)** – Considere as duas fogueiras representadas a seguir, feitas, lado a lado, com o mesmo tipo e quantidade de lenha.



A rapidez da combustão da lenha será
a) maior na fogueira 1, pois a superfície de

contato com o ar é maior.

- b) maior na fogueira 1, pois a lenha está mais compactada, o que evita a vaporização de componentes voláteis.
c) igual nas duas fogueiras, uma vez que a quantidade de lenha é a mesma e estão no mesmo ambiente.
d) maior na fogueira 2, pois a lenha está menos compactada, o que permite maior re-

tenção de calor pela madeira.

- e) maior na fogueira 2, pois a superfície de contato com o ar é maior.

Resolução

A rapidez da combustão da lenha é maior na fogueira 2, pois a superfície de contato com o ar é maior.

Resposta: E

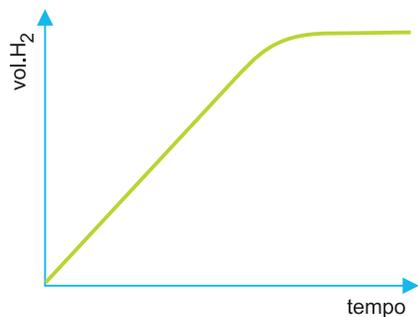
Exercícios Propostos

1 (FUVEST-SP) – Para estudar a velocidade da reação que ocorre entre magnésio e ácido clorídrico, foram feitos dois experimentos a 15°C utilizando a mesma quantidade de magnésio e o mesmo volume de ácido. Os dois experimentos diferiram apenas na concentração do ácido utilizado. O volume de hidrogênio produzido em cada experimento, em diferentes tempos, foi medido a pressão e temperatura ambientes.

Os dados obtidos foram:

Experi-mento	Tempo/min	0	1	2	3	4	5	6	7
I	(vol. H ₂)/cm ³	0	18	33	48	60	63	63	63
II	(vol. H ₂)/cm ³	0	28	49	60	63	63	63	63

- a) Em qual dos experimentos a velocidade da reação foi maior no intervalo de 0 a 3 minutos? Justifique com base nos dados experimentais.
b) A curva obtida para o experimento I (15°C) está no gráfico a seguir. Neste mesmo gráfico, represente a curva que seria obtida se o experimento I fosse realizado a uma temperatura mais alta. Explique.



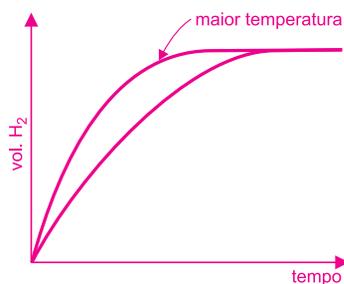
RESOLUÇÃO:

- a) Considerando-se desde o início até o instante três minutos, verifica-se que o experimento II apresenta *maior* velocidade. Cálculo da velocidade média em relação ao volume de H₂ produzido no intervalo de 0 a 3 minutos:

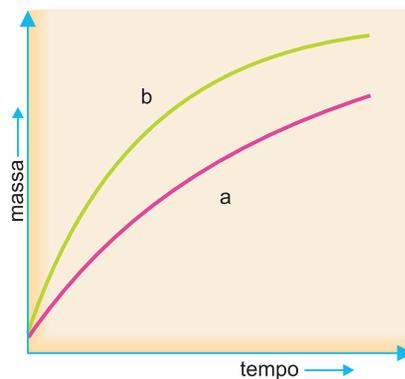
$$\text{experimento I} \Rightarrow v = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{(48 - 0)\text{cm}^3}{(3 - 0)\text{min}} = 16\text{cm}^3/\text{min}$$

$$\text{experimento II} \Rightarrow v = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{(60 - 0)\text{cm}^3}{(3 - 0)\text{min}} = 20\text{cm}^3/\text{min}$$

- b) **Aumentando a temperatura do sistema, aumenta a energia cinética das partículas e, portanto, aumenta a velocidade da reação. Obteremos o mesmo volume de hidrogênio num tempo menor.**



- 2 (UNICAMP-SP – ADAPTADO – MODELO ENEM)** – O gráfico abaixo representa as variações das massas de um pequeno pedaço de ferro e de uma esponja de ferro (palha de aço usada em limpeza doméstica) expostos ao ar (mistura de nitrogênio, N₂, oxigênio, O₂ e outros gases, além de vapor d'água).



Considere as afirmações:

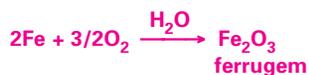
- I. As massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo violando a lei da conservação da massa.
- II. As massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo em função da formação de ferrugem, uma vez que oxigênio é incorporado ao ferro.
- III. A curva **b** corresponde à esponja de ferro.

Está correto o que se afirma somente em:

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

RESOLUÇÃO:

O ferro, seja na forma de uma esponja, seja em pedaço, sofre oxidação (enferrujamento) quando exposto ao ar úmido. Uma das equações que pode representar esse fenômeno é:



Verifica-se, portanto, o aumento de massa da esponja ou do pedaço de ferro em função da formação da ferrugem, uma vez que o oxigênio é incorporado ao ferro.

Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, maior será a velocidade (rapidez) da reação.

No caso, a curva *b* corresponde à esponja de ferro, pois aumentará a sua massa mais rapidamente em função do tempo, por apresentar maior superfície de contato.

Resposta: D

Módulo

11

Influência do catalisador e da concentração dos reagentes na rapidez de uma reação química

Palavras-chave:

• Catalisador • Concentração

1. Catalisador – substância que acelera a reação

Catálise é uma reação da qual participa um **catalisador**.

O catalisador é uma substância química que aumenta a velocidade (rapidez) de uma reação, sem sofrer alteração química permanente, nem alteração em quantidade.

O catalisador tem as seguintes características:

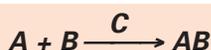
- aumenta a rapidez da reação;
- não sofre alteração química permanente;
- pode, eventualmente, participar de uma etapa da reação, mas é totalmente regenerado no final;
- não sofre alteração na sua quantidade;
- em geral, pequena quantidade de catalisador é suficiente para aumentar a rapidez da reação.

Existem substâncias que podem retardar uma reação química. São chamadas **inibidores** (catalisadores negativos).

2. Como age o catalisador?

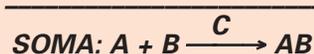
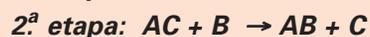
O catalisador oferece um caminho mais fácil e mais rápido para a reação.

Quando uma reação é catalisada, há uma mudança do caminho ou mecanismo. Como dissemos anteriormente, o catalisador pode participar de uma etapa intermediária da reação, **desde que seja totalmente recuperado no final**. O catalisador age pela formação de etapas intermediárias na reação. São etapas mais rápidas, que não ocorreriam sem o catalisador. Muitos mecanismos de catálise não são ainda totalmente conhecidos; podemos ilustrar uma reação catalisada:



A e B —————> reagentes
C —————> catalisador
AB —————> produto

Mecanismo da reação:



O catalisador (C) participou da primeira etapa, mas foi regenerado na segunda etapa. Não sofreu alteração química permanente, não sofreu alteração em quantidade, mas participou de uma etapa intermediária da reação. Ofereceu à reação a possibilidade de se realizar em novas etapas, etapas essas mais rápidas que não ocorreriam sem o catalisador.



Saiba mais

CATALISADOR AUTOMOTIVO

Os gases provenientes da queima do combustível (gasolina) contêm monóxido de carbono (CO) e óxidos de nitrogênio (NO, NO₂ etc.), que são tóxicos. O catalisador automotivo acelera a transformação do CO em CO₂ e a conversão dos óxidos de nitrogênio em substâncias não nocivas.

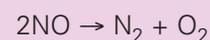
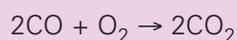


Foto Objetivo Mídia

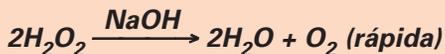
Somando as duas etapas:
 $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{CO}_2$

Como catalisadores, podem ser usados platina, irídio, ródio, paládio.

3. Exemplos de catálise

1º exemplo

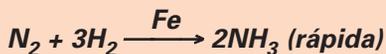
Hidróxido de sódio catalisando a reação de decomposição da água oxigenada.



NaOH = catalisador

2º exemplo

Ferro catalisando a reação de síntese da amônia (NH₃).



Fe = catalisador

3º exemplo

A ptialina da saliva (enzima) catalisando a conversão do amido em glicose.



Ptialina: catalisador biológico

No interior da célula, as reações químicas são catalisadas por moléculas complexas chamadas **enzimas**. A enzima é um tipo de proteína.

4. Concentração dos reagentes - quanto maior o número de colisões, maior será a rapidez

Aumentar a concentração dos reagentes em uma reação significa aumentar a **quantidade** de reagente **por unidade de volume**. Quanto maior for o número de partículas reagentes, maior será o número de choques entre elas. **Com o aumento do número de choques, aumenta a velocidade da reação.**

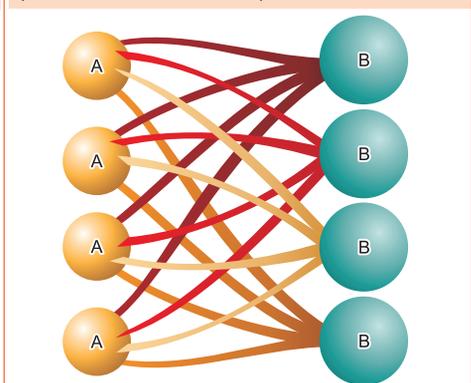
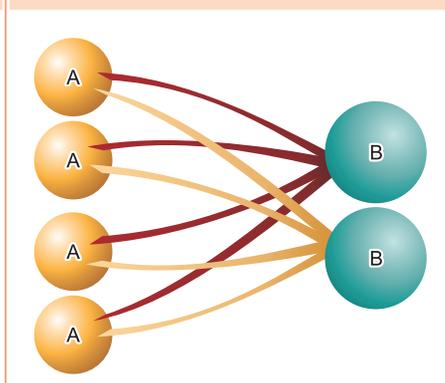
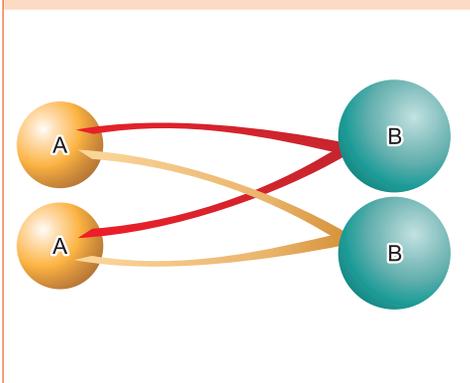
Vamos analisar a dependência do número de colisões com a concentração na reação química entre dois tipos de moléculas, A e B.



- Há quatro colisões possíveis entre duas moléculas A e duas moléculas B.

- Há oito colisões possíveis entre quatro moléculas A e duas moléculas B.

- Há dezesseis colisões possíveis entre quatro moléculas A e quatro moléculas B.

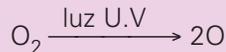


Saiba mais

CAMADA DE OZÔNIO

Na alta atmosfera, o ozônio (O₃) é formado por um processo em duas etapas:

1) Dissociação de uma molécula de O₂ pela luz ultravioleta



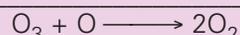
2) Colisão de um átomo O com uma molécula O₂



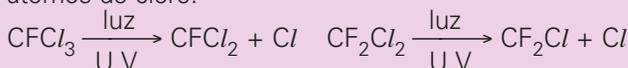
O ozônio se decompõe da seguinte maneira:



Essa reação é lenta, mas pode ser acelerada por vários catalisadores, como átomos Cl.



Os compostos que têm cloro, flúor e carbono na sua constituição (CFC) são fontes de átomos de cloro. Por exemplo, os compostos CFCI₃ e CF₂Cl₂ são utilizados como gases refrigerantes e propelentes de aerossóis. A uma altura de 30 a 40 km, a radiação ultravioleta decompõe esses compostos fornecendo átomos de cloro:



O ozônio é muito importante na atmosfera superior devido à sua habilidade em absorver luz ultravioleta. Uma diminuição na concentração de ozônio de 5% aumentaria a incidência de câncer de pele em 25%.

Atualmente os compostos CFC têm sido substituídos como propelentes nos aerossóis por outros gases, como propano e butano.

CONCENTRAÇÃO

Uma maneira muito utilizada para exprimir concentração é a seguinte

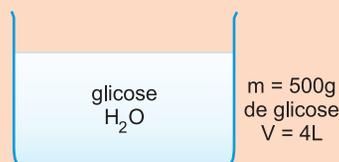
$$C = \frac{m}{V}$$

m: massa de substância dissolvida, geralmente em gramas.

V: volume da solução, geralmente em litros.

C: concentração em gramas por litro.

Exemplo



$$C = \frac{500g}{4L}$$

$$C = 125g/L$$

Em 1 litro de solução, existem 125g de glicose.

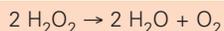
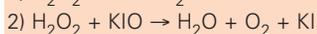
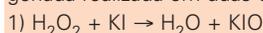


No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M201**

Exercícios Resolvidos

1 Considere a decomposição da água oxigenada realizada em duas etapas:



Qual a espécie que funciona como catalisador da reação?

Resolução

É o iodeto de potássio (KI).

Observe que, para todo KI consumido na etapa 1, é produzido outro KI na etapa 2.

Portanto, o KI não é consumido na reação.

2 A água de lavadeira é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (NaClO) e é usada como alvejante. Analise as operações:

I) Pingam-se gotas dessa solução em um tecido de algodão colorido.

II) Em outra parte desse tecido, pingam-se gotas de água de lavadeira com igual quantidade de água.

Passado igual tempo de contato, qual parte está mais descolorada? Por quê?

Resolução

A parte do tecido mais descolorada é aquela na qual se pingou a água de lavadeira sem adição de água. Quanto maior a concentração, maior a velocidade de descoloramento. Quando se mistura a água de lavadeira com igual quantidade de água, a concentração cai pela metade. Sendo *m* a massa do hipoclorito de sódio e *V* o volume da solução, temos:

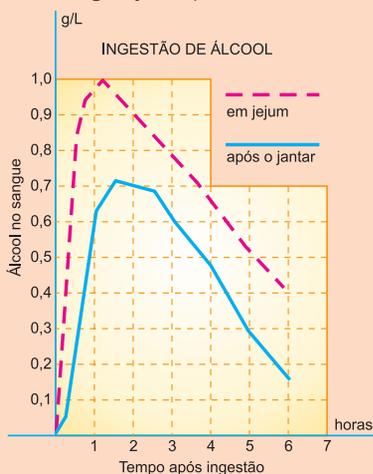
$$C_I = \frac{m}{V}$$

$$C_{II} = \frac{m}{2V}$$

$$C_I > C_{II}$$

3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Após a ingestão de bebidas alcoólicas, o metabolismo do álcool e sua presença no sangue dependem de fatores como peso corporal, condições e tempo após a ingestão.

O gráfico mostra a variação da concentração de álcool no sangue de indivíduos de mesmo peso que beberam três latas de cerveja cada um, em diferentes condições: em jejum e após o jantar. Tendo em vista que a concentração máxima de álcool no sangue permitida pela legislação brasileira para motoristas é 0,6 g/L, o indivíduo que bebeu após o jantar e o que bebeu em jejum **só poderão dirigir após**, aproximadamente,



(Revista Pesquisa FAPESP nº 57.)

a) uma hora e uma hora e meia, respectivamente.

b) três horas e meia hora, respectivamente.

c) três horas e quatro horas e meia, respectivamente.

d) seis horas e três horas, respectivamente.

e) seis horas, igualmente.

Resolução

Pela análise do gráfico, o limite de 0,6g/L para o indivíduo que bebeu após o jantar começa a diminuir a partir de três horas. Para o indivíduo que bebeu em jejum, esse limite começa a diminuir a partir de, aproximadamente, quatro horas e meia.

Resposta: C

4 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – O milho verde recém-colhido tem um sabor adocicado. Já o milho verde comprado na feira, um ou dois dias depois de colhido, não é mais doce, pois cerca de 50% dos carboidratos responsáveis pelo sabor adocicado são convertidos em amido nas primeiras 24 horas.

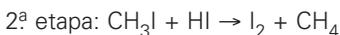
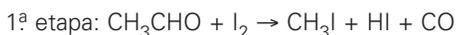
Para preservar o sabor do milho verde, pode-se usar o seguinte procedimento em três etapas:

- 1.º descascar e mergulhar as espigas em água fervente por alguns minutos;
- 2.º resfriá-las em água corrente;
- 3.º conservá-las na geladeira.

A preservação do sabor original do milho verde pelo procedimento descrito pode ser explicada pelo seguinte argumento:

- a) O choque térmico converte as proteínas do milho em amido até a saturação; este ocupa o lugar do amido que seria formado espontaneamente.
- b) A água fervente e o resfriamento impermeabilizam a casca dos grãos de milho, impedindo a difusão de oxigênio e a oxidação da glicose.
- c) As enzimas responsáveis pela conversão desses carboidratos em amido são desnaturadas pelo tratamento com água quente.

2 (FUNDAÇÃO CARLOS CHAGAS) – Na presença de catalisador, o mecanismo de dada reação foi descrito por meio das seguintes etapas:



A substância catalisadora da reação é

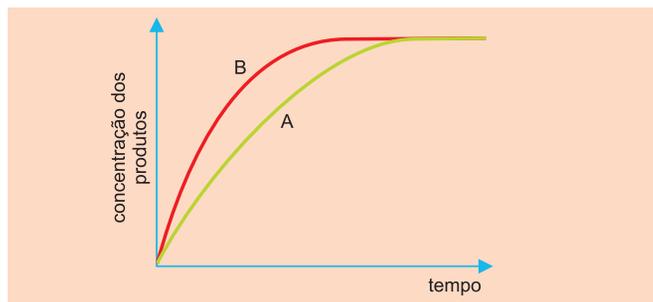
- a) I_2 b) CH_3I c) HI d) CO e) CH_4

RESOLUÇÃO:

O catalisador (I_2) entra na reação e é regenerado no final.

Resposta: A

3 Observe o diagrama representativo de uma mesma reação química.



Qual curva representa a reação na presença de um catalisador? Explique.

RESOLUÇÃO:

O catalisador acelera a reação e, portanto, decorre um tempo menor para atingir o seu término. A curva B representa a reação na presença de catalisador.

Módulo

12

Rapidez de uma reação química (experiências)

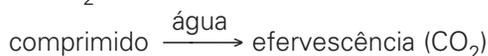
Palavras-chave:

- Superfície de contato
- Temperatura
- Catalisador
- Natureza dos reagentes
- Concentração

1. Fatores que alteram a velocidade das reações químicas

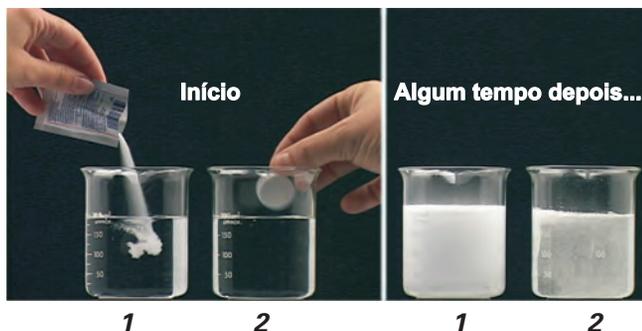
1ª experiência

– Para notar a influência da **superfície de contato** na velocidade das reações químicas, considere a dissolução, em água, de um comprimido efervescente contra azia. Na dissolução do comprimido em água, ocorre uma reação que provoca a formação de uma efervescência, que é causada pela liberação de gás carbônico (CO_2).



Em dois copos que contenham água pela metade, coloque, no primeiro, um **comprimido o mais triturado possível**, no segundo, um **comprimido inteiro**. No primeiro copo teremos uma efervescência mais rápida por causa da maior superfície de contato.

FOTO OBJETIVO MÍDIA



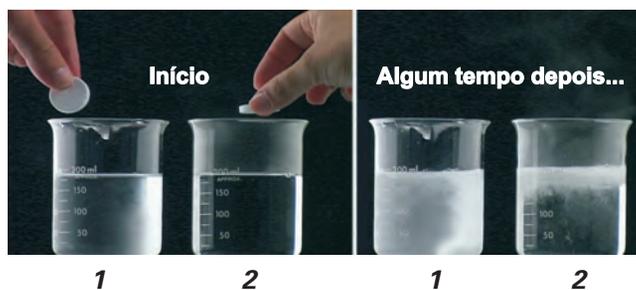
A reação utilizando o antiácido em pó (béquer da esquerda, 1) é bem mais rápida do que a reação com o comprimido inteiro (béquer 2). Com o antiácido na forma de pó, a superfície de contato é maior e, portanto, maior a velocidade da reação.

2ª experiência

– Para observar a influência da **temperatura** na velocidade das reações químicas, podemos usar comprimidos efervescentes.

Coloque, num copo, água na temperatura ambiente; e em outro, água quente (aquecida por uma lamparina a álcool). Acrescente um comprimido inteiro em cada copo. Verifica-se que no copo com água quente o tempo de dissolução do comprimido é menor e, portanto, a velocidade da reação é maior.

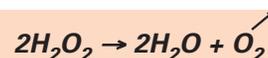
FOTO OBJETIVO MÍDIA



No béquer da esquerda (1), contendo água quente, ocorre reação com maior rapidez do que no béquer da direita (2), contendo água na temperatura ambiente. Quanto maior a temperatura, maior será a velocidade da reação.

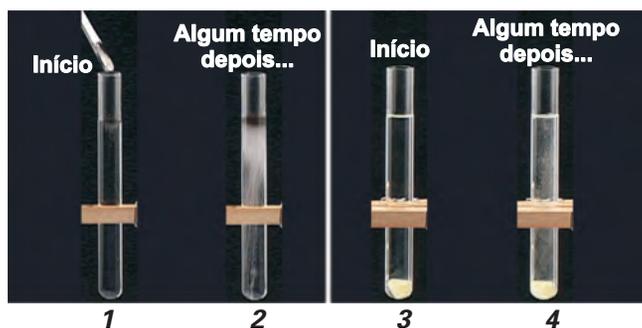
3ª experiência

– Para verificar a influência do **catalisador** na velocidade das reações químicas, usaremos o fato de que a água oxigenada sofre decomposição formando água e gás oxigênio, segundo a equação química:



Coloque um pouco de água oxigenada a 20 volumes em três tubos de ensaio colocados numa estante de tubos de ensaio. No segundo tubo, adicione um pouco de MnO_2 (catalisador) em pó e verifique o aumento da velocidade de liberação do gás oxigênio. No terceiro tubo, adicione uma rodela de batata e verifique o aumento da velocidade de liberação do gás oxigênio. Na batata, existe uma substância chamada catalase, que atua como catalisador na decomposição da água oxigenada. No primeiro tubo (sem catalisador), a reação é tão lenta que é imperceptível.

FOTO OBJETIVO MÍDIA



O dióxido de manganês e a catalase são catalisadores da reação de decomposição da água oxigenada ($2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$). Nos tubos 1 e 2, a catalise é provocada pela adição de MnO_2 . Nos tubos 3 e 4, a adição de um pedaço de batata, que contém catalase, acelera a reação de decomposição da água oxigenada.

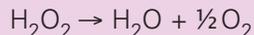


Saiba mais

Enzima (do grego *en*, dentro, e *zyme*, fermento) é um termo usado normalmente para designar as proteínas que atuam como catalisadores de reações bioquímicas (reações importantes intra ou extracelular que ocorrem em organismos animais e vegetais). Certas enzimas possuem a função de acelerar a decomposição de substâncias nocivas produzidas no organismo como subproduto de processos metabólicos.

Algumas das reações de oxidorredução que ocorrem nas células durante a degradação de aminoácidos (constituintes das proteínas) e de gorduras produzem peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , substância muito reativa, que pode lesar a célula se não for rapidamente degradada.

É aí que entra em ação a enzima catalase, cuja função é acelerar a decomposição do peróxido de hidrogênio:



As enzimas, que muitas vezes aumentam a velocidade das reações bioquímicas, possuem ação altamente específica, ou seja, atuam apenas sobre determinado tipo de reação.

4ª experiência

– Para notar a influência da **natureza dos reagentes** na velocidade das reações químicas, faremos dois experimentos:

1º experimento: Em um tubo de ensaio, vamos adicionar uma solução de nitrato de prata e outra solução aquosa de cloreto de sódio. Notaremos a formação imediata de um sólido branco, mostrando que a interação entre os reagentes foi rápida.

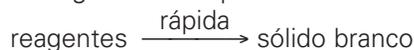
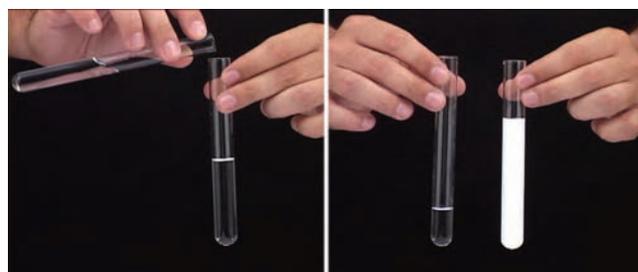


FOTO OBJETIVO MÍDIA

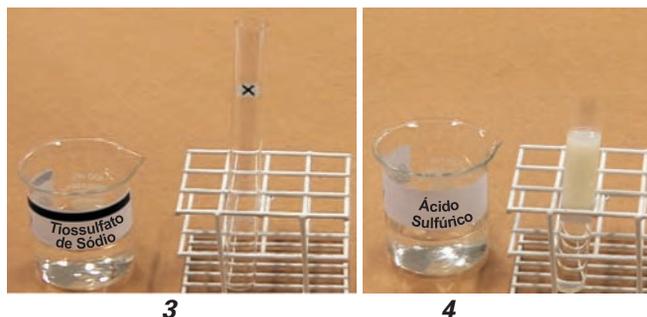


1) Solução aquosa de $AgNO_3$ sendo adicionada em solução aquosa de $NaCl$. 2) Formação rápida de precipitado de $AgCl$.

2º experimento: Em um tubo de ensaio, vamos colar um pedaço de papel branco com um X desenhado com tinta preta. Vamos adicionar no tubo uma solução de tiosulfato de sódio e algumas gotas de ácido sulfúrico. Lentamente, a solução ficará turva devido à formação de enxofre, mostrando que a interação entre os reagentes foi lenta. Depois de certo tempo, não se enxerga mais o X em consequência da turvação da solução.



FOTO OBJETIVO MÍDIA



3) Solução de tiosulfato de sódio e tubo de ensaio com um X. Coloca-se a solução de tiosulfato de sódio no tubo de ensaio.

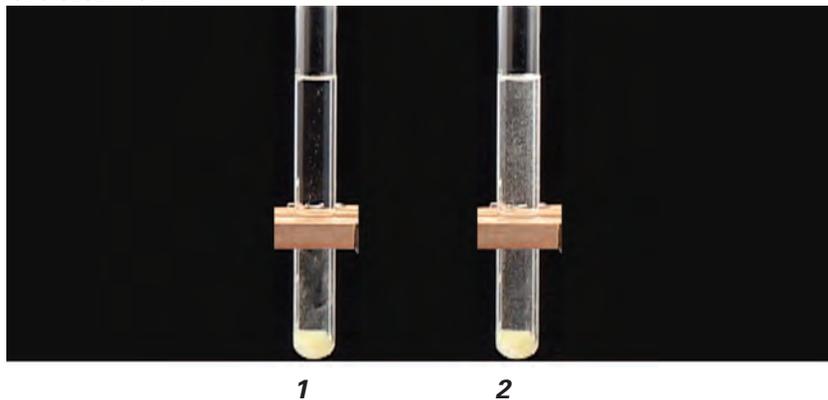
4) Adicionando-se ácido sulfúrico, ocorre a formação lenta de suspensão de enxofre no tubo de ensaio. A velocidade da reação depende da natureza dos reagentes.

5ª experiência

– Para verificar a influência da **concentração dos reagentes** na velocidade das reações químicas, faremos o seguinte experimento:

Coloque um pouco de água oxigenada a 10 volumes em um tubo de ensaio e, em outro tubo de ensaio, um pouco de água oxigenada a 20 volumes. Os dois tubos devem estar numa estante de tubos de ensaio. Adicione nos dois tubos rodela de batata ou uma pitada de MnO_2 .

Você irá observar que a velocidade da reação (medida pela liberação do gás oxigênio) é maior no tubo contendo água oxigenada a 20 volumes (maior concentração).



Decomposição da água oxigenada catalisada pela enzima catalase

- 1) Água oxigenada menos concentrada (10 volumes).
 2) Água oxigenada mais concentrada (20 volumes).
 A reação no tubo 2 é mais rápida, pois quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.

Exercícios Resolvidos

1 (FAAP-SP – MODELO ENEM) – Ao fazer pão caseiro, deixa-se a massa “descansar” a fim de que o fermento biológico atue. Algumas cozinheiras costumam colocar uma pequena bola de massa dentro de um copo com água. Após algum tempo, a bolinha, inicialmente no fundo do copo, passa a flutuar na água. Isso indica que a massa está pronta para ir ao forno.

Com base no texto, podemos afirmar:

- A densidade inicial da bolinha é maior que a da água.
- A atuação do fermento faz a bolinha flutuar porque a fermentação libera gás carbônico dentro da massa; isso faz a bolinha aumentar de volume, até ficar menos densa que a água e subir.
- Em dias frios, a bolinha leva mais tempo para subir, porque a fermentação, como toda reação química, tem sua velocidade reduzida com a diminuição da temperatura.

Dessas afirmações:

- Somente a afirmativa I é correta.
- Somente a afirmativa II é correta.
- Somente a afirmativa III é correta.
- Somente as afirmativas I e II são corretas.
- As afirmativas I, II e III são corretas.

Resolução

- Correta.**
A bolinha, inicialmente, está no fundo do copo.
- Correta.**
O conjunto bolinha mais gás carbônico tem densidade menor que a da água.
- Correta.**
O aumento da temperatura provoca elevação da velocidade de qualquer reação química.

Resposta: E

2 (FUNDAÇÃO CARLOS CHAGAS – MODELO ENEM) – No dia 25 de outubro de 1988, uma emissora de rádio transmitiu a seguinte notícia: “Em Santos-SP, ocorreu grande incêndio em uma indústria de torrefação e moagem de café. Todos os estoques foram destruídos”. Independentemente da causa do incêndio, sua rápida propagação foi favorecida

- pelo aumento de temperatura local que se estabeleceu com o início do incêndio;
- pelo grau de subdivisão em que se encontrava o café;
- pelo elevado grau de umidade do ar, geralmente verificado em cidades litorâneas.

Dessas afirmações:

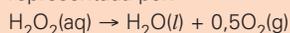
- I é correta.
- II é correta.
- III é correta.
- I e II são corretas.
- I e III são corretas.

Resolução

- Correta.**
O aumento de temperatura provoca elevação da velocidade de qualquer reação química.
- Correta.**
Café em pó apresenta maior superfície de contato do que café em grãos.
- Incorreta.**
A umidade do ar não aumenta a velocidade de propagação de um incêndio.

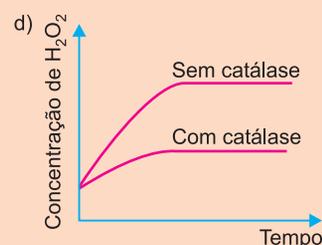
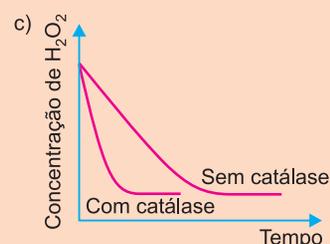
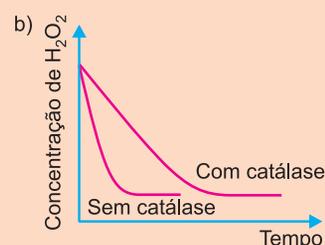
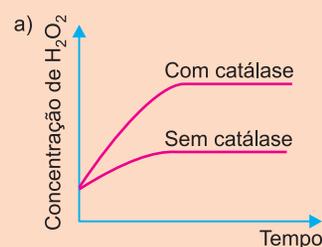
Resposta: D

3 (UFMG – MODELO ENEM) – A água oxigenada, H_2O_2 , é utilizada como antisséptico. O seu poder antisséptico resulta da formação de $O_2(g)$ em sua decomposição, que pode ser representada por:



Essa reação, muito lenta na temperatura ambiente, é consideravelmente acelerada na presença da catalase, uma enzima existente no sangue humano. Em uma determinada experiência, mediu-se a velocidade de decomposição de $H_2O_2(aq)$, com e sem adição de

catalase. O gráfico que descreve qualitativamente os resultados encontrados nesse experimento é:



Resolução

A concentração do H_2O_2 diminui com o tempo, pois o reagente é consumido. Com catalase, a reação é mais rápida.

Resposta: C



Alquimistas franceses da Idade Média fabricavam remédios e procuravam a fórmula do ouro em laboratórios. (no detalhe)

QUÍMICOS MEDIEVAIS BUSCAVAM A FÓRMULA DO OURO O QUE É ALQUIMIA?

Imagine se toda a matéria do mundo fosse formada por quatro elementos: água, ar, fogo e terra. Teoricamente, seria possível, apenas alterando a proporção deles, transformar um material em outro, fundir cobre, ferro, estanho, chumbo, misturar com mercúrio, arsênio, sais e obter o metal perfeito: o ouro.

Era o que acreditavam os alquimistas da Europa medieval. Hoje, a ideia parece ingênua. “Eles não conheciam a estrutura atômica e não podiam observar moléculas e elementos químicos”. “Mas suas ideias eram extremamente lógicas.” Além de conhecerem processos avançados de laboratório, eram capazes de fazer ligas metálicas e reações químicas. Foram os precursores da Química, à qual legaram o nome: Al khemía, em egípcio, quer dizer transmutação. Foram os árabes que levaram a alquimia para a Europa.

1. Fogo: uma das mais antigas transformações químicas



O fogo é a manifestação da reação de oxidação (combustão) entre o oxigênio do ar e o combustível. Uma parte da energia contida nas partículas da matéria que queima aparece na forma de calor e luz.

Os produtos da reação são gases quentes menos densos que o ar e que têm tendência para elevar-se.

O domínio do fogo representa sem dúvida uma das mais antigas descobertas químicas. O fogo era fonte de luz e calor; constituía uma arma; fonte de energia para a transformação dos materiais, principalmente dos alimentos. As carnes churrasqueadas melhoravam de sabor e podiam ser conservadas por mais tempo. A cerâmica foi obtida pelo cozimento da argila.



Saiba mais

A QUÍMICA DOMÉSTICA

Os pigmentos, que conferiam a cor às tintas, eram obtidos de minerais, vegetais e animais. Sucos vegetais como o índigo (cor de anil) e a garancina (vermelho vivo) eram usados para tingir as roupas. Os romanos obtinham a cor púrpura a partir de um molusco. Vários minerais eram usados como produtos de beleza: carbonato de chumbo (branco), sulfeto de mercúrio (vermelho). O mínio (óxido de chumbo) servia aos gregos para betumar (tapar juntas com betume) os seus navios.

As mais antigas bebidas alcoólicas conhecidas são a cerveja (obtida pela fermentação de cereais) e o vinho (fermentação alcoólica do açúcar contido no suco de uva).

A etapa principal da mumificação dos cadáveres no Egito consistia num banho prolongado do cadáver (sem as vísceras e o

cérebro) em salmoura durante várias semanas. Depois o corpo era impregnado de aromas, resinas e envolto em ligaduras.

Muito cedo, os egípcios aprenderam a fabricar vidro. Artefatos de barro, sob a ação do fogo, tinham as suas superfícies vitrificadas. Por volta de 1500 a. C. o vidro era preparado a partir de carbonato de sódio (existe no estado natural no Egito) e areia, colorindo-o com a ajuda de óxidos metálicos. Os egípcios executavam destilações e sabiam extrair substâncias contidas nas plantas.

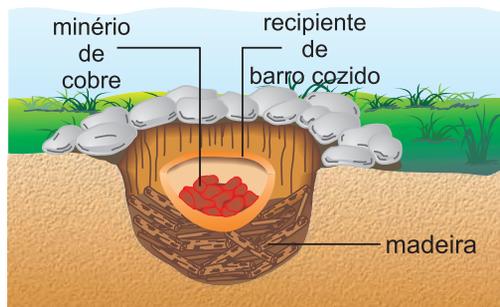


A múmia do faraó Ramsés II, um dos maiores nomes do Novo Império Egípcio.

2. Operações metalúrgicas

Os primeiros metais que o ser humano utilizou (6000 anos a. C. a 4000 anos a. C.) foram o cobre e o ouro, que podiam ser encontrados praticamente puros na superfície do solo. O martelamento do ouro e do cobre os endurecia e lhes dava a forma desejada.

Entre os anos 4000 e 3000 a.C., mais um metal nativo foi utilizado: a prata. Nesse período, aprendeu-se a extrair cobre e chumbo de seus minérios. Misturando a rocha com carvão e fazendo uma fogueira em um buraco cavado no solo, separava-se o metal. O metal fundido era derramado no interior de moldes de pedra ou de metal e, após resfriamento, tomava sua forma. As técnicas de fundição se iniciaram dessa maneira.



Obtenção do cobre a partir de um mineral que contém cobre na sua estrutura.

Entre 3000 e 2000 a. C., foi obtido o bronze (liga de cobre e estanho) pelo aquecimento com carvão de mistura de rochas (cassiterita, minério de estanho, com minério de cobre). O bronze é mais duro e mais fundível do que o cobre, permitindo a fabricação de numerosos objetos. Deu-se a essa época o nome de "idade do bronze".

A utilização tardia do ferro deve-se à sua difícil metalurgia. Entre 2000 e 1000 a. C., o ferro foi obtido a partir de seus minérios (óxidos de ferro) e carvão vegetal. A temperatura de 1535°C, em que o ferro funde, não era atingida. Obtinha-se uma massa de ferro e escórias. As impurezas eram expulsas por reaquecimento e martelamento. Com isso nasceu o aço, um ferro que contém até 1,7% de carbono e lâminas de alta qualidade foram conseguidas, obtendo-se armas superiores às que eram feitas de bronze.



Saiba mais

FERRO

O segredo da obtenção do ferro só foi descoberto por volta de 1280 a.C. pelos hititas, povo que constituiu um grande império na Ásia. Os hititas introduziam o minério de ferro misturado com carvão em fornos (buracos cavados no solo) e por meio de foles injetavam ar. Obtinham assim uma temperatura bem maior do que a necessária para a extração do cobre. Os hititas acabaram obtendo o aço, que é uma mistura de ferro e carbono.

3. Alquimia

No período de 300 a 1700 d. C, floresceu a alquimia. Os alquimistas tinham o domínio das técnicas de metalurgia, desenvolviam trabalhos em laboratórios, mas eram influenciados fortemente por ideias místicas. Buscavam a pedra filosofal (com a qual seria possível transformar metais em ouro) e o elixir da longa vida (com o qual seria conseguida a imortalidade).

O papel dos alquimistas foi muito importante: muitas substâncias passaram a ser conhecidas, remédios foram desenvolvidos, técnicas de purificação foram aprimoradas, o ácido acético foi descoberto (vinagre), o ácido clorídrico (muriático) foi produzido pela reação do ácido sulfúrico com o cloreto de sódio.

Entre 1400 e 1600, os alquimistas passaram a se preocupar com a cura de doenças por meio de substâncias químicas, e o resultado foi o nascimento da **iatroquímica**, a precursora da moderna química médica. Nesse período, destacou-se **Paracelso** (1493-1541), que ao lado de muitas observações e avaliações erradas, apresentou trabalhos bastantes positivos, como: introdução das tinturas (extratos alcoólicos); uso de remédios à base de ópio (sedativo), substâncias contendo mercúrio (antisséptico), enxofre (antimicótico), ferro (antianêmico) e outras.



Paracelso (1493-1541), fundador da iatroquímica.

4. Robert Boyle – o químico cético

O inglês Robert Boyle (1627-1691) foi um experimentador metódico, autor de volumosa obra. Dando uma interpretação racional aos fenômenos químicos, sem mistificação ou mágica, praticamente decretou o fim da alquimia.



Robert Boyle

Informações complementares (não há necessidade de memorizá-las):

Estabeleceu a famosa Lei de Boyle: o produto da pressão do gás pelo seu volume é constante na condição de temperatura constante ($P.V = k$). Caracterizou os cloretos usando nitrato de prata (forma-se precipitado branco de cloreto de prata). Diferenciou um ácido de uma base pela mudança de cor do xarope de violeta (indicador ácido-base), que fica vermelho na presença de ácido e verde na presença de base. Deve-se notar que antes de Boyle um ácido era reconhecido pelo seu gosto picante. Deu uma definição mais clara de elemento censurando os elementos de Aristóteles: fogo, água, terra e ar.

Boyle apresentou o seu trabalho em um livro muito importante com o nome *The Sceptical Chemist* (*O Químico Cético*).

5. Lavoisier – o maior químico do século XVIII

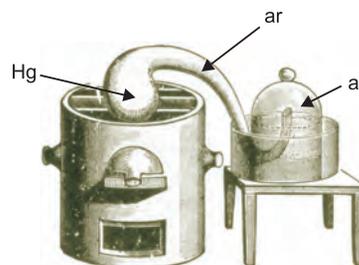
A química dos gases começa a se desenvolver em meados do século XVIII. Sabia-se que a dissolução de um metal em um ácido provocava a liberação de um gás. Em 1765, Henry Cavendish determinou a densidade e a força de detonação desse “ar inflamável”, o hidrogênio.

Cavendish queimou esse “ar inflamável” ao ar livre e obteve água. Pensava-se que o “ar inflamável” era expulso dos metais pelos ácidos.

O ferro, por exemplo, reage com ácido clorídrico formando cloreto ferroso e gás hidrogênio:



Uma das maiores descobertas no século XVIII foi a do **oxigênio**. Em 1774, **Joseph Priestley** constatou a liberação de um gás ao aquecer óxido vermelho de mercúrio (HgO). Esse gás mantinha a chama de uma vela; era respirável e mantinha um rato vivo durante mais tempo que o ar normal. No entanto, Priestley não via com nitidez a diferença entre esse “ar vital” e o ar normal.



Aparelho usado por Lavoisier para aquecer mercúrio na presença de determinado volume de ar.



Antoine Laurent Lavoisier

Em 1776, Antoine Laurent Lavoisier aqueceu mercúrio em presença de ar em recipiente fechado, obtendo óxido vermelho de mercúrio. Notou a diminuição da quantidade de ar no recipiente, sobrando um resíduo inerte (o nitrogênio, N_2). Em seguida, Lavoisier decompôs o produto por aquecimento, obtendo mercúrio e o “ar vital” (o oxigênio, O_2). Misturando o ar vital com o resíduo gasoso da primeira experiência, ele recompôs o ar normal.

Lavoisier deu erradamente o nome de oxigênio ao “ar vital”, pois pensava que se tratava de um constituinte de todos os ácidos (no grego, *oxigênio* significa “gerador de ácido”).

Lavoisier demonstrou que o oxigênio do ar é responsável pelas combustões, estabeleceu a lei da conservação da massa, apresentou uma nomenclatura química com base científica e desencadeou uma verdadeira “revolução química” com a publicação do seu *Traité Élémentaire de Chimie* (*Tratado Elementar de Química*), em 1789.

Lavoisier também deu uma definição nova para elemento químico: substância que não pode ser decomposta em substâncias mais simples.



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em “localizar”, digite **QUIM1M202**



O Destaque



Louis Pasteur (1822-1895) lançou as bases da Estereoquímica, da Microbiologia e da Medicina moderna. Deve-se a Pasteur a produção da vacina antirrábica; o tratamento de moléstias dos animais e de doenças das plantas.

Em 1864, Pasteur demonstrou que todo organismo vivo provém de outro organismo vivo, acabando com a ideia da geração espontânea.

A pasteurização consiste no aquecimento do alimento (leite) à temperatura de 50 a 60°C por alguns minutos seguido de um resfriamento abrupto. O choque térmico mata os micro-organismos causadores de doenças.

Na Química, Pasteur voltou-se para o estudo da simetria das moléculas. Esclareceu o fenômeno da fermentação, admitindo que pequenos organismos vivos são essenciais para que ela ocorra.

Louis Pasteur

Exercícios Resolvidos

1 De que maneira o domínio do fogo influenciou o modo de vida do homem primitivo?

Resolução

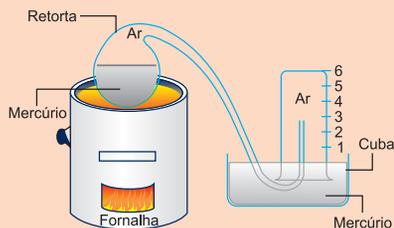
Mudança de alimentação. Fabricação de objetos de cerâmica. Obtenção de metais a partir de seus minérios.

2 Mostrou que era possível encarar a natureza sem mistérios ou mistificações e que muitas questões da química poderiam ser respondidas por intermédio de experimentos bem planejados. Escreveu o livro *O químico cético*. Trata-se de:

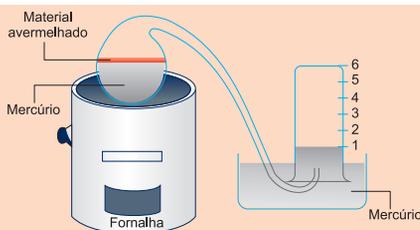
- a) Paracelso
- b) Robert Boyle
- c) Isaac Newton
- d) Aristóteles
- e) Lavoisier

Resposta: B

3 (MODELO ENEM) – Na experiência de Lavoisier sobre a composição do ar, foi utilizada a seguinte aparelhagem:



Lavoisier aqueceu lentamente a retorta contendo uma massa conhecida de mercúrio. Observou o aparecimento de um material avermelhado (óxido de mercúrio) na superfície do mercúrio contido na retorta. O nível de mercúrio dentro do frasco emborcado na cuba subiu até se estabilizar. Lavoisier cessou o aquecimento e esperou o sistema alcançar a temperatura ambiente.



Sobre a experiência de Lavoisier, afirma-se:

- I) Lavoisier concluiu que o ar atmosférico não era um elemento, pois podia ser separado em duas partes diferentes.
- II) O ar residual dentro do frasco emborcado (5/6 do ar atmosférico) não mantém a combustão.
- III) Lavoisier concluiu que aproximadamente 17% do ar atmosférico era o ar vital (oxigênio).

Estão corretas somente as afirmativas

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

Resolução

I) **Correta.** Uma parte do ar $\left(\frac{5}{6}\right)$ não reagiu com o mercúrio, portanto o ar seria uma mistura.

II) **Correta.** É o nitrogênio (N_2).

III) **Correta.**
 $6 \text{ — } 100\%$
 $1 \text{ — } x \therefore$
 $x = 16,6\% \cong 17\%$

Resposta: E

4 (FATEC-SP – MODELO ENEM) – Considere o texto a seguir:

Cavendish ficou intrigado pelo gás que era produzido quando certos ácidos reagiam com metais. [...] Descobriu que esse novo gás tinha uma densidade de apenas 1/14 da do ar. Observou também que, quando uma chama era introduzida numa mistura desse gás com ar, o gás pegava fogo. Por isso, chamou-o de "ar inflamável dos metais". [...] Cavendish pensou que o ar inflamável vinha de fato dos metais, não do ácido. Como a maioria dos químicos, seus contemporâneos, ele também aceitava a teoria do flogístico, acreditando que os metais eram uma combinação de cinza metálica e flogístico. Isso, juntamente com a leveza e a inflamabilidade excepcionais do "ar inflamável", o levou à conclusão sensacional de que havia conseguido isolar o flogístico.

flamável dos metais". [...] Cavendish pensou que o ar inflamável vinha de fato dos metais, não do ácido. Como a maioria dos químicos, seus contemporâneos, ele também aceitava a teoria do flogístico, acreditando que os metais eram uma combinação de cinza metálica e flogístico. Isso, juntamente com a leveza e a inflamabilidade excepcionais do "ar inflamável", o levou à conclusão sensacional de que havia conseguido isolar o flogístico.

(Paul Strathern, *O sonho de Mendeleiev*)

As informações contidas no texto permitem concluir que o gás observado por Cavendish era o

- a) O_2
- b) N_2
- c) H_2
- d) CO_2
- e) CH_4

Resolução

O gás liberado quando um metal bastante reativo reage com certos ácidos é o gás hidrogênio, cuja fórmula é H_2 . O ar inflamável, portanto, corresponde ao gás hidrogênio.

Exemplo: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Resposta: C

5 (VESTIBULINHO ETE) – Leia as afirmações a seguir que exemplificam a exploração da natureza ao longo da história.

- No período da Idade da Pedra, os homens usavam armas e ferramentas, lapidando pedaços de rochas encontradas na natureza.
- O uso do cobre para a fabricação de utensílios domésticos, provavelmente, deve-se à constatação de sua fusão em uma fogueira feita sobre rochas que continham esse minério.
- Os primeiros registros de uma bebida alcoólica, feita a partir da fermentação de cereais, datam das civilizações mesopotâmicas, podendo ser considerada uma das mais antigas técnicas de produção.
- Na Idade Média, o processo de conservação das carnes era feito por meio da salga e da defumação (secar ou expor à fumaça).

Analisando esses fenômenos, pode-se afirmar que ocorre a transformação química apenas nos processos de

- lapidar rochas e fundir cobre.
- fundir cobre e defumar carne.
- fundir cobre e fermentar cereais.
- lapidar rochas e fermentar cereais.
- fermentar cereais e defumar carne.

Resolução

Lapidação de rochas e fusão do cobre são fenômenos físicos. Na fermentação de cereais, ocorre transformação química, pois carboidratos (açúcares) são transformados em álcool. A

defumação é uma técnica de preservação de carnes que consiste na exposição ao calor da fumaça. A fumaça proveniente da queima da madeira contém aldeído fórmico que destrói as bactérias.

Resposta: E

6 (MODELO ENEM) – Lavoisier foi o primeiro cientista a determinar que o ar era constituído por uma mistura de dois gases: 21% de oxigênio e 79% de azoto (não permite a existência de vida, azoto = não vida). Esse gás é conhecido atualmente por

- hidrogênio.
- nitrogênio.
- amônia.
- gás carbônico.
- cloro.

Resolução

Lavoisier aqueceu mercúrio em presença de ar em recipiente fechado e obteve óxido de mercúrio vermelho. Notou a diminuição da quantidade de ar no recipiente, sobrando um resíduo inerte. Um rato colocado em um recipiente fechado contendo esse resíduo não sobrevivia. Esse gás residual foi chamado de azoto (sem vida), sendo o atual nitrogênio (N_2).

Resposta: B

Exercícios Propostos

1 Em 1774, Priestley aqueceu o óxido vermelho de mercúrio, ocasionando a liberação de um gás.

Julgue os itens:

- Esse gás apagava a chama de uma vela.
- Mantinha um rato vivo durante menos tempo que o ar normal.
- Esse gás era o gás carbônico.

RESOLUÇÃO:

1) Errado.

O gás avivava a chama de uma vela.

2) Errado.

O gás mantinha um rato vivo durante mais tempo que o ar normal.

3) Errado.

Era o gás oxigênio.

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Na fabricação de qualquer objeto metálico, seja um parafuso, uma panela, uma joia, um carro ou um foguete, a metalurgia está presente na extração de metais a partir dos minérios correspondentes, na sua transformação e sua moldagem. Muitos dos processos metalúrgicos atuais têm em sua base conhecimentos desenvolvidos há milhares de anos, como mostra o quadro:

MILÊNIO ANTES DE CRISTO	MÉTODOS DE EXTRAÇÃO E OPERAÇÃO
quinto milênio a.C.	Conhecimento do ouro e do cobre nativos
quarto milênio a.C.	Conhecimento da prata e das ligas de ouro e prata Obtenção do cobre e chumbo a partir de seus minérios Técnicas de fundição
terceiro milênio a.C.	Obtenção do estanho a partir do minério Uso do bronze
segundo milênio a.C.	Introdução do fole e aumento da temperatura de queima Início do uso do ferro
primeiro milênio a.C.	Obtenção do mercúrio e dos amálgamas Cunhagem de moedas

Podemos observar que a extração e o uso de diferentes metais ocorreram a partir de diferentes épocas. Uma das razões para que a extração e o uso do ferro tenham ocorrido após a do cobre ou estanho é

- a inexistência do uso de fogo que permitisse sua moldagem.
- a necessidade de temperaturas mais elevadas para sua extração e moldagem.
- o desconhecimento de técnicas para a extração de metais a partir de minérios.
- a necessidade do uso do cobre na fabricação do ferro.
- seu emprego na cunhagem de moedas, em substituição ao ouro.

RESOLUÇÃO:

Uma das razões para que a extração e o uso do ferro tenham ocorrido após a do cobre ou estanho é a necessidade de temperaturas mais elevadas para sua extração e moldagem.

Resposta: B

3 (MACKENZIE-SP – MODELO ENEM) – Átomos de certo elemento químico formam um gás, que foi preparado e identificado por H. Cavendish, em 1776. O cientista lhe deu o nome de “ar combustível”, pois, ao ser misturado com o ar, formava uma mistura explosiva. Em 1783, descobriu-se que ele era um elemento componente da água, surgindo dessa observação seu nome. Sua molécula é chamada de

- gás oxigênio.
- gás carbônico.
- gás hidrogênio.
- gás nitrogênio.
- gás amônia.

RESOLUÇÃO:

O “ar combustível” é o gás hidrogênio (gerador de água) de fórmula H_2 . O elemento hidrogênio combina-se com o elemento oxigênio formando água.

Resposta: C

- Arrhenius • Ácido libera H^+
- Ionização

Foto Objetivo Mídia



COMPOSTOS INORGÂNICOS

Os compostos costumam ser classificados em orgânicos, formados pelo elemento carbono, e inorgânicos, formados pelos demais elementos.

Alguns compostos de carbono são estudados na Química Inorgânica: monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), ácido cianídrico (HCN), ácido carbônico (H_2CO_3), os sais chamados carbonatos. Os principais compostos inorgânicos são os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

A palavra ácido significa azedo em latim. Os ácidos aparecem nas baterias de carros (ácido sulfúrico), no nosso estômago (ácido clorídrico), no limão (ácido cítrico), nas formigas e abelhas (ácido fórmico), nas uvas (ácido tartárico), nos refrigerantes do tipo cola (ácido fosfórico), nas bebidas carbonatadas (ácido carbônico).

As bases ou álcalis são substâncias que neutralizam os ácidos e aparecem nos limpadores de fogão (hidróxido de sódio), no leite de magnésia (hidróxido de magnésio), nos produtos de limpeza (hidróxido de amônio).

As urtigas são ácidas e quando se “queima” a pele no contato com uma delas, pode-se esfregar uma folha de azedinha, que contém uma base.

A neutralização de um ácido por uma base resulta na formação de sal e água.

Os sais são substâncias químicas muito comuns e úteis. Podem ser encontrados em pigmentos, fertilizantes, na pólvora. Muitos minerais são feitos de sais: calcário (carbonato de cálcio), gipsita (sulfato de cálcio), fluorita (fluoreto de cálcio).

Os óxidos são compostos de oxigênio e outro elemento. Água (H_2O), gás carbônico (CO_2), areia (SiO_2), ferrugem (Fe_2O_3), monóxido de carbono (CO) são exemplos de óxidos.



Foto Objetivo Mídia



Foto Objetivo Mídia

1. Ácidos e bases

Algumas frutas e materiais que estamos acostumados a utilizar no nosso dia a dia têm sabor azedo. Como exemplo, temos o limão, a laranja e o vinagre. Os três têm algo em comum. Uma substância química, um ácido.

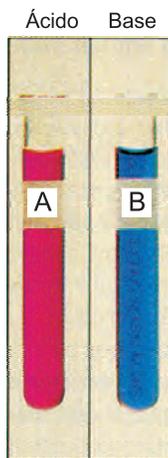
Dessa forma, o ácido cítrico que está presente no limão e na laranja e o ácido acético, presente no vinagre, são ácidos.

Uma solução de base tem sabor amargo e é escorregadia ao tato como sabão. Assim, a soda cáustica e o leite de magnésia são bases.

Tornassol

Os ácidos e as bases mudam a cor de certas substâncias chamadas indicadores.

O tornassol é um corante extraído de certos líquenes. O tornassol fica azul na presença de uma base e vermelho na presença de um ácido.



Tornassol.

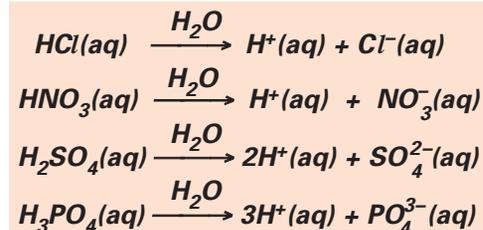
2. Ácidos - limão, laranja, vinagre

Os ácidos são substâncias muito comuns na natureza. Você já deve ter ouvido falar do ácido acético, do ácido clorídrico, do ácido cítrico.

Examinando a fórmula desses compostos, verificamos que todos têm hidrogênio, mas nem todos os compostos que têm hidrogênio são ácidos.

3. Conceito de Arrhenius (1884): ácido libera H^+

Um químico chamado Arrhenius identificou ácido como sendo **todo composto que, quando colocado na água, se ioniza, fornecendo como cátion somente íons H^+** .



O símbolo aq (aquoso) indica que a espécie está dissolvida em água.

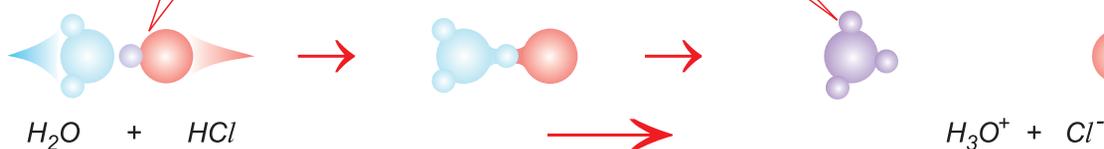
4. Atualização da teoria de Arrhenius

O íon H^+ que um ácido libera se combina com uma molécula de água (H_2O) formando H_3O^+ , que se chama **hidrônio ou hidroxônio**.



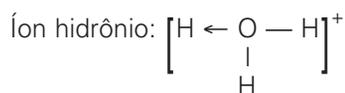
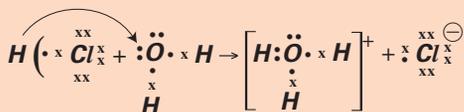
Pode-se dizer que um ácido reage com água formando o íon hidrônio. Verifique a ionização do ácido clorídrico:

A molécula de água vai receber H^+ (hidrogênio sem o seu elétron) cedido pela molécula HCl .



Átomo de hidrogênio (1 próton e 1 elétron): H^0

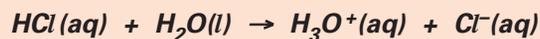
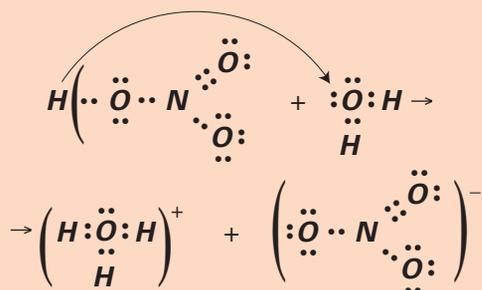
Íon de hidrogênio (somente 1 próton): H^+



A ligação entre o próton (H^+) e a molécula de água é dativa ou coordenada.

Outro exemplo

A ionização do ácido nítrico



Observe que os ácidos puros são compostos moleculares, isto é, os átomos estão ligados por ligação covalente.

Toda reação que forma íons recebe o nome de **ionização**.

As moléculas de água separam as moléculas HCl . Mas, neste caso, além da separação, segue-se um fenômeno químico chamado **ionização**.

O Destaque

Arrhenius (1859-1927) contribuiu para o estudo da Cinética Química e das soluções eletrolíticas. Apresentou a hipótese (chamada de panspermia) de que a vida na Terra teve origem em outros planetas. Arrhenius ganhou o prêmio Nobel de Química em 1903.



O físico-químico sueco Svante August Arrhenius apresentou, em 1884, a sua Teoria da Dissociação Eletrolítica.

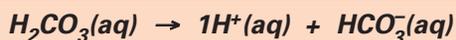
5. Ácidos com mais de 1H ionizável

Como já vimos, os ácidos, ao serem colocados em água, se ionizam, fornecendo íons H^+ . Como é a ionização de um ácido que tem mais que 1 hidrogênio? Ele

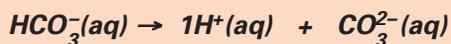
se ioniza por etapas. Cada etapa é chamada de 1ª ionização, 2ª ionização etc. O hidrogênio que se transforma em H^+ é chamado de **hidrogênio ionizável**.

Vamos tomar como exemplo o ácido carbônico (H_2CO_3):

A 1ª ionização é representada pela equação de reação simplificada:



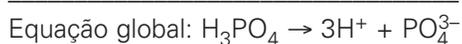
A 2ª ionização:



Equação global:

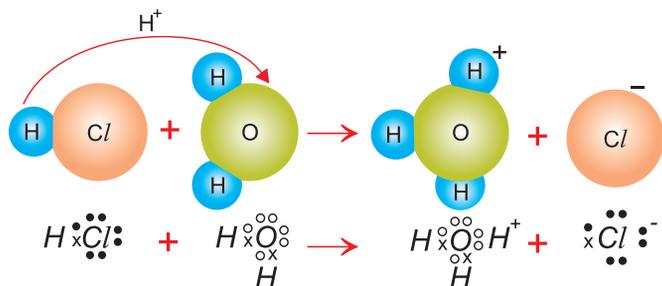
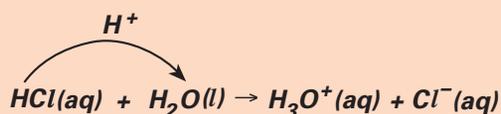


O ácido fosfórico (H_3PO_4) se ioniza em três etapas:

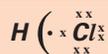


6. Hidrogênio ácido ou hidrogênio ionizável

O átomo de hidrogênio que se transforma em H^+ (ou H_3O^+) é chamado **hidrogênio ácido** ou **hidrogênio ionizável**.



Uma condição (existem outras) para o hidrogênio ser ionizável é a de estar ligado a átomo bastante eletronegativo. Considere o cloreto de hidrogênio (HCl):

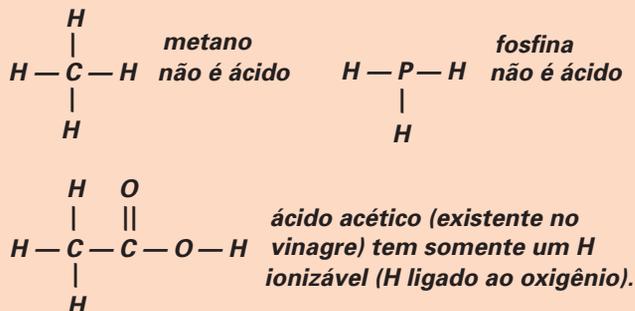


A molécula deve-se quebrar como assinalado na figura. Para isso, é necessário um átomo que atraia fortemente o par de elétron da ligação, ou seja, um átomo de grande eletronegatividade. Quando o hidrogênio estiver ligado a **F, O, Cl, Br, I, S**, existe possibilidade de ser ionizável (existem outros fatores que serão vistos mais adiante).

7. Hidrogênio não ionizável - Nem todo H é ácido!

Quando o hidrogênio estiver ligado a átomo pouco eletronegativo, por exemplo carbono (C) e fósforo (P), não é ionizável.

Exemplos

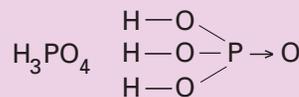


Saiba mais

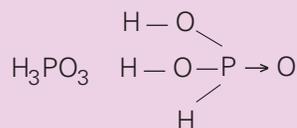
HIDROGÊNIO NÃO IONIZÁVEL

Nos ácidos oxigenados, os hidrogênios ionizáveis são os ligados a oxigênio. Assim, em alguns casos, não basta conhecer a fórmula molecular para se saber os hidrogênios ionizáveis. É necessário conhecer a fórmula estrutural.

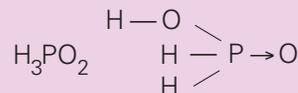
O ácido fosfórico, H_3PO_4 , tem os 3 hidrogênios ionizáveis, pois os 3 átomos de hidrogênio estão ligados a oxigênio.



O ácido fosforoso, H_3PO_3 , apesar de ter 3 átomos de hidrogênio, só tem 2 hidrogênios ionizáveis, pois 1 dos hidrogênios não está ligado a oxigênio e sim ao fósforo.



O ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , apesar de ter 3 átomos de hidrogênio, só tem 1 hidrogênio ionizável, pois 2 dos hidrogênios não estão ligados a oxigênio e sim ao fósforo.



Palavras-chave:

- ídrico • oso e ico
- hipo ... oso e per ... ico
- orto, meta e piro

1. Hidrácidos – os ácidos sem oxigênio

Os mais importantes são HF, HCl, HBr, HI, H₂S e HCN.

Para dar nome aos hidrácidos, usa-se:

ácido + nome do elemento + ÍDRICO

HF – ácido flúorídrico – ácido fluorídrico

HCl – ácido clorídrico – ácido clorídrico

HBr – ácido bromídrico – ácido bromídrico

HI – ácido iodídrico – ácido iodídrico

H₂S – ácido sulfídrico – ácido sulfídrico

HCN – ácido cianídrico – ácido cianídrico

No caso do ácido cianídrico, o nome vem do íon CN⁻ (cianeto).

2. Oxoácidos – os ácidos com oxigênio

Existem em maior quantidade. Alguns exemplos: H₂SO₄, o ácido sulfúrico, HNO₃, o ácido nítrico. Para se dar nome aos oxoácidos, utiliza-se o grau de oxigenação, número de átomos de oxigênio na molécula.

3. Oxoácidos com terminação ICO

São considerados como base para o nome dos demais ácidos. Devemos guardar os principais, cujos nomes seguem a seguinte regra:

ácido + nome do elemento + ICO

Fórmula	Nome
H ₃ BO ₃	ácido bór ICO
H ₂ CO ₃	ácido carbôn ICO
HNO ₃	ácido nítr ICO
H ₃ PO ₄	ácido fosfór ICO
H ₂ SO ₄	ácido sulfúr ICO
HClO ₃	ácido clór ICO

ácidos fundamentais para a nomenclatura dos demais ácidos do mesmo elemento e de elementos da mesma família.

4. Oxoácidos com terminação OSO

O ácido cujo nome termina em **OSO** é derivado do que termina em **ICO**, retirando-se de sua fórmula um átomo de oxigênio.

HNO ₃	HNO ₂	H ₃ PO ₄	H ₃ PO ₃
ácido nítrico	ácido nítr OSO	ácido fosfórico	ácido fosfor OSO

H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₃	HClO ₃	HClO ₂
ácido sulfúrico	ácido sulfur OSO	ácido clórico	ácido clor OSO

5. Oxoácidos com prefixo HIPO

O prefixo **HIPO** indica um ácido com um oxigênio a menos que o que termina em **OSO**. Os mais importantes são:

H ₃ PO ₃	H ₃ PO ₂	HClO ₂	HClO
ácido fosforoso	ácido HIPO fosforoso	ácido cloroso	ácido HIPO cloroso

6. Oxoácidos com prefixo PER

O prefixo **PER** indica um ácido que tem um oxigênio a mais que o que termina em **ICO**. Os mais importantes são:

HClO ₃	HClO ₄	HIO ₃	HIO ₄
ácido clórico	ácido PER clórico	ácido iódico	ácido PER iódico

7. Oxoácidos com prefixos ORTO, META e PIRO

O prefixo **ORTO** é usado para o ácido mais hidratado. O seu uso é facultativo.

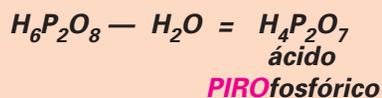
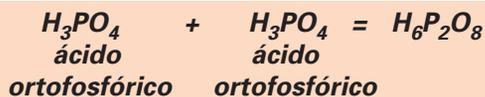
H₃PO₄ – ácido **ORTO**fosfórico ou ácido fosfórico.

O prefixo **META** é usado quando do ácido **ORTO** se retira uma molécula de H₂O (meta = orto – H₂O).

H₃PO₄ — H₂O = HPO₃

ácido **ORTO**fosfórico ácido **META**fosfórico

O prefixo **PIRO** é usado quando se somam 2 **ORTO** e retira-se uma H₂O (piro = 2 orto – H₂O).



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M203**

22 ÁCIDOS E SUAS IONIZAÇÕES

1.	$\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$	ácido fluorídrico	12.	$\text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_3^{1-}$	ácido metafosfórico
2.	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	ácido clorídrico	13.	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	ácido fosfórico
3.	$\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$	ácido bromídrico	14.	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	ácido pirofosfórico
4.	$\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	ácido iodídrico	15.	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$	ácido bórico
5.	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	ácido sulfídrico	16.	$\text{HMnO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{MnO}_4^-$	ácido permangânico
6.	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	ácido cianídrico	17.	$\text{HClO} \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}^-$	ácido hipocloroso
7.	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	ácido carbônico	18.	$\text{HClO}_2 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_2^-$	ácido cloroso
8.	$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	ácido nitroso	19.	$\text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_3^-$	ácido clórico
9.	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	ácido nítrico	20.	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	ácido perclórico
10.	$\text{H}_3\text{PO}_2 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_2^-$	ácido hipofosforoso	21.	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	ácido sulfúrico
11.	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{HPO}_3^{2-}$	ácido fosforoso	22.	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	ácido sulfuroso

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – O nome de um ácido não oxigenado termina em **ÍDRICO**, enquanto o de um ácido oxigenado termina em **ICO** ou **OSO**. Geralmente, o ácido **ICO** tem um átomo de oxigênio a mais que o **OSO**. Assinale a alternativa na qual o nome do ácido está correto.

- a) HF – ácido fluídrico
b) H₂SO₄ – ácido sulfuroso
c) H₂SO₃ – ácido sulfúrico
d) H₃PO₄ – ácido fosfídrico
e) H₂S – ácido sulfídrico

Resolução

HF – ácido fluorídrico
H₂SO₄ – ácido sulfúrico
H₂SO₃ – ácido sulfuroso
H₃PO₄ – ácido fosfórico
H₂S – ácido sulfídrico

Resposta: E

2 (MODELO ENEM) – Para dar nome a um ácido oxigenado, utilizam-se as terminações **ICO** e **OSO** e os prefixos **HIPO** e **PER**. Geralmente, o número de átomos de oxigênio na molécula aumenta na ordem:

(hipo ... oso) < (oso) < (ico) < (per ... ico)

Sabendo-se que a fórmula do ácido fosfórico é H₃PO₄, conclui-se que a fórmula do ácido hipofosforoso é

- a) H₃PO₃ b) H₃PO₂ c) H₃PO₅
d) H₃PO e) H₃P

Resolução

H₃PO₄ – ácido fosfórico
H₃PO₃ – ácido fosforoso
H₃PO₂ – ácido hipofosforoso

Resposta: B

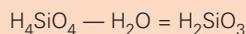
3 (MODELO ENEM) – Na nomenclatura dos ácidos, os prefixos **orto**, **meta** e **piro** são utilizados para diferenciar o grau de hidratação. O ácido **meta** é obtido pela retirada de uma molécula de água de uma molécula do ácido orto. Sabendo-se que a fórmula do ácido ortossilícico é H₄SiO₄, conclui-se que a fórmula do ácido metassilícico é:

- a) H₄SiO₃ b) H₃SiO₄
c) H₂SiO₃ d) H₂SiO₂
e) H₂SiO₄ c) HPO₂

Resolução

Ácido ortossilícico: H₄SiO₄

Ácido metassilícico:

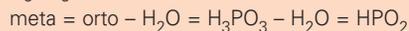
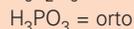
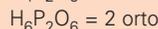
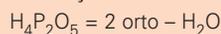


Resposta: C

4 (MODELO ENEM) – Para se obter a fórmula do ácido **meta**, retira-se uma molécula de H₂O da fórmula do ácido **orto**. A fórmula do ácido **piro** é obtida retirando-se uma molécula de água de **duas** moléculas do ácido orto. Sabendo-se que a fórmula do ácido pirofosforoso é H₄P₂O₅, conclui-se que a fórmula do ácido metafosforoso é

- a) H₃PO₃ b) H₃PO₄ c) HPO₂
d) H₄P₂O₇ e) HPO₃

Resolução



Resposta: C

Exercícios Propostos

1 O nome de ácido não oxigenado é obtido acrescentando-se a terminação **ídrico** ao nome do elemento. Dar os nomes dos seguintes ácidos:

- a) HF b) HI c) H₂S
d) H₂Se e) H₂Te

RESOLUÇÃO:

- a) ácido fluorídrico
b) ácido iodídrico
c) ácido sulfídrico
d) ácido selenídrico
e) ácido telurídrico

2 (MODELO ENEM) – Para dar nome a um ácido oxigenado, utilizam-se as terminações **ico** e **oso** e os prefixos **hipo** e **per**. Observe:

HClO – ácido hipocloroso HClO₂ – ácido cloroso
HClO₃ – ácido clórico HClO₄ – ácido perclórico

O ácido com nome terminado em ico de um elemento X tem fórmula H₂XO₄.

Qual a fórmula do ácido hipo oso do elemento X?

- a) H₂XO₃ b) H₂XO₂ c) HXO₄
d) HXO₃ e) H₂XO₅

RESOLUÇÃO:

ico: H₂XO₄

oso: H₂XO₃

hipo...oso: H₂XO₂

Resposta: B

3 Existem ácidos que diferem no grau de hidratação. O mais hidratado é o **orto**. Para obter-se o ácido **meta**, retira-se H₂O da fórmula do orto. Para obter-se o ácido **piro**, retira-se H₂O do dobro da fórmula do orto.

- a) O ácido orto de um elemento X tem fórmula H₃XO₃. Derivar para o elemento X as fórmulas dos ácidos meta e piro.
b) Dar as fórmulas e os nomes de cinco ácidos do fósforo.

RESOLUÇÃO:

a) orto: H₃XO₃

meta: H₃XO₃ – H₂O = HXO₂

piro: 2H₃XO₃ – H₂O = H₄X₂O₅

b) H₃PO₄ – ácido ortofosfórico (fosfórico)

H₃PO₃ – ácido ortofosforoso (fosforoso)

H₃PO₂ – ácido hipofosforoso

H₃PO₄ – H₂O = HPO₃ – ácido metafosfórico

2H₃PO₄ – H₂O = H₄P₂O₇ – ácido pirofosfórico

- Arrhenius • Base libera OH⁻
- Dissociação iônica

1. Bases ou hidróxidos – soda cáustica, leite de magnésia

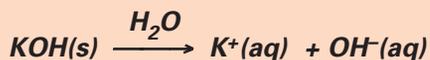
Já estudamos a formulação e a nomenclatura dos ácidos. Agora passamos ao estudo das bases. Você conhece na prática algumas delas: o hidróxido de sódio (soda cáustica) e o hidróxido de magnésio (leite de magnésia).

Todas estas substâncias têm em comum o grupo OH⁻, o íon hidróxido.

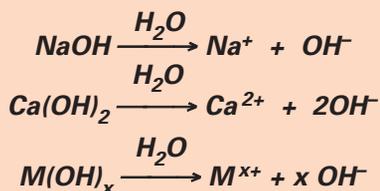
2. Conceito de Arrhenius – base libera OH⁻ na água

Arrhenius, que você já conhece do conceito de ácidos, também definiu as bases: **Base é toda substância que, colocada em água, libera como ânion exclusivamente íon hidróxido, OH⁻.**

Exemplo



As bases são sólidos iônicos.



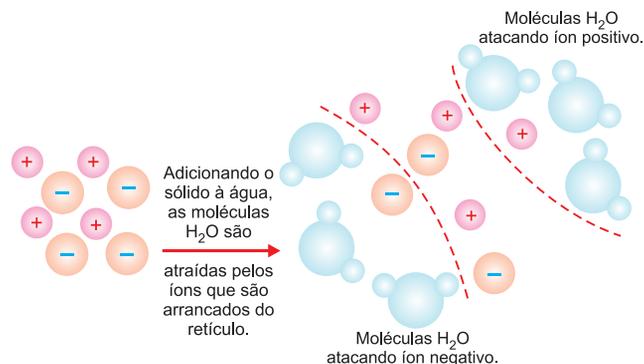
As bases solúveis em água costumam ser chamadas de álcalis.

Podemos encontrar bases em sabões, detergentes, comprimidos para o estômago (por exemplo, Al(OH)₃), limpadores de forno (NaOH), leite de magnésia.

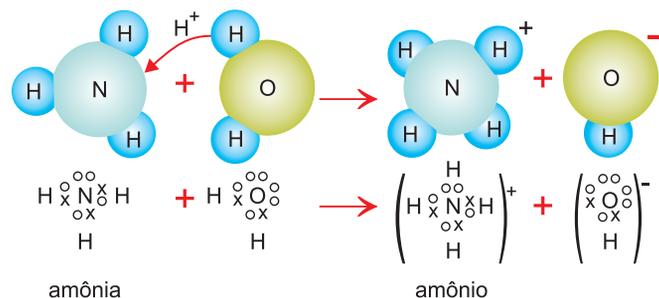
A ferroadada de abelha é dolorosa por conter um ácido, enquanto a ferroadada de vespa é dolorosa por conter uma base.

Dissociação iônica

No Na⁺OH⁻, que é um sólido, os íons já existem e estão “presos” no retículo cristalino por atração eletrostática (íon ⊕ atrai íon ⊖). As moléculas H₂O apenas provocam a separação dos íons; daí o nome **dissociação iônica** e não ionização.

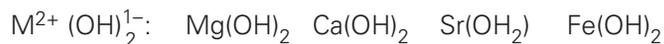


O hidróxido de amônio é um caso particular, pois é produto da ionização do NH₃.



3. Fórmula geral: M(OH)_x

A maioria das bases segue a fórmula M(OH)_x em que **M** é um metal e **x** é a valência (carga) do cátion formado por M.



4. Nomenclatura oficial (Stock)

Usa-se **hidróxido de (nome do elemento)**.

Exemplos

NaOH – Hidróxido de sódio

KOH – Hidróxido de potássio

Mg(OH)₂ – Hidróxido de magnésio

Al(OH)₃ – Hidróxido de alumínio

NH₄OH – Hidróxido de amônio

Se o elemento apresentar mais de uma valência, esta deverá ser indicada com algarismos romanos e entre parênteses.

Fe(OH)_2	–	Hidróxido de ferro (II)
Fe(OH)_3	–	Hidróxido de ferro (III)
CuOH	–	Hidróxido de cobre (I)
Cu(OH)_2	–	Hidróxido de cobre (II)

CuOH – Hidróxido
cuprOSO

Cu(OH)_2 – Hidróxido
cúprICO

Fe(OH)_2 – Hidróxido
ferrOSO

Fe(OH)_3 – Hidróxido
ferrICO

5. Nomenclatura com terminações OSO e ICO

Quando o elemento tem duas valências, usamos **OSO** para a menor e **ICO** para a maior.

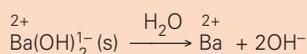


No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M204**

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – De acordo com Arrhenius, base é toda substância que, dissolvida em água, dissocia-se fornecendo íon hidróxido como único tipo de ânion.

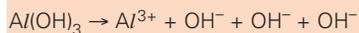


Assinale a alternativa que mostra corretamente a dissociação iônica de certa base.

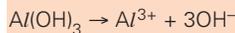
- a) $\text{HOC}l \rightarrow \text{H}^+ + (\text{OC}l)^-$
 b) $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + (\text{OH})_2^{1-}$
 c) $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow 3\text{H}^+ + (\text{BO}_3)^{3-}$
 d) $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$
 e) $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

Resolução

A base dissocia-se fornecendo íon OH^- como único tipo de ânion



ou



Resposta: D

2 Na nomenclatura usual para bases, utiliza-se o sufixo **OSO** para indicar a menor valência (carga elétrica do cátion) e o sufixo **ICO** para a maior valência.

Assinale a alternativa na qual o nome da base está correto.

- a) Fe(OH)_2 – hidróxido férrico
 b) Fe(OH)_3 – hidróxido ferroso
 c) CuOH – hidróxido cúprico

- d) Cu(OH)_2 – hidróxido cuproso
 e) Al(OH)_3 – hidróxido de alumínio

Resolução

$2+$
 Fe(OH)_2 – hidróxido ferroso

$3+$
 Fe(OH)_3 – hidróxido férrico

$1+$
 CuOH – hidróxido cuproso

$2+$
 Cu(OH)_2 – hidróxido cúprico

$3+$
 Al(OH)_3 – hidróxido de alumínio

O alumínio é trivalente

Resposta: E

3 As bases são compostos que têm sabor adstringente (que "prende a língua") e são muito comuns em nosso cotidiano. Muitos produtos de limpeza contêm hidróxido de amônio (NH_4OH); o leite de magnésia é hidróxido de magnésio (Mg(OH)_2); cal extinta ou cal apagada, usada para fazer argamassa, é o hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2).

Considere as afirmações:

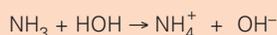
- I. O hidróxido de amônio é uma base não metálica.
 II. As bases metálicas apresentam a fórmula geral M(OH)_x .
 III. Cálcio e magnésio formam íons com a mesma carga elétrica.

Está correto somente o que se afirma em:

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

Resolução

I. **Correta.**

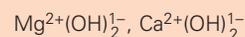


II. **Correta.**

A valência do metal é x.

III. **Correta.**

Verifica-se pelas fórmulas:



Resposta: E

4 (MODELO ENEM) – O corante tornassol fica azul na presença de uma solução de base e vermelho quando adicionado em solução de um ácido.

Considere os seguintes materiais:

- I. solução de soda cáustica.
 II. produtos de limpeza do tipo Ajax, Fúria, Furacão Branco etc.
 III. vinagre.
 IV. líquido contido na bateria de automóvel.
 V. leite de magnésia.

Quais tornam azul o papel vermelho de tornassol?

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

Resolução

- I. Soda cáustica é o hidróxido de sódio: NaOH .
 II. Esses produtos contêm amoníaco:

$$\text{NH}_3 + \text{HOH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

 III. Vinagre é solução de ácido acético:

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{OH} \end{array}$$

 IV. Esse líquido é solução aquosa de ácido sulfúrico: H_2SO_4 .
 V. Leite de magnésia é o hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 .
 Portanto, temos base em I, II e V.

Resposta: D

QUÍMICA

Estrutura do átomo - Classificação periódica dos elementos - Ligações químicas - Reações de oxidorredução - Módulos



Dmitri Ivanovitch Mendeleev (1834-1907)
Pai da Tabela Periódica Moderna.

- 17 – Natureza corpuscular da matéria: componentes do átomo
- 18 – Natureza corpuscular da matéria: estudo da eletrosfera
- 19 – Natureza corpuscular da matéria: elétrons nos subníveis
- 20 – Natureza corpuscular da matéria: elétrons nos subníveis (exercícios)
- 21 – Natureza corpuscular da matéria: isótopos, isóbaros e isótonos
- 22 – Classificação periódica dos elementos: grupos e períodos da tabela periódica
- 23 – Classificação periódica dos elementos: localização do elemento na tabela
- 24 – Classificação periódica dos elementos: propriedades periódicas
- 25 – Ligações químicas: A ligação iônica
- 26 – Ligações químicas: A ligação covalente comum
- 27 – Ligações químicas: A ligação covalente dativa
- 28 – Ligações químicas: A ligação metálica
- 29 – Ligações químicas: exercícios
- 30 – Reações de oxidorredução: número de oxidação
- 31 – Reações de oxidorredução: número de oxidação (continuação)
- 32 – Reações de oxidorredução: conceitos de oxidação, redução, oxidante e redutor

Módulo
17

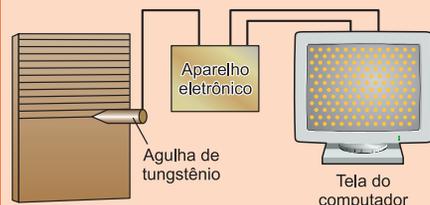
Natureza corpuscular da matéria: componentes do átomo

Palavras-chave:

- Próton, nêutron, elétron • Número atômico (Z) • Número de massa (A)
- Elemento químico

O ÁTOMO PODE SER VISTO

O microscópio eletrônico de varredura por tunelamento rendeu o Prêmio Nobel de Física, em 1986, aos seus inventores, Gerd Binnig (alemão) e Heinrich Rohrer (suíço). O funcionamento do microscópio lembra a agulha de um toca-discos. Uma agulha de tungstênio corre sobre a superfície que está sendo estudada, sem, no entanto, encostar na amostra. A agulha fica separada da amostra por uma distância de apenas 1 milionésimo de milímetro. Quando a agulha encontra em seu caminho uma elevação, que pode ser o topo de um átomo, o elétron salta da agulha para essa elevação, gerando uma corrente elétrica que aparece como um ponto luminoso na tela do microscópio. O aumento conseguido chega a 100 milhões (10^8) de vezes, aparecendo o átomo com um diâmetro de aproximadamente 1 centímetro.



Esquema do microscópio de varredura por tunelamento eletrônico.

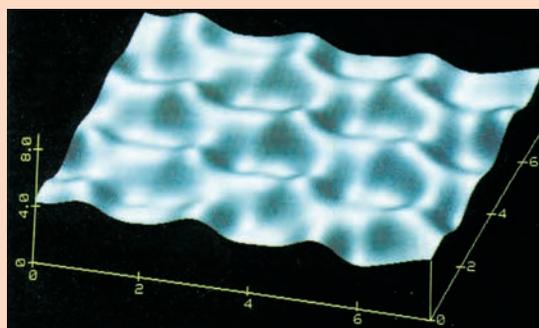
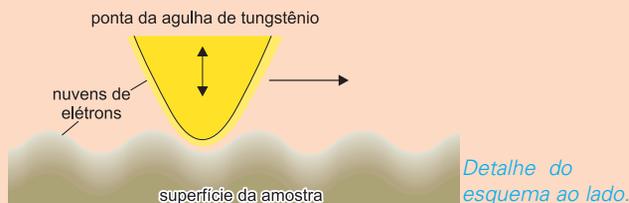
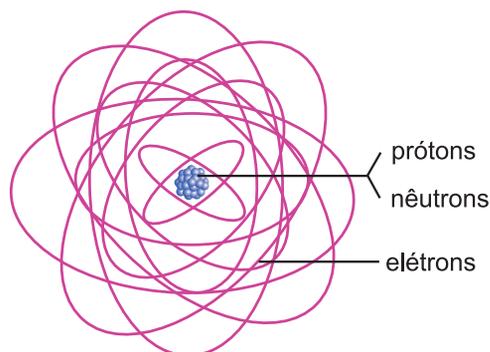


Imagem da posição de átomos individuais na superfície de um cristal de grafita, obtida por meio do microscópio de varredura por tunelamento eletrônico. As dimensões estão dadas em nanômetros (1 nanômetro = 10^{-9} metro).

1. Estrutura atômica da matéria

Os filósofos gregos Demócrito e Leucipo, cerca de 2400 anos atrás, já postulavam que os objetos visíveis se compunham de minúsculas partículas, as quais chamaram de átomos, pois supunham essas partículas indivisíveis.

Uma sucessão de experiências notáveis (experiências de Faraday sobre eletrólise; a descoberta da radioatividade; experiências em tubos de gases) levou os cientistas a supor que o átomo é divisível, sendo constituído de uma parte central, o **núcleo**, existindo, ao redor, os elétrons, que constituem a **coroa** ou **eletrosfera**.



Os elétrons são partículas dotadas de carga elétrica negativa. No núcleo existem os **prótons**, partículas positivas, e os **nêutrons**, sem carga elétrica. Essas três partículas são chamadas de **partículas fundamentais**.

DESCOBERTA DAS PARTÍCULAS FUNDAMENTAIS

- 1) **Elétron** – descoberto em 1897 por Thomson ao analisar o fenômeno que ocorre em um tubo semelhante ao da lâmpada fluorescente.
- 2) **Descobrimto do núcleo atômico** por Rutherford em 1911.
- 3) **1919** – identificação do **próton** por Rutherford. Sua existência já tinha sido postulada em 1911.
- 4) **1931** – descoberta do **nêutron** por Chadwick.

2. Massas das partículas fundamentais

A massa do próton e a do nêutron são aproximadamente iguais.

A massa do próton é cerca de 1840 vezes maior que a do elétron.

Observação: Costuma-se usar a palavra **núcleon** para designar indiferentemente o próton e o nêutron.

Conclusão: Em termos de massa, o que importa, no átomo, é realmente o núcleo, porque contém os núcleons, que são mais pesados. A massa do elétron é praticamente desprezível quando comparada à dos núcleons (aproximadamente 1840 vezes menor).

3. Dimensões do átomo e do núcleo

Admitem-se os seguintes valores para os diâmetros do átomo e do núcleo:

$$\begin{aligned}\varnothing m(a) &= 10^{-8} \text{ cm} = 1 \text{ \AA} \text{ (ångström)} \\ \varnothing m(n) &= 10^{-12} \text{ cm}\end{aligned}$$

em que $\varnothing m(a)$ e $\varnothing m(n)$ indicam, respectivamente, os diâmetros médios do átomo e do núcleo.

FRAÇÕES DO METRO

- 1) **milímetro**, $mm = 10^{-3}m$
- 2) **micrômetro**, $\mu m = 10^{-6}m$
- 3) **nanômetro**, $nm = 10^{-9}m$
- 4) **ångström**, $\text{Å} = 10^{-10}m$
- 5) **picômetro**, $pm = 10^{-12}m$
- 6) **femtômetro**, $fm = 10^{-15}m$

Portanto, o diâmetro do átomo é da ordem de 10 000 vezes maior que o do núcleo. Como comparação, se o diâmetro do núcleo tivesse 1cm, o diâmetro da eletrosfera seria de 100m.

Se o átomo tivesse as dimensões do estádio do Morumbi (São Paulo), o núcleo teria o tamanho de uma azeitona.

4. Relação entre número de prótons e elétrons

Quando o átomo está no **estado isolado** (livre da influência de fatores externos), o número de prótons (n_p) é sempre igual ao número de elétrons (n_e).

$$n_p = n_e$$

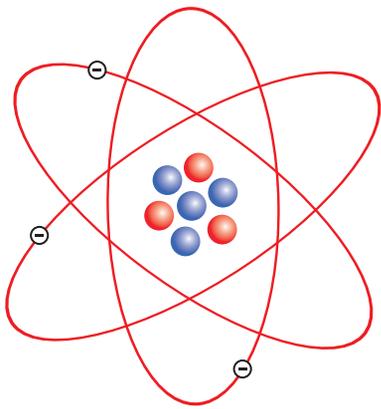
O número de prótons e o número de nêutrons podem ser iguais ou diferentes.

5. Carga elétrica das partículas fundamentais

Como as cargas elétricas das partículas fundamentais são muito pequenas, criou-se uma escala relativa, tomando a carga do próton como unitária e atribuindo-lhe o valor de 1 u.e.c., isto é, uma unidade elementar de carga elétrica.

Observações

- Por serem numericamente iguais, as cargas do elétron e do próton passarão a ser representadas por e , usando-se $+e$ para o próton e $-e$ para o elétron.
- No estado isolado, o átomo é um sistema eletricamente neutro, porque o núcleo atômico (prótons) tem carga numericamente igual à da eletrosfera (elétrons), mas de sinal oposto, e estas cargas se neutralizam.



O átomo de lítio: 3 prótons, 4 nêutrons e 3 elétrons. O núcleo é positivo, a eletrosfera é negativa, mas o átomo é um sistema eletricamente neutro.

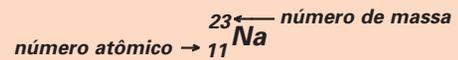
$$A = N + Z$$

Exemplo

O átomo de sódio apresenta 11 prótons e 12 nêutrons no seu núcleo. Logo,

$$Z = 11; A = 11 + 12 = 23$$

Representação

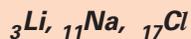


6. Número atômico (Z) e número de massa (A)

O número atômico (Z) de um átomo, por definição, é o número de prótons existentes no seu núcleo; Z representa, portanto, a carga nuclear relativa e caracteriza perfeitamente cada tipo de átomo.

átomo de lítio: Z = 3
átomo de sódio: Z = 11
átomo de cloro: Z = 17

Atualmente, o número atômico Z é colocado à esquerda como subíndice do símbolo que designa o átomo (convenção internacional).



O número de massa (A) de um átomo é a soma do número de prótons e de nêutrons do núcleo desse átomo. Sendo N o número de nêutrons, temos:

7. Elemento químico - átomos de mesmo Z

Elemento químico é um conjunto de átomos de mesmo número atômico (Z). Assim, o conjunto de todos os átomos de número atômico 11 (11 prótons) é o elemento químico sódio.

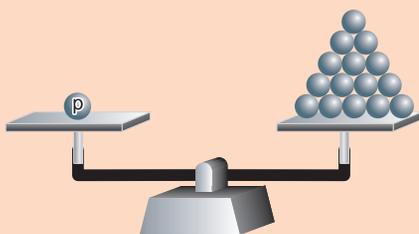
Os químicos descobriram, até o momento, 117 elementos químicos, dos quais 90 são naturais e os restantes, artificiais. Os elementos conhecidos têm números atômicos de 1 a 116 e 118. Verifica-se que há uma correspondência entre o conjunto dos elementos químicos e o conjunto dos números atômicos.

elemento químico \leftrightarrow número atômico

Assim, o número atômico 11 define o elemento químico sódio. Quando se fala no sódio, pensamos, imediatamente, no número atômico 11. Portanto, o elemento químico é um conjunto de átomos de mesmo número atômico.

Exercícios Resolvidos

1 Em um dos pratos da balança hipotética abaixo, existe um próton. Quantos elétrons deveriam ser colocados no outro prato para equilibrar a balança?



Resolução

Aproximadamente 1840 elétrons.

2 O átomo ${}_{3x+3}^{8x}\text{A}$ tem 22 nêutrons. Determinar o seu número atômico.

Resolução

$$A = Z + N$$

$$8x = 3x + 3 + 22 \therefore x = 5$$

$$Z = 3x + 3 = 3 \cdot 5 + 3$$

$$Z = 18$$

3 Os átomos ${}_{11}^{23}\text{Na}$ e ${}_{11}^{24}\text{Na}$ pertencem ao mesmo elemento químico?

Resolução

Sim, pois ambos apresentam o mesmo número atômico (11 prótons), embora tenham o número de nêutrons diferente (12 e 13, respectivamente).

4 (MODELO ENEM) – A adrenalina é um hormônio produzido pelas glândulas suprarrenais, que aumenta a atividade do coração, prolonga a ação dos músculos e aumenta a velocidade da respiração, preparando, desse modo, o corpo para situações inesperadas. Sua molécula contém átomos de carbono e hidrogênio, entre outros.

Quantos nêutrons são encontrados nos átomos de carbono e hidrogênio, respectivamente?

- a) 6 e 1 b) 12 e 1 c) 6 e 0
d) 12 e 0 e) 0 e 6

Dados: ${}^1_1\text{H}$ e ${}^{12}_6\text{C}$

Resolução

Carbono: Hidrogênio

$A = Z + N \quad A = Z + N$

$12 = 6 + N \quad 1 = 1 + N$

$N = 6$

$N = 0$

Resposta: C

5 (ACAFE-SC – MODELO ENEM) – Fertilizantes são substâncias ou misturas que repõem no solo os nutrientes removidos pelas plantas ou adicionam nutrientes indispensáveis ao solo para que se torne produtivo.

Entre os principais fertilizantes está o NPK, em cuja constituição são encontrados, entre outros, os elementos químicos constantes na alternativa:

- a) sódio – potássio – cloro
- b) sódio – potássio – lítio
- c) nitrogênio – potássio – cloro
- d) nitrogênio – fósforo – potássio
- e) nitrogênio – ferro – manganês

Resolução

N → nitrogênio

P → fósforo (*phosphorus*)K → potássio (*kalium*)**Resposta: D**

6 (UPF-RS – MODELO ENEM) – O átomo, segundo os filósofos gregos, seria a menor partícula da matéria que não poderia ser mais dividida. Atualmente, essa ideia não é mais aceita. A respeito dos átomos, é verdadeiro afirmar que

- I. são formados por, pelo menos, três partículas fundamentais.
- II. apresentam duas regiões distintas, o núcleo e a eletrosfera.
- III. apresentam elétrons, cuja carga é negativa.
- IV. contêm partículas sem carga elétrica, os nêutrons.

Considerando as afirmações acima, estão corretas

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

Resolução

I) **Correta.** Elétrons, prótons e nêutrons são as partículas fundamentais.

II) **Correta.**

III) **Correta.** Elétrons têm carga negativa.

IV) **Correta.** Nêutrons são eletricamente neutros.

Resposta: E

7 (UCPEL-RS – MODELO ENEM) – As partículas fundamentais que constituem o átomo são: **elétrons**, dotados de carga elétrica negativa; **prótons**, partículas positivas e **nêutrons**, sem carga elétrica. Os números de prótons, elétrons e nêutrons estão relacionados pelos conceitos de número atômico e número de massa.

O número atômico, o número de nêutrons e o número de massa de um átomo são expressos respectivamente por $3x$, $4x-5$ e $6x+3$. Conclui-se que

- a) o número de prótons é igual a 21 e o número de nêutrons é igual a 23.
- b) o número de prótons é igual a 15 e o número de nêutrons é igual a 10.
- c) o número de prótons é igual a 24 e o número de nêutrons é igual a 27.
- d) o número de prótons é igual a 3 e o número de nêutrons é igual a 9.
- e) o número de prótons é igual a 27 e o número de nêutrons é igual a 24.

Resolução

O número de massa (A) é a soma do número de prótons (número atômico Z) com o número de nêutrons (N).

$A = Z + N \therefore 6x + 3 = 3x + 4x - 5 \therefore x = 8$

Número de prótons = $3x = 3 \times 8 = 24$

Número de nêutrons = $4x - 5 = 4 \times 8 - 5 = 27$

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (UNICAP-PE) – Nesta questão, marque os números da coluna I, se você achar que as proposições estão certas, e os números da coluna II, se você achar que as proposições estão erradas.

Qual(is) das seguintes afirmativas relacionadas ao átomo A_ZM do elemento metálico M é(são) correta(s)?

(I) (II)

0 0 – Z é o número de massa do elemento.

1 1 – A é o número de massa do elemento.

2 2 – Z é o número atômico.

3 3 – A é o número de cargas positivas no núcleo.

4 4 – Z é o número de cargas negativas no núcleo.

RESOLUÇÃO:0 – ~~0~~ – **Errado. Z é o número atômico.**1 – ~~1~~ – **Correto.**2 – ~~2~~ – **Correto.**3 – ~~3~~ – **Errado.**4 – ~~4~~ – **Errado. Z é o número de cargas positivas no núcleo.**

2 (POUSO ALEGRE-MG – MODELO ENEM) – Supondo que a distância entre a Terra e o Sol seja de 10^{13} cm e que o diâmetro de um átomo seja de 10^{-8} cm, o número de átomos que caberiam em uma fila reta entre a Terra e o Sol seria de

- a) 10^8 átomos
- b) 10^{13} átomos
- c) 10^{21} átomos
- d) 10^5 átomos
- e) 10^{-21} átomos

RESOLUÇÃO:

$$\left. \begin{array}{l} 10^{-8} \text{ cm} \text{ — } 1 \text{ átomo} \\ 10^{13} \text{ cm} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 10^{21} \text{ átomos}$$

Resposta: C

- 3 Os números atômicos e de massa dos átomos A e B são dados em função de x.



Sabendo-se que o número de massa de A é igual ao número de massa de B, podemos concluir que

- A e B pertencem ao mesmo elemento químico.
- B possui 16 nêutrons.
- o número atômico de A é 15.
- o número de nêutrons é igual ao número de prótons para o átomo A.
- o número de massa de B é 33.

RESOLUÇÃO:

$$8x = 5x + 12 \therefore x = 4$$

${}_{16}^{32}A$ – 16 prótons, 16 nêutrons

${}_{15}^{32}B$ – 15 prótons, 17 nêutrons

A e B pertencem a elementos diferentes, pois apresentam número atômico diferente.

Resposta: D

Módulo

18

Natureza corpuscular da matéria: estudo da eletrosfera

Palavras-chave:

- Nível de energia • Camada eletrônica
- Subnível de energia • K L M N O P Q
- s, p, d, f

MODELOS ATÔMICOS

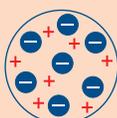
Modelo de Dalton:

O átomo seria uma bolinha indivisível.



Modelo de Thomson:

Uma esfera positiva com elétrons incrustados.



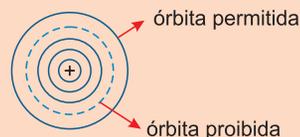
Modelo de Rutherford:

Modelo planetário do átomo. Os elétrons giram ao redor de um núcleo positivo.



Modelo de Bohr:

Um elétron em um átomo só pode ter certas energias específicas, e cada uma destas energias corresponde a uma órbita particular. Quanto maior a energia do elétron, mais afastada do núcleo se localiza a sua órbita.



1. Configuração eletrônica (distribuição dos elétrons ao redor do núcleo)

Os modelos da matéria, construídos até o momento, postulam que ela é constituída por partículas.

Consideremos, primeiramente, o modelo atômico de Dalton, no qual se julga como a menor porção da matéria uma partícula indivisível, impenetrável e esférica: o átomo. Sucessivas investigações experimentais, aliadas a novas concepções teóricas, levaram aos modelos de Thomson, Rutherford, Bohr. Neles, o átomo não é mais a menor porção da matéria, mas já se admitem partículas subatômicas: elétrons, prótons, nêutrons.

2. Níveis energéticos ou camadas eletrônicas

O volume do átomo é determinado pelos elétrons. Como alguns desses elétrons são mais facilmente removíveis que outros, é possível concluir que alguns elétrons estão mais próximos do núcleo do que outros.

À medida que se aproxima do núcleo, a energia potencial do elétron, devido à atração pelo núcleo, di-

minui, enquanto sua velocidade e, conseqüentemente, sua energia cinética **aumentam** (tal como a velocidade de um satélite aumenta ao se aproximar da Terra). De um modo geral, a energia total do elétron aumenta à medida que ele se afasta do núcleo.

$núcleo \rightarrow \oplus$

$\xrightarrow{\text{Energia potencial aumenta}}$
 $\xrightarrow{\text{Energia cinética diminui}}$
 $\xrightarrow{\text{Energia total aumenta}}$

Portanto, dependendo da distância do elétron ao núcleo, conclui-se que os elétrons se encontram em níveis energéticos diferentes.

Nos átomos dos elementos químicos conhecidos, podem ocorrer sete níveis de energia (contendo elétrons), representados, respectivamente, a partir do núcleo, pelas letras K, L, M, N, O, P, Q ou pelos números 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Esses números são chamados de **números quânticos principais**, representando aproximadamente a distância do elétron ao núcleo, assim como a energia do elétron. Se um elétron tem número quântico principal igual a 3, ele pertence à camada M e tem a energia desse nível.

3. Número máximo de elétrons nas camadas

Equação de Rydberg:

$$X = 2 \cdot n^2$$

X = número máximo de elétrons numa camada determinada.

n = número quântico principal correspondente a essa camada.

Aplicando a equação para cada camada, obtemos:

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	50	72	98

Essa fórmula aplica-se até a camada N, inclusive. Para os átomos do elemento de Z = 118, temos os seguintes números de elétrons em cada camada:

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8

Mais adiante, veremos como esses números foram obtidos.

Exemplo

Representar, esquematicamente, o átomo de número atômico 17 e número de massa 35.

Temos:

Z = 17: N.º de prótons: Z = 17

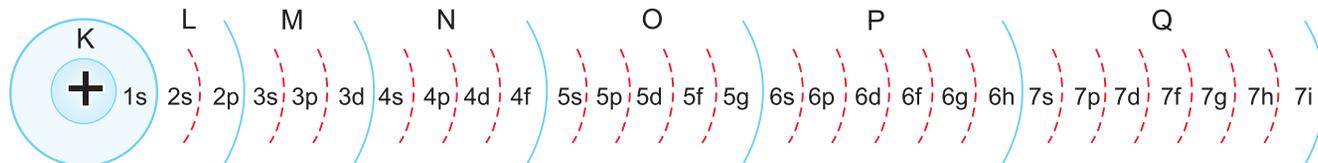
N.º de elétrons: Z = 17

A = 35: N.º de nêutrons:

N = A - Z = 35 - 17 = 18

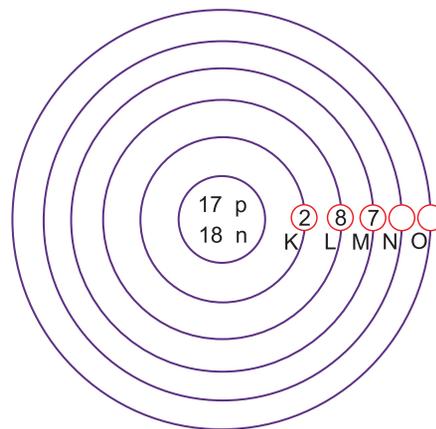
Distribuição eletrônica

K	L	M
2	8	7



6. Notação da configuração eletrônica

Escreve-se o número quântico principal antes da letra indicativa do subnível com um sobrescrito ("expo-



4. Camada de valência

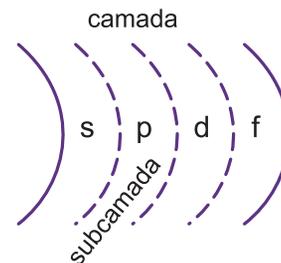
O nível de energia mais externo do átomo é denominado **camada de valência**. Assim, no átomo do exemplo anterior, a camada de valência é a camada M.

A camada de valência pode conter, no máximo, 8 elétrons.

5. Subníveis de energia

Os níveis de energia subdividem-se em **subníveis de energia**.

Nos átomos dos elementos conhecidos, podem ocorrer quatro tipos de subníveis, designados sucessivamente pelas letras **s** ("sharp"), **p** ("principal"), **d** ("diffuse") e **f** ("fundamental").



O número máximo de elétrons em cada subnível é:

s	p	d	f
2	6	10	14

Em uma camada de número n, existem n subníveis. Assim, na camada O existem 5 subníveis: s, p, d, f, g. Acontece, porém, que nos elementos conhecidos os subníveis g, h e i aparecem vazios.

te") que indica o número de elétrons contidos nesse subnível.

Exemplo: 3p⁵

Significado: Na camada M (número quântico principal = 3), existe o subnível p, contendo 5 elétrons.

Exercícios Resolvidos

- 1 Dê o significado de
a) $4p^3$ b) $5d^{10}$

Resolução

- a) No subnível p da camada N, existem três elétrons.
b) No subnível d da camada O, existem dez elétrons.

- 2 (MODELO ENEM) – Os elétrons de um átomo estão distribuídos em níveis de energia ou camadas eletrônicas: K, L, M, N, O, P, Q. Cada camada está subdividida em subníveis: K(1s); L(2s, 2p); M(3s, 3p, 3d); N(4s, 4p, 4d, 4f) etc. O número máximo de elétrons nas camadas K, L, M e N é respectivamente 2, 8, 18 e 32. O número máximo de elétrons nos subníveis s, p, d, f é respectivamente:
a) 2, 4, 6, 8 b) 8, 10, 12, 14
c) 2, 6, 10, 14 d) 2, 6, 10, 16
e) 6, 8, 10, 12

Resolução

- K: 2 elétrons \Rightarrow 1s: 2 elétrons
L: 8 elétrons \Rightarrow 2s: 2 elétrons; 2p: 6 elétrons
M: 18 elétrons \Rightarrow 3s: 2 elétrons; 3p: 6 elétrons;
3d: 10 elétrons
N: 32 elétrons \Rightarrow 4s: 2 elétrons; 4p: 6 elétrons;
4d: 10 elétrons; 4f: 14 elétrons

Resposta: C

- 3 (MODELO ENEM) – Para interpretar a grande maioria dos processos químicos, é suficiente considerar o átomo como sendo constituído por apenas três partículas: o próton, o nêutron e o elétron. Essas três partículas não estão distribuídas ao acaso: elas interagem entre si e essa interação produz um conjunto organizado, que é o átomo. É correto afirmar:

- a) O núcleo dos átomos será sempre formado por igual número de prótons e nêutrons.
b) O número atômico é a soma do número de prótons com o número de nêutrons.
c) O número de nêutrons sempre é igual ao número de elétrons.
d) Os elétrons, partículas de carga elétrica negativa, distribuem-se em torno do núcleo em diversos níveis e subníveis energéticos.
e) Prótons e elétrons são distribuídos na eletrosfera em camadas e subcamadas.

Resolução

O número de prótons e o número de nêutrons podem ser iguais ou diferentes. Número atômico é o número de prótons. O número de nêutrons e o número de elétrons podem ser iguais ou diferentes. Os elétrons distribuem-se em níveis (camadas) e subníveis (subcamadas) energéticos.

Resposta: D

Exercícios Propostos

- 1 (MODELO ENEM) – Os elétrons de um átomo estão distribuídos em níveis de energia ou camadas eletrônicas. O número máximo de elétrons nos subníveis s, p, d, f é respectivamente 2, x, y, z. Sabendo-se que esses números formam uma progressão aritmética de razão quatro, os valores de x, y, z são na ordem:
a) 4, 8, 12 b) 6, 8, 10 c) 4, 6, 8
d) 6, 10, 14 e) 6, 12, 16

RESOLUÇÃO:

Os números formam uma progressão aritmética de razão igual a 4.

2, 6 (2 + 4), 10 (6 + 4), 14 (10 + 4)

Resposta: D

- 2 Considerando as camadas K, L, M e N, podemos afirmar que o número total máximo de elétrons que elas podem comportar é
a) 60 b) 46 c) 36 d) 28 e) 18

RESOLUÇÃO:

K L M N
2 8 18 32
 $2 + 8 + 18 + 32 = 60$

Resposta: A

- 3 Quantos subníveis existem no nível de energia de número quântico principal $n = 4$? Como eles são designados?

RESOLUÇÃO:

Quatro subníveis: 4s, 4p, 4d, 4f

- 4 Qual o número máximo de elétrons que pode haver nos subníveis abaixo?

1s	2s	3p	4d	5d	4f

RESOLUÇÃO:

1s	2s	3p	4d	5d	4f
2	2	6	10	10	14

- Estado fundamental
- Diagrama de Linus Pauling

1. Os elétrons “querem” possuir baixa energia

É um princípio geral que todo sistema tende a ficar mais estável. Isso acontece quando o sistema tem a menor energia possível. Um sistema com elevada energia é instável.

Um átomo está no **estado fundamental** quando seus elétrons se encontram nos subníveis de menor energia possível.

Para se dar a configuração eletrônica de um átomo, colocam-se os elétrons, primeiramente, nos subníveis de **menor energia**.

À medida que se aproxima do núcleo, a energia potencial do elétron, por causa da atração pelo núcleo, diminui, enquanto sua velocidade e, conseqüentemente, sua energia cinética aumentam (tal como a velocidade de um satélite aumenta, ao se aproximar da Terra). De um modo geral, a energia total do elétron aumenta à medida que o elétron se afasta do seu núcleo.

Energia potencial aumenta
Energia cinética diminui
 núcleo → ⊕ —————→ **Energia total aumenta**

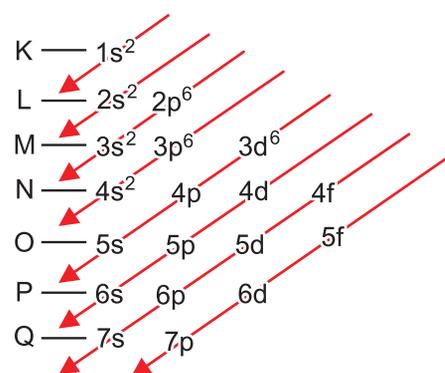
Assim, o subnível 1s deve ser preenchido antes do subnível 2s, pois o subnível 1s tem energia menor que o subnível 2s.

Infelizmente, subníveis de níveis inferiores podem ter energia maior que subníveis de níveis superiores. Por exemplo, o subnível 3d tem energia maior que o subnível 4s.

2. O diagrama de Linus Pauling - ordem energética

O grande químico norte-americano Linus Pauling, falecido em 1994, descobriu em que ordem a energia dos subníveis cresce.

A ordem crescente de energia dos subníveis coincide com as diagonais no diagrama abaixo. Cada linha horizontal representa uma camada eletrônica com os seus subníveis. Descendo pelas diagonais, a energia vai aumentando.



No diagrama, a configuração eletrônica do ferro ($Z = 26$).

Ordem energética dos subníveis

1s — 2s — 2p — 3s — 3p — 4s — 3d — 4p — 5s — 4d — 5p — 6s — 4f — 5d — 6p — 7s — 5f — 6d — 7p



No Portal Objetivo

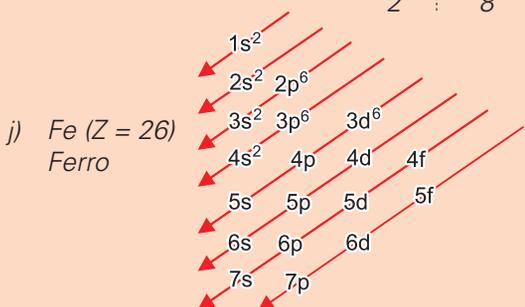
Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em “localizar”, digite **QUIM1M205**

3. Exemplos de configurações eletrônicas

a) H (Z = 1)	$1s^1$	b) He (Z = 2)	$1s^2$	c) Li (Z = 3)	$1s^2$ $2s^1$
Hidrogênio	K	Hélio	K	Lítio	K L
	1		2		2 1
d) Be (Z = 4)	$1s^2$ $2s^2$	e) B (Z = 5)	$1s^2$ $2s^2$ $2p^1$	f) Na (Z = 11)	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
Berílio	K L	Boro	K L	Sódio	K L M
	2 2		2 3		2 8 1
g) Ar (Z = 18)	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$	h) K (Z = 19)	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^1$		
Argônio	K L M	Potássio	K L M N		
	2 8 8		2 8 8 1		
i) Sc (Z = 21)	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^1$				
Escândio					

Essa configuração está escrita na **ordem energética**, isto é, na ordem em que os subníveis são preenchidos. Podemos escrever a configuração na **ordem geométrica**, isto é, camada por camada.

$1s^2$	$2s^2$ $2p^6$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^1$	$4s^2$
K	L	M	N
2	8	9	2



j) Fe (Z = 26)	Ordem energética: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^6$
Ferro	Ordem geométrica: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^6$ $4s^2$
	K L M N
	2 8 14 2

k) Tb (Z = 65)	Ordem energética: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^2$ $4f^9$
Térbio	Ordem geométrica:

$1s^2$	$2s^2$ $2p^6$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^9$	$5s^2$ $5p^6$	$6s^2$
K	L	M	N	O	P
2	8	18	27	8	2

l) Uuo (Z = 118). Este elemento ainda não tem nome oficial. Nome provisório: Ununóctio (un, un, oct)
Ordem energética: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^6$ $7s^2$ $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7p^6$
Ordem geométrica:

$1s^2$	$2s^2$ $2p^6$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$	$5s^2$ $5p^6$ $5d^{10}$ $5f^{14}$	$6s^2$ $6p^6$ $6d^{10}$	$7s^2$ $7p^6$
K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8

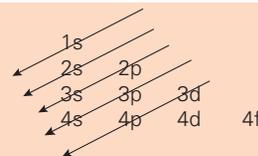
Exercícios Resolvidos

1 (UNIRIO – MODELO ENEM) – Os implantes dentários estão mais seguros no Brasil e já atendem às normas internacionais de qualidade. O grande salto de qualidade aconteceu no processo de confecção dos parafusos e pinos de titânio que compõem as próteses. Feitas com ligas de titânio, essas próteses são usadas para fixar coroas dentárias, aparelhos ortodônticos e dentaduras nos ossos da mandíbula e do maxilar.

Jornal do Brasil

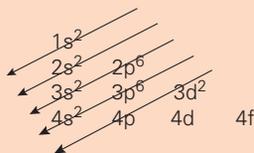
Considerando que o número atômico do titânio é 22, sua configuração eletrônica será:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.



Dado: O número máximo de elétrons nos subníveis s, p, d, f é respectivamente 2, 6, 10, 14. Os subníveis são preenchidos em ordem crescente de energia, que é obtida "descendo" pelas diagonais do Diagrama de Linus Pauling.

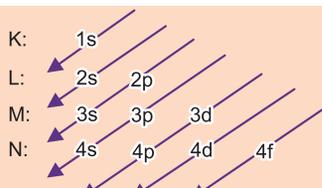
Resolução



Resposta: D

2 (MODELO ENEM) – Os elétrons de um átomo estão distribuídos em níveis de energia ou camadas eletrônicas: K, L, M, N, O, P e Q. Cada camada está subdividida em subníveis: K(1s); L(2s, 2p); M(3s, 3p, 3d); N(4s, 4p, 4d, 4f) etc.

Os elétrons são distribuídos em ordem crescente de energia, o que é conseguido descendo-se pelas diagonais do Diagrama de Linus Pauling. Diz-se, então, que o átomo está no seu estado fundamental.



O número atômico é o número de prótons, que é igual ao número de elétrons.

Para o elemento vanádio (número atômico 23), no seu estado fundamental, afirma-se:

- a configuração eletrônica nos subníveis, em ordem de preenchimento (diagonais), é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$;
- a configuração eletrônica nos subníveis, em ordem geométrica (ordem de camada), é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
- a configuração eletrônica nos níveis de energia (camadas) é:

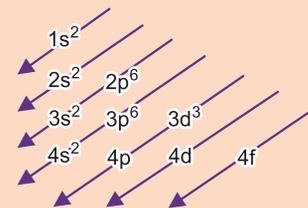
K	L	M	N
2	8	11	2

Está correto o que se afirma em:

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

Resolução

Átomo de vanádio: 23 prótons e 23 elétrons.



- Errado.** Em ordem de preenchimento (ordem energética):
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- Correto.** Em ordem geométrica:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
- Correto.** Nos níveis de energia:

K	L	M	N
2	8	11	2

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (MODELO ENEM) – O níquel (Ni) é um metal duro, maleável e bom condutor de calor e eletricidade. É usado na produção de aços especiais e inoxidáveis, em ligas resistentes à corrosão, na fabricação de ímãs. O átomo de níquel apresenta número atômico 28 (tem 28 prótons no núcleo e 28 elétrons ao redor do núcleo). Os elétrons preenchem os subníveis em ordem crescente de energia:



O número máximo de elétrons nos subníveis s, p, d, f é respectivamente 2, 6, 10, 14.

O número de elétrons no subnível 3d do átomo de níquel é:

- 2
- 4
- 6
- 8
- 10

RESOLUÇÃO:

Preenchendo os subníveis em ordem crescente de energia, temos:



Portanto, o átomo de níquel apresenta oito elétrons no subnível 3d.

Resposta: D

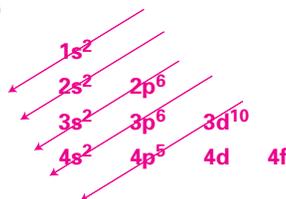
2 O bromo é obtido a partir da água do mar e de salmouras naturais. O seu número atômico é 35.

Para o bromo, pedem-se:

- a configuração eletrônica nos subníveis em ordem energética;
- a configuração eletrônica nos subníveis em ordem geométrica;
- a configuração eletrônica nos níveis;
- o número de elétrons na camada de valência.

RESOLUÇÃO:

a)



Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) Ordem geométrica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

c) K L M N

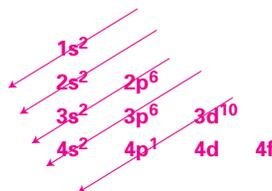
2 8 18 7

d) 7 elétrons

3 Sabendo-se que o subnível mais energético de um átomo é $4p^1$, pergunta-se:

- Qual o número atômico desse átomo?
- Quantas camadas, contendo elétrons, possui a eletrosfera desse átomo?

RESOLUÇÃO:



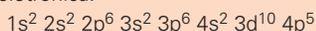
a) Z = 31

b) 4 camadas

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^1$
K	L	M	N

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – O bromo (Br) é o único não metal que forma uma substância simples (Br₂) líquida nas condições ambientes. A substância Br₂ tem cor marrom-avermelhada e seus vapores apresentam um odor bastante desagradável. O vapor de bromo é muito tóxico e provoca irritação nos olhos, na garganta e na pele. O átomo de bromo apresenta a configuração eletrônica:



Com relação ao átomo de bromo, **não** se pode afirmar:

- a) seu número de elétrons é 35.
- b) seu número de prótons é 35.
- c) possui 5 elétrons no seu último nível.
- d) possui 4 níveis ocupados por elétrons.
- e) possui 7 elétrons no seu último nível.

Resolução

Reagrupando em camadas, temos:

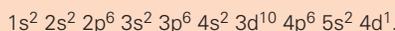
1s ²	2s ² 2p ⁶	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	4s ² 4p ⁵
K	L	M	N
2	8	18	7

O número de elétrons é 35 e, portanto, o número de prótons também é 35. O átomo de bromo possui quatro níveis (ou camadas) e sete elétrons no último nível (camada N).

Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – Os elétrons de um átomo estão distribuídos em níveis de energia ou camadas eletrônicas: K (um subnível: 1s); L (2 subníveis: 2s e 2p); M (3 subníveis: 3s, 3p e 3d); N (4 subníveis: 4s, 4p, 4d e 4f); O; P; Q. A camada mais externa é chamada de camada de valência.

O fenômeno da supercondutividade de eletricidade, descoberto em 1911, voltou a ser objeto da atenção do mundo científico com a constatação de Berdnorz e Müller de que materiais cerâmicos podem exibir esse tipo de comportamento, valendo um prêmio Nobel a esses dois físicos em 1987. Um dos elementos químicos mais importantes na formulação da cerâmica supercondutora é o ítrio:



O número de camadas e o número de elétrons mais energéticos para o ítrio serão, respectivamente:

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

Resolução

Em ordem energética, temos:



No subnível mais energético (4d), há somente 1 elétron.

Reagrupando em camadas:

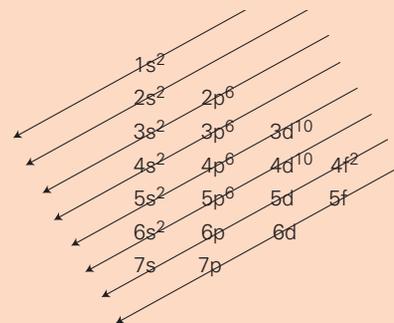
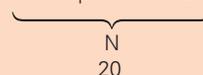
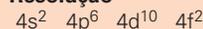
1s ²	2s ² 2p ⁶	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	4s ² 4p ⁶ 4d ¹	5s ²
K	L	M	N	O

O átomo apresenta 5 camadas eletrônicas.

Resposta: B

3 Um átomo tem 20 elétrons na camada N. Qual o seu número atômico?

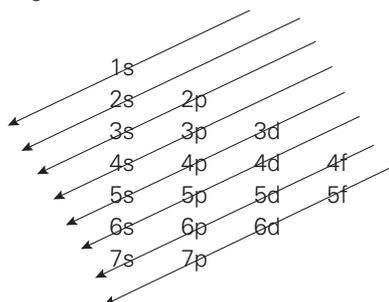
Resolução



Resposta: Z = 58

Exercícios Propostos

1 IPA – FACULDADE DE CIÊNCIAS DA SAÚDE – MODELO ENEM)) – As lâmpadas fluorescentes misturadas ao lixo comum apresentam diversos riscos ambientais devido à presença de mercúrio e de chumbo, que são altamente tóxicos. Dados: Hg (Z = 80) e Pb (Z = 82). O número máximo de elétrons nos subníveis s, p, d, f é respectivamente 2, 6, 10, 14. Os subníveis são preenchidos em ordem crescente de energia. Esta ordem é obtida “descendo” pelas diagonais do Diagrama de Linus Pauling.

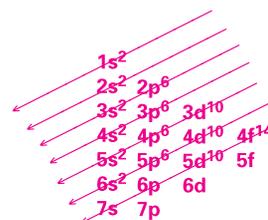


O subnível mais energético para a configuração fundamental desses dois átomos, de acordo com a distribuição eletrônica de Linus Pauling, é, respectivamente,

- a) 5d¹⁰, 6p².
- b) 5s², 5s¹.
- c) 6d¹, 6d¹.
- d) 6s¹, 5p⁴.
- e) 4f⁴, 4d¹.

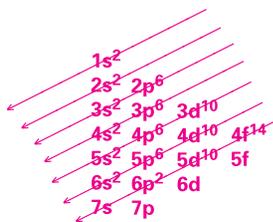
RESOLUÇÃO:

Mercúrio (Hg) tem a seguinte distribuição eletrônica:



Seu subnível mais energético é o 5d¹⁰.

Chumbo (Pb) tem a seguinte distribuição eletrônica:



Seu subnível mais energético é o $6p^2$.

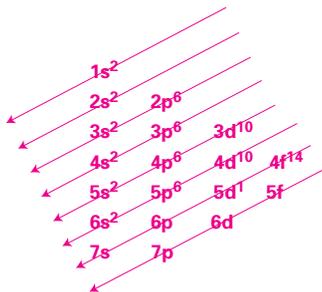
Resposta: A

2 Utilizando o Diagrama de Pauling e considerando o elemento lutécio (Lu), cujo nome é uma homenagem a Lutécia (antigo nome de Paris), descoberto em 1907 pelo cientista Urbain, pedem-se:

- a distribuição eletrônica em subníveis energéticos;
- a distribuição eletrônica em camadas;
- o número de elétrons existentes na camada de valência.

Dado: Lu ($Z = 71$)

RESOLUÇÃO:



a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^1$

ou

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$

b) K L M N O P

2 8 18 32 9 2

c) Dois elétrons na camada de valência.

3 (UNIP-SP) – O átomo ${}_{3x+2}^{7x}A$ tem 38 nêutrons. O número de elétrons existente na camada de valência desse átomo é

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

RESOLUÇÃO:

$$38 = 7x - (3x + 2) \therefore x = 10$$

$$Z = 3x + 2 = 32$$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$

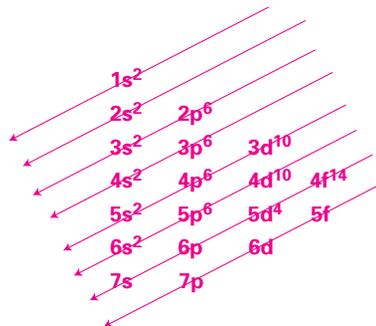
Há 4 elétrons na camada de valência.

Resposta: D

4 Qual o número atômico do elemento que apresenta o subnível mais energético $5d^4$?

- 74
- 78
- 80
- 81
- 83

RESOLUÇÃO:

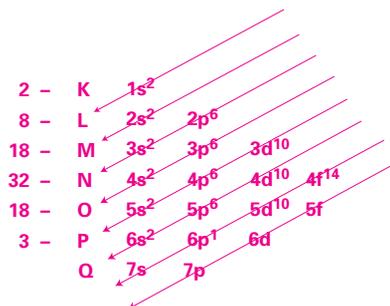


$Z = 74$

Resposta: A

5 Um átomo tem 32 elétrons na camada N e 3 elétrons na camada de valência (P). Qual o número atômico desse átomo?

RESOLUÇÃO:



$Z = 81$

Módulo

21

Natureza corpuscular da matéria: isótopos, isóbaros e isótonos

Palavras-chave:

• Isótopos • Isóbaros • Isótonos

1. Isótopos – átomos diferentes do mesmo elemento químico

São átomos do **mesmo elemento químico (mesmo número atômico)** que apresentam **diferentes números de massa** (ou diferentes **números de nêutrons**).

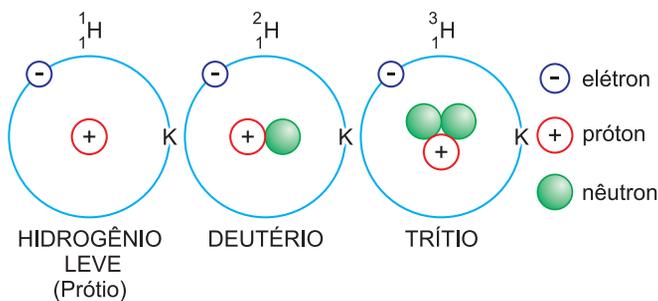
Quase todos os elementos químicos apresentam isótopos. Os isótopos de um mesmo elemento são átomos quimicamente iguais, pois têm o mesmo número atômico, mas diferem fisicamente.

Exemplos: Isótopos do hidrogênio

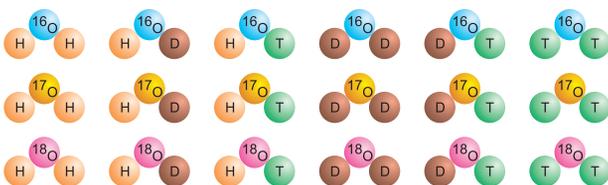
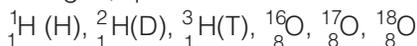
Prócio: ${}^1_1\text{H}$ – 1 próton, 1 elétron – 99,984% de abundância na natureza.

Deutério (D): ${}^2_1\text{H}$ – 1 próton, 1 elétron, 1 nêutron – 0,016%

Tritio (T): ${}^3_1\text{H}$ – 1 próton, 1 elétron, 2 nêutrons – $\sim 10^{-7}\%$



Nota: Os três isótopos do hidrogênio e os três isótopos do oxigênio podem formar 18 tipos de moléculas de água, que diferem na massa:



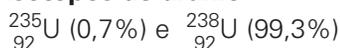
Dá-se o nome de água pesada ao óxido de deutério, D_2O .

A maior parte da água que utilizamos tem moléculas formadas pelo hidrogênio comum. No entanto, em uma pequena porcentagem, as moléculas de água são formadas por dois átomos de deutério (D) e um de oxigênio (O). Esta, D_2O , é a água pesada.

Isótopos de oxigênio



Isótopos de urânio



Isótopos de cloro



Em cada 100 átomos de cloro, encontramos 75 átomos com número de massa 35 e 25 átomos com número de massa 37.

2. Isóbaros - átomos diferentes com o mesmo número de massa

São átomos de **diferentes elementos** (de **números atômicos diferentes**), mas que apresentam o **mesmo número de massa**. As propriedades químicas dos isóbaros são diferentes.

Exemplo



3. Isótonos - átomos diferentes com o mesmo número de nêutrons

São átomos que possuem o **mesmo número de nêutrons e diferem no número de prótons** (e, portanto, no número de massa).

Exemplo

Boro: ${}^{11}_5\text{B}$ e carbono: ${}^{12}_6\text{C}$, ambos possuem 6 nêutrons.

Lembrete: isótopos (mesmo número de prótons); isóbaros (mesmo número de massa A); isótonos (mesmo número de nêutrons N).

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – Os radioisótopos têm larga aplicação nos vários campos da atividade humana: na medicina, na agricultura, na indústria e na arqueologia. Os arqueólogos identificam a idade de ossos e objetos pré-históricos por meio de uma técnica conhecida como datação por carbono radioativo.

Em relação aos isótopos ${}^{14}\text{C}$ e ${}^{12}\text{C}$, é correto afirmar:

- Os átomos de ${}^{12}\text{C}$ e ${}^{14}\text{C}$ diferem no número de nêutrons.
- O número de massa é a soma do número de prótons e nêutrons.
- Os números atômicos dos isótopos são diferentes.
- Os isótopos são formas especiais de um elemento com mais ou menos nêutrons do que os átomos normais.

São verdadeiros os itens

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

Resolução

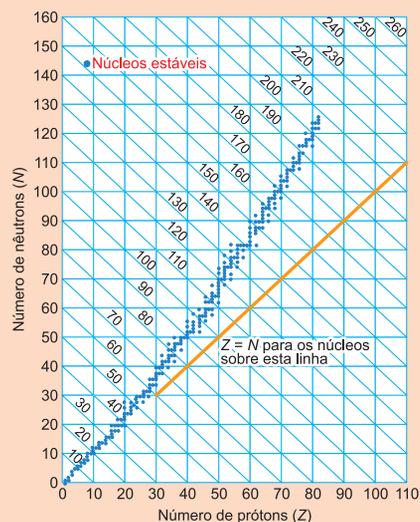
${}^{12}\text{C}$ e ${}^{14}\text{C}$

São isótopos e, portanto, apresentam os mesmos números atômicos, diferentes números de massa e diferentes números de nêutrons.

Resposta: B

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO)

– 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 (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

- entre 12 e 24 nêutrons a menos que o número de prótons.
- exatamente o mesmo número de prótons e nêutrons.
- entre 0 e 12 nêutrons a mais que o número de prótons.
- entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.
- entre 0 e 12 nêutrons a menos que o número de prótons.

Resolução

Os átomos isótopos de antimônio apresentam número atômico 50, ou seja, têm 50 prótons e um número variável de nêutrons. Verifica-se pelo gráfico que os isótopos estáveis do antimônio possuem entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons. O número de nêutrons varia de, aproximadamente, 62 a 74.

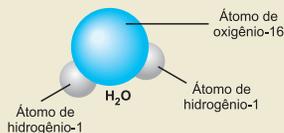
Resposta: D

3 (MODELO ENEM)

QUESTÃO DE PESO

Diferença entre átomos denuncia vazamento nos poços de SP

- As moléculas de água são formadas por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. Normalmente, os elementos aparecem na molécula em sua versão "leve", o oxigênio-16 e o hidrogênio-1



- Em alguns casos, porém, a substância pode ser composta por oxigênio-18 e hidrogênio-2 (deutério), versões mais "pesadas" dos elementos. Quando a água num copo evapora, a forma mais pesada demora mais a virar gás; numa chuva, ela cai primeiro



- Os pesquisadores verificaram que, nas regiões centrais de São Paulo, só 40% da água vem mesmo dos aquíferos. Os outros 60% são de vazamentos da rede de água da Sabesp

(Folha de S. Paulo)

Com base no texto e em outros conhecimentos, é correto o que se afirma em:

- Hidrogênio-1 e hidrogênio-2 são átomos de elementos diferentes.
- A molécula de água composta por oxigênio-18 e hidrogênio-2 é 1,11 vez mais pesada que a molécula de água composta por oxigênio-16 e hidrogênio-1.
- A evaporação da água é um processo exotérmico (libera calor).
- Hidrogênio-1 e hidrogênio-2 são átomos isótopos.
- Oxigênio-18 e oxigênio-16 são átomos de mesma massa, pois pertencem ao mesmo elemento químico.

Resolução

Isótopos são átomos com o mesmo número atômico e, portanto, são átomos do mesmo elemento químico.

Hidrogênio-1 (${}^1_1\text{H}$) e hidrogênio-2 (${}^2_1\text{H}$) são átomos isótopos.

A molécula ${}^2\text{H}_2{}^{18}\text{O}$ (soma dos números de prótons e nêutrons = 22) é 1,22 vez mais pesada que a molécula ${}^1\text{H}_2{}^{16}\text{O}$ (soma dos números de prótons e nêutrons = 18).

$$\frac{22}{18} = 1,22$$

A evaporação é um processo endotérmico.

Resposta: D

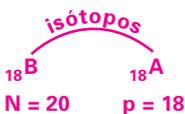
Exercícios Propostos

1 (UNESP – MODELO ENEM) – O elemento químico B possui 20 nêutrons, é isótopo do elemento químico A, que possui 18 prótons, e isóbaro do elemento químico C, que tem 16 nêutrons. Com base nessas informações, pode-se afirmar que os elementos químicos A, B e C apresentam, respectivamente, números atômicos iguais a

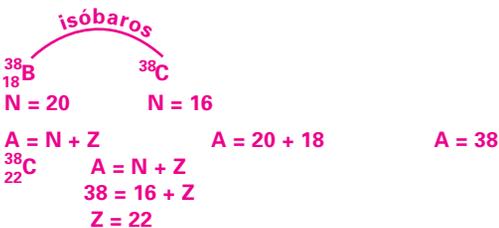
- 16, 16 e 20
- 16, 18 e 20
- 16, 20 e 21
- 18, 16 e 22
- 18, 18 e 22

Dado: Isótopos são átomos com o mesmo número atômico e número de massa diferente. Isóbaros são átomos com número atômico diferente e mesmo número de massa.

RESOLUÇÃO:



Número atômico de A = número atômico de B = 18



Resposta: E

2 (UNIP-SP) – O hidrogênio comum (${}^1_1\text{H}$), o hidrogênio deutério (${}^2_1\text{H}$) e o hidrogênio trítio (${}^3_1\text{H}$) são

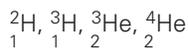
- isótopos
- isóbaros
- isótonos
- isômeros
- alótropos

RESOLUÇÃO:

Os isótopos apresentam o mesmo número atômico e número de massa diferente.

Resposta: A

3 Dados os átomos:



assinale aqueles que são isótopos, os que são isóbaros e os que são isótonos.

RESOLUÇÃO:

Isótopos: ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$; ${}^3_2\text{He}$ e ${}^4_2\text{He}$

Isóbaros: ${}^3_1\text{H}$ e ${}^3_2\text{He}$

Isótonos: ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_2\text{He}$; ${}^3_1\text{H}$ e ${}^4_2\text{He}$

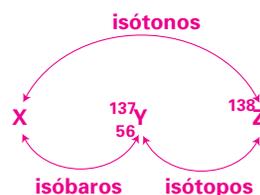
4 (FEI-SP) – São dadas as seguintes informações relativas aos átomos X, Y e Z:

- X é isóbaro de Y e isótono de Z.
- Y tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z.
- O número de massa de Z é 138.

O número atômico de X é

- a) 53 b) 54 c) 55 d) 56 e) 57

RESOLUÇÃO:



Número atômico de Y e Z = 56

Número de nêutrons de Z = $138 - 56 = 82$

Número de nêutrons de Z e X = 82

Número de massa de Y e X = 137

Número atômico de X = $137 - 82 = 55$

Resposta: C

Módulo

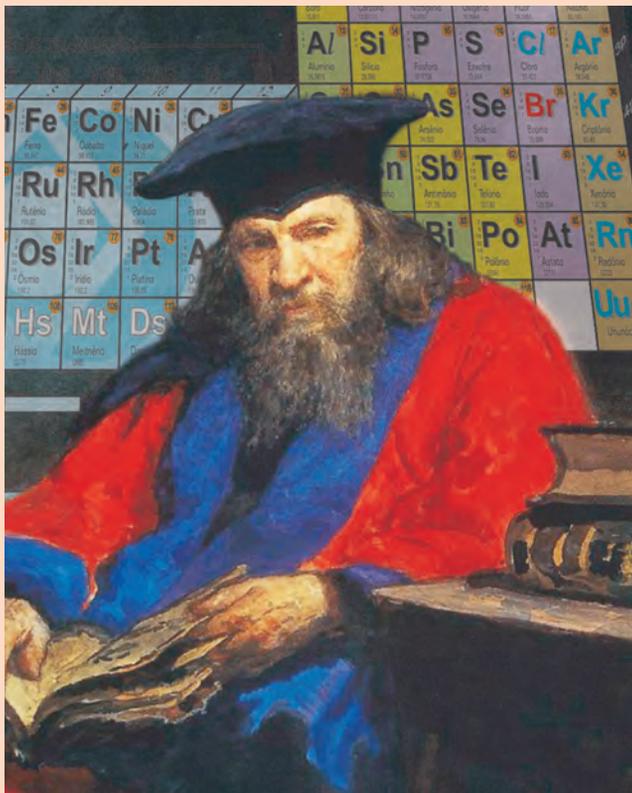
22

Classificação periódica dos elementos: grupos e períodos da tabela periódica

Palavras-chave:

• Número atômico • Período • Grupo

A NATUREZA ORDENADA NUM QUEBRA-CABEÇA



Mendeleev, o pai da tabela periódica moderna.

Nem sempre o conhecimento já nasce organizado. Foi justamente por irritar-se com a falta de sistematização dos dados conhecidos em Química, no século XIX, que um professor russo do Instituto Técnico da Universidade de São Petersburgo

começou a pregar dezenas de cartõezinhos num quadro, na parede do laboratório. Em cada um deles estava escrito o nome e as propriedades de um elemento químico entre os conhecidos na época, cerca de sessenta. O nome do professor: Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907). Ele procurava alguma pista para a ordem em que a natureza os criou.

O conceito de elementos químicos – as substâncias mais simples e puras, que constituem todos os materiais – tinha sido definido dois séculos antes, pelo químico inglês Robert Boyle (1627-1691). Mas, até o tempo de Mendeleev, ninguém havia ainda conseguido colocar todas as substâncias em ordem.

O químico russo percebeu que, dispondo os cartõezinhos na ordem crescente da massa atômica, os elementos apareciam em fileiras horizontais e colunas que refletiam propriedades semelhantes. Estava criada a tabela periódica. Na mesma época, outro químico, o alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895), chegou a apresentar um trabalho parecido, mas bem menos preciso e completo do que o de Mendeleev.

Nem todas as casas da primeira versão da tabela periódica estavam ocupadas. Mas o químico previu o tipo de elemento que deveria encaixar-se em cada lugar. Mais tarde, esses elementos – como o gálio, o escândio e o germânio – foram descobertos e a tabela foi completada, exatamente segundo as previsões de Mendeleev.

Alguns anos depois, outro químico, o inglês Henry Moseley (1887-1915) percebeu que as propriedades dos elementos estavam mais ligadas ao número atômico (número de prótons) do que à massa atômica. Ou seja, é simplesmente a quantidade de prótons que define as características de cada elemento. Com a descoberta de Moseley, a posição de alguns elementos na tabela original de Mendeleev foi rearranjada. Mas a essência do trabalho do gênio russo permanece válida e cada vez mais forte.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

OBJETIVO

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII(0)
H 1 1,008 Hidrogênio	Li 3 6,941 Lítio	Na 11 22,990 Sódio	K 19 39,102 Potássio	Rb 37 85,47 Rubídio	Cs 55 132,905 Césio	Fr 87 [223] Frâncio	He 2 4,003 Hélio
Be 4 9,012 Berílio	Mg 12 24,312 Magnésio	Ca 20 40,08 Cálcio	Sr 38 87,62 Estrôncio	Ba 56 137,34 Bário	Ra 88 [226] Rádio	Ne 10 20,18 Neônio	Ar 18 39,948 Argônio
B 5 10,81 Boro	Al 13 26,98 Alumínio	Si 14 28,09 Silício	Ge 32 72,64 Germânio	Sn 50 118,71 Estanho	Pb 82 207,2 Chumbo	As 33 74,92 Arsênio	Cl 17 35,45 Cloro
C 6 12,01 Carbono	N 7 14,01 Nitrogênio	O 8 15,99 Oxigênio	F 9 18,99 Flúor	Ne 10 20,18 Neônio	Br 35 79,90 Bromo	I 53 126,90 Iodo	Xe 54 131,30 Xenônio
B 5 10,81 Boro	Al 13 26,98 Alumínio	Si 14 28,09 Silício	Ge 32 72,64 Germânio	Sn 50 118,71 Estanho	Pb 82 207,2 Chumbo	Bi 83 208,98 Bismuto	Po 84 [209] Polônio
Ti 22 47,88 Titânio	V 23 50,94 Vanádio	Cr 24 51,99 Cromo	Mn 25 54,94 Manganês	Fe 26 55,85 Ferro	Ni 28 58,71 Níquel	Cu 29 63,55 Cobre	Zn 30 65,37 Zinco
Zr 40 91,22 Zircônio	Nb 41 92,91 Níobio	Mo 42 95,94 Molibdênio	Tc 43 [98] Técnetio	Ru 44 101,07 Rutênio	Rh 45 102,91 Ródio	Pd 46 106,4 Paládio	Ag 47 107,87 Prata
Hf 72 178,49 Háfnio	Ta 73 180,95 Tântalo	W 74 183,85 Tungstênio	Re 75 186,2 Rênio	Os 76 190,2 Ósmio	Pt 78 195,09 Platina	Au 79 196,97 Ouro	Hg 80 200,59 Mercúrio
Rf 104 [261] Rutherfordório	Db 105 [262] Dúbnio	Sg 106 [266] Seabórgio	Bh 107 [264] Bóhrio	Hs 108 [271] Hássio	Mt 109 [268] Meitnério	Ds 110 [281] Darmstádio	Cn 112 [277] Copernício
ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO							
Sc 21 44,96 Escândio	Ti 22 47,88 Titânio	V 23 50,94 Vanádio	Cr 24 51,99 Cromo	Mn 25 54,94 Manganês	Fe 26 55,85 Ferro	Co 27 58,93 Cobalto	Ni 28 58,71 Níquel
Y 39 88,91 Ítrio	Zr 40 91,22 Zircônio	Nb 41 92,91 Níobio	Mo 42 95,94 Molibdênio	Tc 43 [98] Técnetio	Ru 44 101,07 Rutênio	Rh 45 102,91 Ródio	Pd 46 106,4 Paládio
SÉRIE DOS LANTANÓIDES OU LANTANÓIDES							
La 57 138,91 Lantânio	Ce 58 140,12 Cério	Pr 59 140,91 Praseodímio	Nd 60 144,24 Neodímio	Pm 61 [145] Pmécio	Sm 62 150,36 Samário	Eu 63 151,96 Európio	Gd 64 157,25 Gadolínio
Tb 65 158,93 Terbório	Dy 66 162,50 Dissprósio	Ho 67 164,93 Hólmio	Er 68 167,26 Érbio	Tm 69 168,93 Tulio	Yb 70 173,04 Íterbio	Lu 71 174,97 Lútesio	
SÉRIE DOS ACTINÓIDES OU ACTINÓIDES							
Ac 89 [227] Actínio	Th 90 232,04 Tório	Pa 91 231,04 Protactínio	U 92 238,03 Urânio	Np 93 [237] Neptúlio	Pu 94 [244] Plutónio	Am 95 [243] Americio	Cm 96 [247] Cúrio
Bk 97 [247] Berquélio	Cf 98 [251] Califórnia	Es 99 [252] Einsteinio	Fm 100 [257] Férmio	Md 101 [258] Mendelévio	No 102 [259] Nobelio	Lr 103 [262] Laurêncio	

 Hidrogênio
 Metais representativos
 Metais de transição
 Semimetais
 Não metais
 Gases nobres

 Au Sólidos
 Tc Artificiais
 Hg Líquidos
 Ar Gases

Série dos Lantanídeos ou Lantanídeos

Número do grupo: **1**
 Configuração eletrônica: **1s¹**
 Símbolo: **H**
 Nome: **Hidrogênio**
 Massa atômica: **1,008**
 () nº de massa do isótopo mais estável

Série dos Actinídeos ou Actinídeos

Classificação Periódica dos Elementos com alteração dos símbolos e nomes dos elementos de 104 a 112, recomendados pela IUPAC.

1. Periodicidade das configurações eletrônicas

Consideremos as configurações eletrônicas dos vinte primeiros elementos.

Elemento	Z	Configuração	N.º de elétrons na camada de valência
Hidrogênio	1	1s ¹	1
Hélio	2	1s ²	2
Lítio	3	1s ² 2s ¹	1
Berílio	4	1s ² 2s ²	2
Boro	5	1s ² 2s ² 2p ¹	3
Carbono	6	1s ² 2s ² 2p ²	4
Nitrogênio	7	1s ² 2s ² 2p ³	5
Oxigênio	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	6
Flúor	9	1s ² 2s ² 2p ⁵	7
Neônio	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	8
Sódio	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1
Magnésio	12	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	2
Alumínio	13	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	3
Silício	14	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	4
Fósforo	15	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	5
Enxofre	16	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	6
Cloro	17	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	7
Argônio	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	8
Potássio	19	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	1
Cálcio	20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²	2

Examinando a tabela, veremos que arranjos semelhantes de elétrons no último nível de energia aparecem em átomos de elementos diferentes. Assim, o neônio (Z = 10) e o argônio (Z = 18) têm 8 elétrons no último nível, o nitrogênio (Z = 7) e o fósforo (Z = 15) têm 5 elétrons no último nível.

À medida que o número atômico aumenta de 3 a 20, as configurações mais externas se repetem, depois de um intervalo de 8.

Exemplos

Lítio (Z = 3) 2, 1.

Sódio (Z = 11) 2, 8, 1.

Potássio (Z = 19) 2, 8, 8, 1.

Podemos então concluir que a configuração eletrônica é uma função periódica do número atômico.

2. A lei periódica

Certas propriedades dos elementos seguem um esquema repetitivo, periódico, quando os elementos são arranjados na ordem crescente de seus números atômicos.

Isto é explicado porque as configurações eletrônicas dos elementos variam periodicamente com o aumento do número atômico. Assim, por exemplo, o lítio, o sódio e o potássio são três metais muito semelhantes.

Desse modo, aparece a lei periódica, a grande generalização da Química: **“As propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas dos seus números atômicos”**.

3. A tabela periódica moderna



Lothar Meyer (1830-1895).

A tabela periódica é devida a Meyer e Mendeleev, principalmente este último. Mendeleev, em 1869, verificou que, colocando os elementos em **ordem crescente de massa atômica**, as propriedades se repetiam periodicamente.

Na construção da **tabela periódica moderna**, os elementos são colocados em **ordem crescente de seus números atômicos**, em faixas horizontais e verticais. Os elementos semelhantes ficam reunidos nas **colunas verticais** (os **grupos** ou **famílias**), e os elementos não semelhantes ficam reunidos nas **faixas horizontais** (**períodos**).



O Destaque

O inglês Moseley demonstrou, em 1913, que cada elemento químico possui um número atômico diferente e sequencial desde o hidrogênio (Z = 1) até o urânio (Z = 92). Com o conceito de número atômico, Moseley notou a ausência de vários elementos na tabela periódica, como o escândio, o tecnécio, o promécio, que foram descobertos posteriormente.



H.J.G. Moseley (1887-1915), com seus trabalhos sobre números atômicos, possibilitou o advento da Tabela Periódica moderna.

O número de elementos em cada período é variável:

Primeiro Período: muito curto – 2 elementos (H, He). Subnível que está sendo preenchido: 1s

Segundo Período: curto – 8 elementos (Números atômicos – 3 a 10). Subníveis sendo preenchidos: 2s, 2p.

Terceiro Período: curto – 8 elementos (Números atômicos – 11 a 18). Subníveis sendo preenchidos: 3s, 3p.

Quarto Período: longo – 18 elementos (Números atômicos – 19 a 36). Subníveis sendo preenchidos: 4s, 3d, 4p.

Quinto Período: longo – 18 elementos (Números atômicos – 37 a 54). Subníveis sendo preenchidos: 5s, 4d, 5p.

Sexto Período: muito longo – 32 elementos (Números atômicos – 55 a 86). Subníveis sendo preenchidos: 6s, 4f, 5d, 6p.

Sétimo Período: incompleto – (Números atômicos – 87 em diante). Subníveis sendo preenchidos: 7s, 5f, 6d, 7p.

Os grupos da tabela são numerados de 0 a 8. Com exceção dos grupos 0 e 8, os demais são divididos em dois subgrupos, A e B. O grupo 8 abrange três elementos em cada período, sendo chamado de grupo das tríades. É chamado de 8B porque é semelhante aos demais grupos B.

8B		
Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
Os	Ir	Pt

4. Grupos: nova resolução da IUPAC

Em 1985, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) resolveu chamar cada coluna da tabela periódica de grupo. Os grupos foram numerados de 1 a 18, desaparecendo, assim, os subgrupos A e B.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

5. Classificação dos elementos

A) Elementos representativos (s ou p)

O último elétron entrou em subnível s ou p.

Exemplos

N (Z = 7) : $1s^2 2s^2 2p^3$

Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Os elementos representativos estão colocados nos **subgrupos A** (1, 2, 13 a 17) e ocupam os extremos da tabela.

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

(1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A ou 1, 2, 13 a 17)



B) Elementos de transição (d)

O último elétron entrou em subnível d.

Exemplo

Fe (Z = 26): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Esses elementos estão nos **subgrupos B** (3 a 12) e ocupam a parte central da tabela.

ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO

(3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B, 2B ou 3 a 12)



C) Elementos de transição interna (f)

O último elétron entrou em subnível f.

Exemplo

Cério (Z = 58):

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$

Esses elementos estão divididos em duas classes:

I) Lantanídeos ou metais terras-raras

São os elementos de número atômico 57 (lantânio) a 71. Estão no grupo 3B (3) e 6.º período.

II) Actinídeos

São os elementos de número atômico 89 (actínio) a 103. Todos estão no grupo 3B (3) e 7.º período.

D) Gases nobres – grupo 18

Com exceção do hélio, que tem dois elétrons na camada K, esses elementos apresentam oito elétrons na camada de valência. Ocupam o grupo 0 ou 8A ou 18.

Exercícios Resolvidos

1 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Cinco amigos resolveram usar a tabela periódica como tabuleiro para um jogo. Regras do jogo: Para todos os jogadores, sorteia-se o nome de um objeto, cujo constituinte principal é determinado elemento químico. Cada um joga quatro vezes um dado e, a cada jogada, move sua peça somente ao longo de um grupo ou um período, de acordo com o número de pontos obtidos no dado. O início da contagem é pelo elemento de número atômico 1. Numa partida, o objeto sorteado foi “latinha de refrigerante” e os pontos obtidos com os dados foram: Ana (3, 2, 6, 5), Bruno (5, 4, 3, 5), Célia (2, 3, 5, 5), Décio (3, 1, 5, 1) e Elza (4, 6, 6, 1).

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	**	Rf	Nb	Sg	Bh	Hs	Mt									

* La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
 ** Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

Assim, quem conseguiu alcançar o elemento procurado foi

- a) Ana b) Bruno c) Célia
 d) Décio e) Elza

Resolução

O constituinte principal da “latinha de refrigerante” é o alumínio (Al).

Ana: $H \xrightarrow{3} Na \xrightarrow{2} Rb \xrightarrow{6} Tc \xrightarrow{5} Cd$

Bruno: $H \xrightarrow{5} Rb \xrightarrow{4} Nb \xrightarrow{3} Ru \xrightarrow{5} In$

Célia: $H \xrightarrow{2} Li \xrightarrow{3} Rb \xrightarrow{5} Mo \xrightarrow{5} Ag$

Décio: $H \xrightarrow{3} Na \xrightarrow{1} K \xrightarrow{5} Cr \xrightarrow{1} Mn$

Elza: $H \xrightarrow{4} K \xrightarrow{6} Mn \xrightarrow{6} Ga \xrightarrow{1} Al$

Elza conseguiu alcançar o elemento alumínio.

Resposta: E

2 (UERJ-MODIFICADO – MODELO ENEM) – Um estudante utilizou uma tabela periódica como tabuleiro para um jogo no qual cada elemento químico corresponde a uma casa.

Esse jogo consiste no lançamento de um dado de seis faces, numeradas de 1 a 6, para conduzir um peão em um mesmo período da tabela periódica, por uma determinada quantidade de casas, de acordo com o número indicado pelo dado a cada lançamento. Se, por exemplo, um peão estiver na casa onde está localizado o elemento cálcio, e o número indicado pelo dado for 4, ele será conduzido, pelo jogador, até a casa correspondente ao elemento cromo.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Considere um peão localizado na casa do metal alcalino do 5º período. Para que esse peão pare na casa do halogênio nesse mesmo período, após três lançamentos do dado, há n sequências possíveis de resultados desses lançamentos.

Nesse caso, o valor de n é igual a:

- a) 3 b) 6 c) 8 d) 9

Resolução

O metal alcalino do 5º período é o rubídio (Rb) e o halogênio é o iodo (I). A contagem começa no estrôncio (Sr) e termina no iodo (I). Entre o Rb e o Xe há 16 elementos. Para o peão parar no I, a soma dos números após três lançamentos deve ser 16. Há, portanto, seis possibilidades.

$Rb \xrightarrow{6} Tc \xrightarrow{6} In \xrightarrow{4} I$

$Rb \xrightarrow{6} Tc \xrightarrow{5} Cd \xrightarrow{5} I$

$Rb \xrightarrow{6} Tc \xrightarrow{4} Ag \xrightarrow{6} I$

$Rb \xrightarrow{5} Mo \xrightarrow{6} Cd \xrightarrow{5} I$

$Rb \xrightarrow{5} Mo \xrightarrow{5} Ag \xrightarrow{6} I$

$Rb \xrightarrow{4} Nb \xrightarrow{6} Ag \xrightarrow{6} I$

Resposta: B

Exercícios Propostos

1 Os elementos numa moderna tabela periódica estão colocados em ordem

- a) cronológica.
 b) decrescente de massa atômica.
 c) crescente de carga nuclear.
 d) crescente de número de massa.
 e) crescente de massa atômica.

RESOLUÇÃO:

Na tabela atual, os elementos estão colocados em ordem crescente de seus números atômicos. O número atômico é a carga do núcleo.

Resposta: C

2 O número de períodos (faixas horizontais) da tabela periódica atual é

- a) 7 b) 8 c) 12 d) 16 e) 17

RESOLUÇÃO:

Sete são as camadas eletrônicas, sete são os períodos.

Resposta: A

3 O número de elementos em cada período coincide com o número máximo de elétrons em cada camada eletrônica (2, 8, 18, 32).

No quarto período da tabela periódica, o número de elementos é

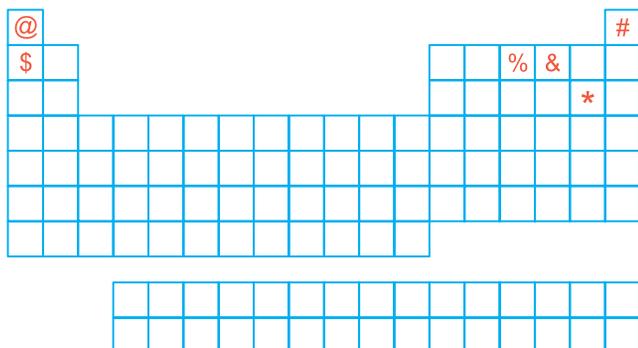
- a) 2 b) 8 c) 18 d) 32 e) 64

RESOLUÇÃO:

O número de elementos em cada período é: 2, 8, 8, 18, 18, 32, incompleto.

Resposta: C

4 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Um astronauta foi capturado por habitantes de um planeta hostil e aprisionado numa cela, sem seu capacete espacial. Logo começou a sentir falta de ar. Ao mesmo tempo, notou um painel como o da figura, em que cada quadrado era uma tecla.



Apertou duas delas, voltando a respirar bem. As teclas apertadas foram

- a) @ e # b) # e \$ c) \$ e %
 d) % e & e) & e *

RESOLUÇÃO:

Os principais constituintes do ar são: gás nitrogênio (N₂) e gás oxigênio (O₂). Se o indivíduo estava sentindo falta de ar, ele deveria apertar teclas com os sinais % (que corresponde ao elemento nitrogênio) e & (que corresponde ao elemento oxigênio).

Resposta: D

Módulo**23****Classificação periódica dos elementos:
localização do elemento na tabela****Palavras-chave:**

- Camadas • Período
- Elétrons • Grupo

1. Como achar o período?

Em cada período, todos os átomos apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. O **número do período** indica o **número de camadas eletrônicas** no átomo. Assim, o rubídio, do 5.º período, apresenta cinco camadas eletrônicas.

Exemplo

Em que período está situado o elemento de número atômico $Z = 33$?

Resolução

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^3$
K	L	M	N				

O elemento possui quatro camadas eletrônicas, estando no 4.º período.

Verifique na tabela que esse elemento é o arsênio (As).

• Somente o H e o He têm uma única camada (K). É devido a esse fato que o primeiro período tem somente dois elementos.

• Os elementos Li ($Z = 3$), Be ($Z = 4$), B ($Z = 5$), C ($Z = 6$), N ($Z = 7$), O ($Z = 8$), F ($Z = 9$) e Ne ($Z = 10$) têm

duas camadas eletrônicas (K e L), estando todos eles no segundo período.

• Observe que todo período começa com um metal alcalino e termina com um gás nobre.

2. Como achar o grupo?**Elementos representativos
(grupos A ou 1, 2 e 13 a 17)**

O **número do grupo** é dado pelo **número de elétrons na camada de valência**.

Exemplo

As ($Z = 33$)

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	$4s^2$	$4p^3$
K	L	M	N				
2	8	18	5				

Como o último elétron entrou em subnível p, o arsênio é um elemento representativo. Ele está situado no grupo 5A (15), pois tem 5 elétrons na camada de valência.

GRUPOS

- **Metais alcalinos** (1A ou 1).

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

Característica: um elétron na camada de valência.

- **Metais alcalinoterrosos** (2A ou 2)

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

Característica: dois elétrons na camada de valência.

- **Não metais halogênios** (7A ou 17)

F, Cl, Br, I, At

Característica: sete elétrons na camada de valência.

- **Não metais calcogênios** (6A ou 16)

O, S, Se, Te, Po

Característica: seis elétrons na camada de valência.

Nota: Te e Po são classificados como semimetais.

- **Gases nobres** (0, 8A ou 18)

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Característica: oito elétrons na camada de valência.

O hélio tem dois elétrons na camada K.

Elementos de transição (grupos B ou 3 a 12)

Seja $ns^x(n-1)d^y$ a configuração eletrônica nos subníveis mais energéticos.

A soma $x + y$ é o número do grupo.

Exemplo

Vanádio (V, $Z = 23$)

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

O vanádio é um elemento de transição, pois o último elétron entrou em subnível d.

Observe: $4s^2 3d^3$

A soma dos números de elétrons nesses subníveis ($2 + 3 = 5$) é o número do grupo. O vanádio está no grupo 5B (5).

Preste atenção na tabela:

Configuração mais externa	soma (x + y)	grupo
s^2d^1	3	3B (3)
s^2d^2	4	4B (4)
s^2d^3	5	5B (5)
s^2d^4	6	6B (6)
s^2d^5	7	7B (7)
s^2d^6	8	8B 1. ^a coluna (8)
s^2d^7	9	8B 2. ^a coluna (9)
s^2d^8	10	8B 3. ^a coluna (10)
s^2d^9	11	1B (11)
s^2d^{10}	12	2B (12)

3. A nova resolução da IUPAC e a posição do elemento

Como localizar o elemento nos 18 grupos pela nova determinação da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada)? Observe a tabela.

Grupo	Configuração mais externa
1	s^1
2	s^2
3	s^2d^1
4	s^2d^2
5	s^2d^3
6	s^2d^4
7	s^2d^5
8	s^2d^6
9	s^2d^7
10	s^2d^8
11	s^2d^9
12	s^2d^{10}
13	$s^2d^{10}p^1$
14	$s^2d^{10}p^2$
15	$s^2d^{10}p^3$
16	$s^2d^{10}p^4$
17	$s^2d^{10}p^5$
18	$s^2d^{10}p^6$



Saiba mais

Qual é a diferença entre as configurações eletrônicas dos elementos dos grupos 2A e 2B?

Grupo 2A (2) – dois elétrons na camada de valência e oito elétrons na penúltima camada.

Grupo 2B (12) – dois elétrons na camada de valência e dezoito elétrons na penúltima camada.

Exemplo

Ca ($Z = 20$) (2A ou 2)

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2$
K	L	M	N
2	8	8	2

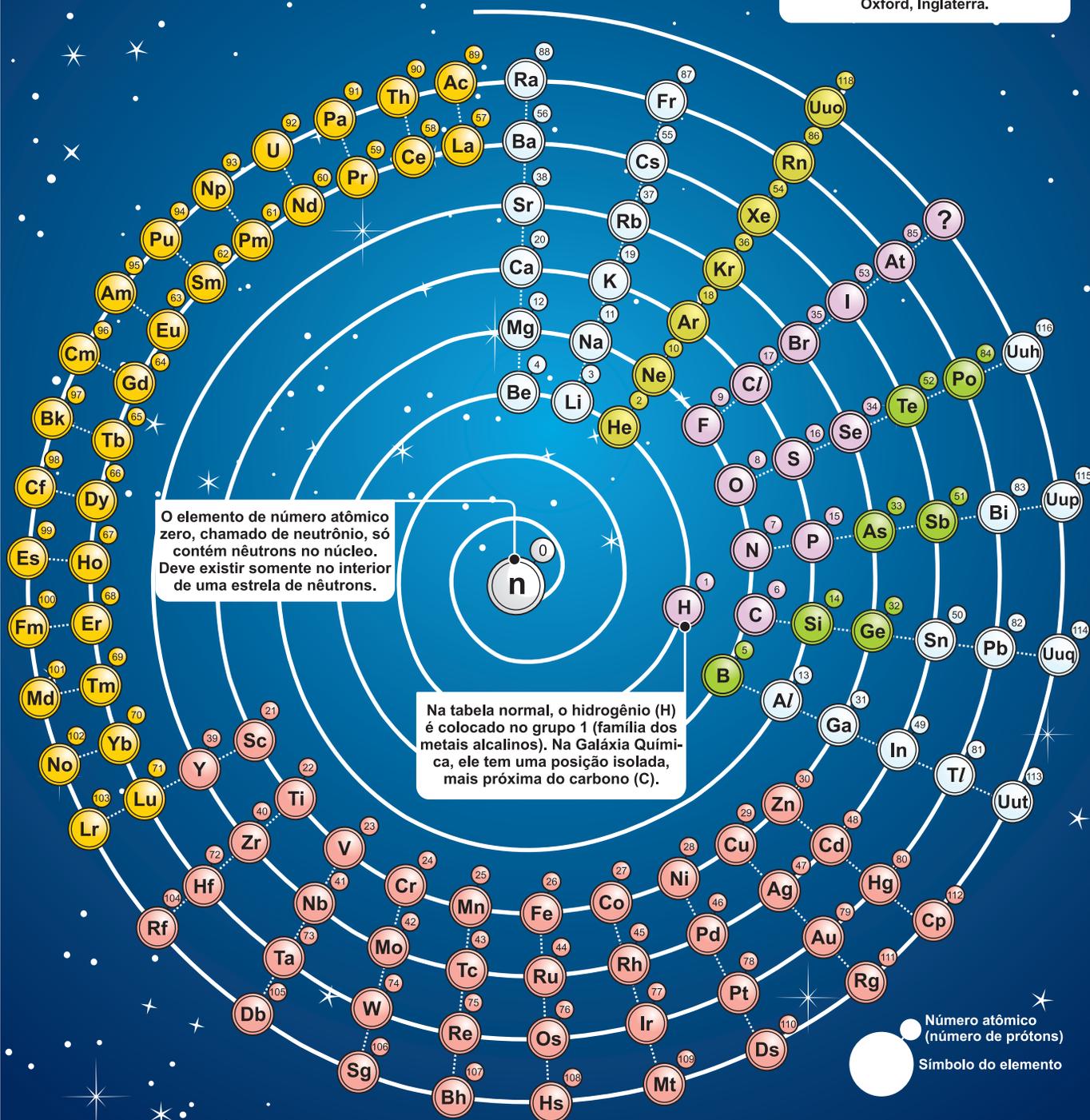
Zn ($Z = 30$) (2B ou 12)

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2$
K	L	M	N
2	8	18	2

Galáxia Química: A nova tabela periódica

Os elementos químicos são dispostos em ordem crescente de números atômicos em uma espiral. Cada família de elementos é colocada em um raio da espiral. Os elementos de transição interna (em amarelo), que na tabela normal ficavam à parte, fazem parte da espiral.

Essa nova versão da tabela periódica foi proposta por Philip Stewart, um professor de ecologia da Universidade de Oxford, Inglaterra.



4. Propriedades periódicas e aperiódicas

Propriedades periódicas – são aquelas cujos valores crescem e decrescem, sucessivamente, aumentando o número atômico. A maioria das propriedades dos elementos é periódica.

Exemplo

Periodicidade dos números de combinação (valência) com os números atômicos.

Número de combinação ou valência do elemento é o número de átomos de hidrogênio que se combina com um átomo do elemento. A figura a seguir dá os números de combinação em função do número atômico.

Monovalentes

LiH, HF, NaH, HCl, KH

Bivalentes

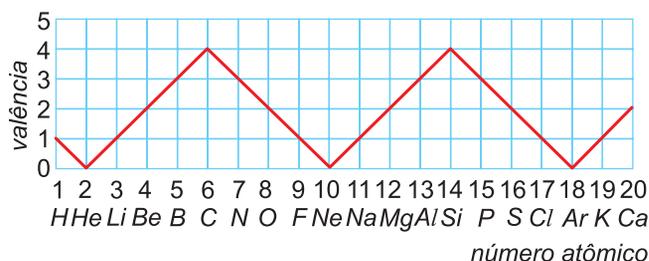
BeH₂, H₂O, MgH₂, H₂S, CaH₂

Trivalentes

BH₃, NH₃, AlH₃, PH₃

Tetravalentes

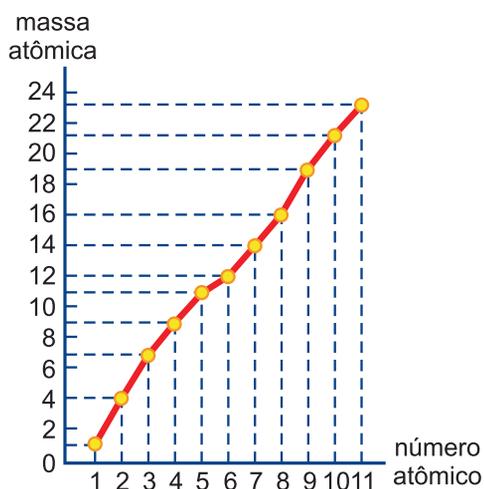
CH₄, SiH₄



Propriedades aperiódicas – são aquelas que sempre crescem ou sempre decrescem, à medida que aumenta o número atômico.

Exemplo

Massa atômica (sempre cresce): (figura abaixo)



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em “localizar”, digite **QUIM1M206**

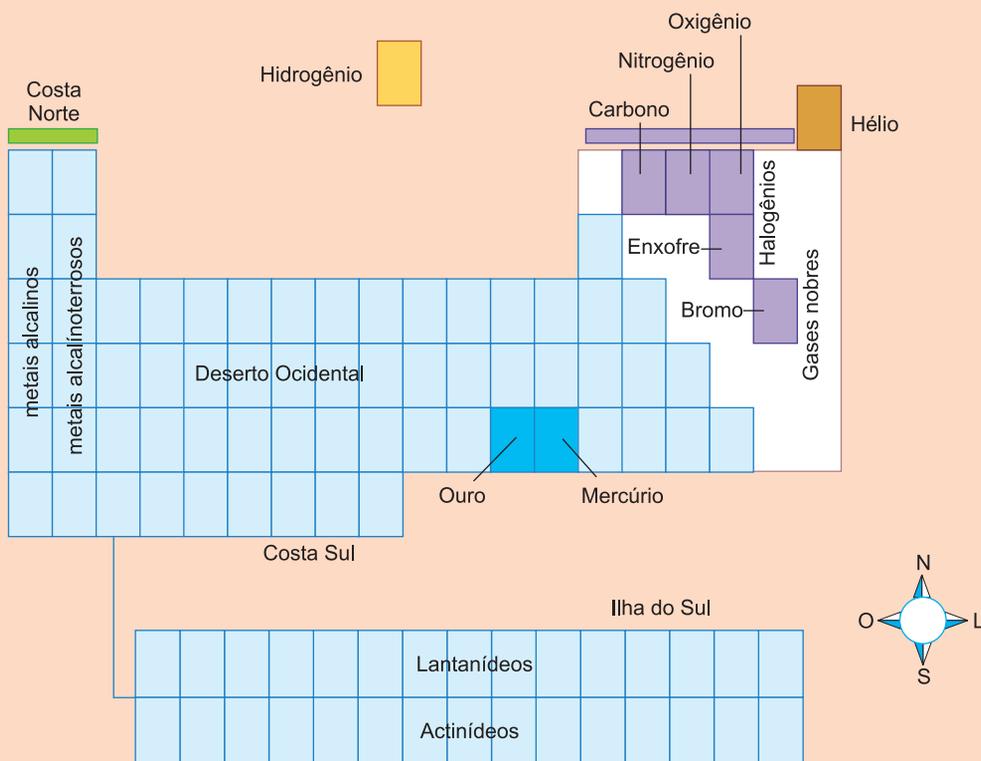


Exercício Resolvido

1 (CEFET-PR – MODELO ENEM) – “Bem-vindo ao Reino Periódico. Este é o reino dos elementos químicos, as substâncias a partir das quais tudo o que tangível é feito. Não é um país grande, pois consiste apenas em pouco mais de cem regiões (como muitas vezes denotaremos de elementos); ainda assim, ele é responsável por tudo que é material no nosso mundo real. Do alto vemos que ele se estende quase a se perder de vista, desde o hidrogênio para além do urânio longínquo. Mesmo desta altura, muito acima do Reino, podemos ver as características principais das suas paisagens (veja figura)”.

“A leste, a paisagem varia de forma notável, mesmo quando observada desta altitude. Aqui estão as regiões mais amenas do Reino e um lago pode ser visto”.

O Reino Periódico, P. W. Atkins (Introdução do livro, com adaptações)



Observando o mapa do Reino, podemos verificar que

- o Deserto Ocidental é constituído pelos metais representativos e pelos metais de transição.
- a Ilha do Sul não é constituída por metais.
- os elementos carbono, nitrogênio, oxigênio, enxofre e bromo estão em destaque por se tratarem dos principais elementos do Deserto Ocidental.
- a leste, estão as regiões mais amenas por se tratarem dos elementos mais reativos.
- a leste, um lago pode ser visto. Isso é uma ideia fantasiosa do autor, pois nesta região não há nenhum elemento no estado líquido.

Resolução

- Correta.** Os metais representativos e os metais de transição estão nessa parte da tabela periódica.
- Incorreta.** Na Ilha do Sul, estão os metais de transição interna.
- Incorreta.** Esses elementos não pertencem ao Deserto Ocidental.
- Incorreta.** São elementos de baixa temperatura de ebulição.
- Incorreta.** O bromo é líquido.

Resposta: A

Exercícios Propostos

- 1 (UFAL – MODELO ENEM)** – Para um elemento representativo (grupos A), o número de elétrons na camada de valência é o número do grupo. O número de camadas eletrônicas é o número do período. O elemento químico com configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ está situado na tabela periódica no
- grupo 3A (13) e período 4.
 - grupo 3B (3) e período 3.
 - grupo 5A (15) e período 4.
 - grupo 5B (5) e período 5.
 - grupo 4A (14) e período 4.

RESOLUÇÃO:

É um elemento representativo, pois o último elétron entrou em subnível p.

Temos 4 camadas eletrônicas: período 4

5 elétrons na camada de valência ($4s^2 4p^3$): grupo 5A

Resposta: C

- 2 (MACKENZIE-SP)** – Baseando-se nas configurações eletrônicas em ordem crescente de energia dos elementos abaixo, assinale a alternativa correta.

A: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$.

B: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^2$.

C: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^2$.

D: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^2$.

- A e C pertencem ao mesmo grupo, mas estão em períodos diferentes.
- B é elemento de transição.
- C e D estão no mesmo período da tabela periódica.
- C está no grupo 2A (ou 2).
- A, B, C, D são todos metais alcalinoterrosos.

RESOLUÇÃO:

A está no grupo 2A (2) e C está no grupo 4A (14).

C está no 4º período e D, no 6º período.

O elemento B é de transição, pois o último elétron entrou em subnível d.

Resposta: B

3 (UFLA-MG) – Os elementos dos grupos 1A (1), 2A (2), 6A (16) e 7A (17) da tabela periódica são denominados, respectivamente, de

a) metais alcalinos, metais alcalinoterrosos, calcogênios e halogênios.

b) metais alcalinoterrosos, metais alcalinos, calcogênios e halogênios.

c) metais alcalinos, metais alcalinoterrosos, halogênios e calcogênios.

d) calcogênios, metais alcalinoterrosos, halogênios e metais alcalinos.

e) metais alcalinos, halogênios, metais alcalinoterrosos e calcogênios.

RESOLUÇÃO:

Esses grupos são famosos.

Metais alcalinos – 1 elétron na camada de valência. Grupo 1 ou 1A.

Metais alcalinoterrosos – 2 elétrons na camada de valência. Grupo 2 ou 2A.

Calcogênios – 6 elétrons na camada de valência. Grupo 16 ou 6A.

Halogênios – 7 elétrons na camada de valência. Grupo 17 ou 7A.

Resposta: A

Módulo**24****Classificação periódica dos elementos: propriedades periódicas****Palavras-chave:**

- Tamanho do átomo:
- Número de prótons
- Número de elétrons

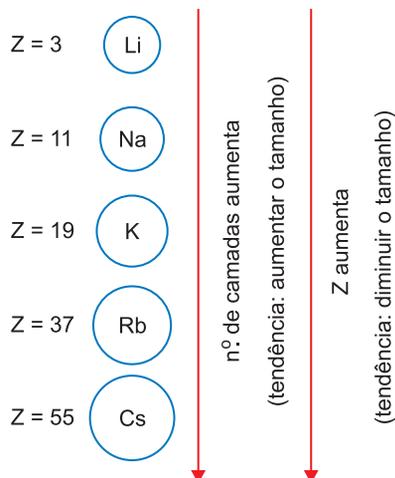
1. Tamanho dos átomos

O tamanho dos átomos depende:

– **da carga nuclear.** Quanto maior a carga nuclear, menor o tamanho, pois maior será a força de atração do núcleo sobre os elétrons.

– **do efeito de proteção dos elétrons internos.** Quanto maior o número de elétrons, maior o tamanho.

Em um grupo, à medida que aumenta o Z, aumenta o número de camadas e, portanto, aumenta o tamanho.



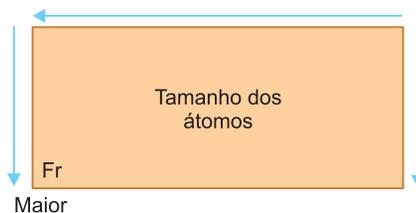
Em um período, como os átomos têm o mesmo número de camadas, aumentando o Z, aumenta a carga nuclear e, portanto, diminui o tamanho (os elétrons são atraídos mais fortemente pelo núcleo).



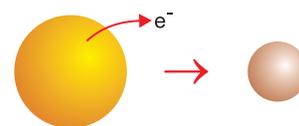
Z aumenta (tendência: diminuir o tamanho)

o número de camadas permanece constante

Resumo: No sentido das flechas o valor da propriedade aumenta.

**Tamanho de cátions e ânions**

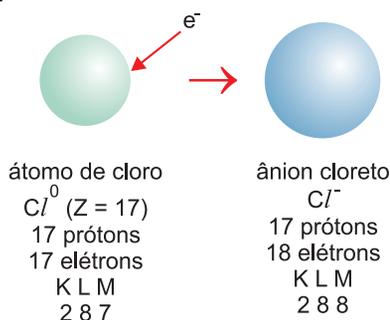
Quando um **átomo perde elétrons**, ele se transforma em uma **partícula positiva**, chamada **íon positivo** ou **cátion**. Exemplo



O átomo é maior que o cátion correspondente.

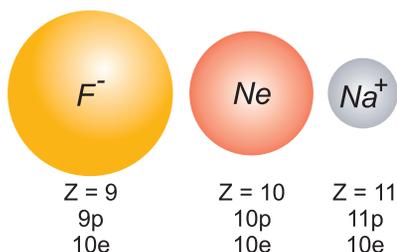
Quando um **átomo ganha elétrons**, ele se transforma em uma **partícula negativa**, chamada **ion negativo** ou **ânion**.

Exemplo



O átomo é menor que o ânion correspondente.

Partículas isoeletrônicas são partículas que têm o mesmo número de elétrons. Quanto maior o número de prótons, menor será o tamanho.



2. Eletronegatividade e eletropositividade

Eletronegatividade é a propriedade que mede a tendência que o átomo tem para receber elétron.

O flúor é o elemento mais eletronegativo, enquanto o céσιο e o frâncio são os menos eletronegativos.

Em ordem decrescente de eletronegatividade, temos:



Os elementos agrupados em uma chave apresentam a mesma eletronegatividade.

Eletropositividade é a propriedade que mede a tendência que o átomo tem para ceder elétron.

É o contrário da eletronegatividade. Assim, o flúor é o elemento menos eletropositivo e o céσιο e o frâncio, os mais eletropositivos.

Dizemos que, quanto maior a eletropositividade, maior o **caráter metálico** do elemento. Quanto mais eletronegativo, maior o caráter não metálico.

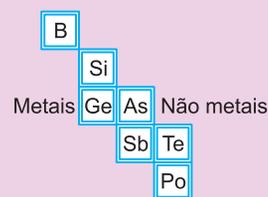
Os metais têm tendência para ceder elétron, enquanto os não metais tendem a receber elétron.



Saiba mais

METAIS, SEMIMETAIS E NÃO METAIS

Separando os metais dos não metais, aparecem os semimetais ou metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po) de propriedades intermediárias às dos metais e não metais.



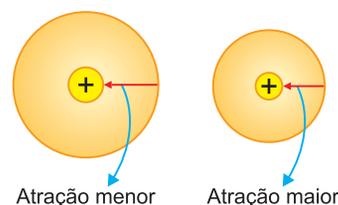
Vários fatores influem na eletronegatividade:

a) Número de elétrons na última camada

Os elementos com mais de 4 elétrons na camada de valência tendem a receber elétron (alta eletronegatividade). Os elementos com menos de 4 elétrons tendem a ceder elétron (baixa eletronegatividade e, portanto, alta eletropositividade).

b) Tamanho do átomo

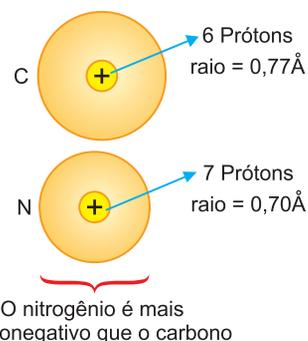
Átomos pequenos tendem a apresentar eletronegatividades maiores que os átomos grandes.



Portanto, em um grupo, o tamanho do átomo aumenta bastante no sentido descensional da tabela periódica e, conseqüentemente, a eletronegatividade decresce nesse sentido. Assim, no grupo 17 (7A), a eletronegatividade diminui do flúor para o iodo.

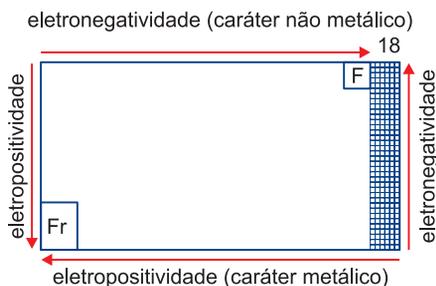
c) Carga nuclear do átomo

Para átomos com tamanho aproximadamente igual, a eletronegatividade depende da carga nuclear. Quanto maior ela for, maior será a atração sobre o elétron e, por conseguinte, maior será a eletronegatividade.



Logo, em um período, da esquerda para a direita, o tamanho não varia muito e a carga nuclear aumenta. Deste modo, nesse sentido aumenta a eletronegatividade.

Resumo



Nota

Os gases nobres (grupo 18) praticamente não têm tendência nem para ceder nem para receber elétron.

3. Densidade

Densidade absoluta ou massa específica é a relação entre a massa e o volume de uma amostra do elemento.

$$d = \frac{m}{V}$$

A densidade depende da massa do núcleo, do tamanho do átomo e do fato de esses átomos estarem

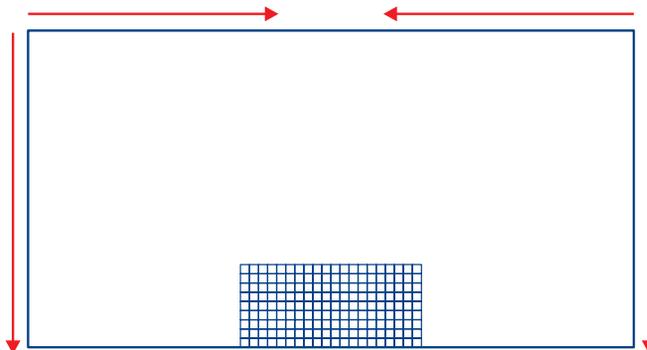
bem compactados ou não. Isso quer dizer que a densidade do elemento não depende somente da densidade do átomo, mas também do volume dos interstícios deixados pelos átomos.

Os metais mais densos estão no centro da tabela.

Ósmio ($d = 22,48 \text{ g/cm}^3$), **Irídio** ($d = 22,40 \text{ g/cm}^3$)

Platina ($d = 21,45 \text{ g/cm}^3$)

O lítio é o metal mais leve (menos denso que a água). A densidade nos períodos aumenta das extremidades para o centro e nos grupos aumenta de cima para baixo.



Saiba mais

VARIAÇÃO DAS PROPRIEDADES DE ACORDO COM A POSIÇÃO NA TABELA PERIÓDICA

A tabela periódica pode ser usada na verificação das tendências das propriedades à medida que aumenta o número atômico.

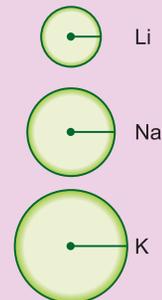
Pode-se estimar o valor de uma propriedade de um elemento, tomando-se a média aritmética dos valores da propriedade dos elementos mais próximos no mesmo grupo.

Exemplo: O raio atômico do lítio é 152 picômetros e o do potássio é 227 picômetros.

Estimar o raio atômico do sódio.

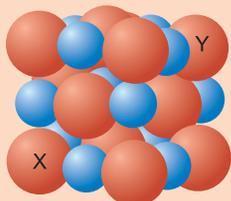
Li	$\frac{152 \text{ pm} + 227 \text{ pm}}{2} = 189,5 \text{ pm}$	$1 \text{ picômetro} = 1 \text{ pm} = 1,0 \cdot 10^{-12} \text{ m}$
Na		
K		

O raio atômico real do sódio é 186 pm, concluindo-se que foi uma boa estimativa.



Exercício Resolvido

1 (UERJ – MODELO ENEM) – As esferas da figura abaixo representam os íons formadores de um cristal de cloreto de sódio.



Considere que o íon com maior número de camadas eletrônicas é representado pela esfera de maior raio e que a distância entre os núcleos dos íons X e Y vale $10\sqrt{3}$ unidades de comprimento.

O símbolo do elemento formador do íon de menor tamanho e a menor distância, na mesma unidade de comprimento, entre o núcleo de um cátion e o núcleo de um ânion, são:

- a) Cl, $\sqrt{3}$ b) Na, $\sqrt{3}$
 c) Cl, 5 d) Na, 5

Números atômicos: Na: 11; Cl: 17.

Resolução

Na (Z = 11)	K	L	M	Cl (Z = 17)	K	L	M
	2	8	1		2	8	7
Na ⁺ (Z = 11)	K	L		Cl ⁻ (Z = 17)	K	L	M
	2	8			2	8	8

- 3 O elemento de maior densidade é:
a) U b) R c) V d) Z e) X

RESOLUÇÃO:

A densidade dos elementos aumenta das extremidades para o centro e de cima para baixo.



Portanto, o elemento de maior densidade é X.

Resposta: E

- 4 O elemento mais eletronegativo e o mais eletropositivo são respectivamente:
a) Y e Z b) Q e T c) P e Z d) U e Z e) X e Z

RESOLUÇÃO:

A eletronegatividade (tendência para receber elétron) aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita, excluindo os gases nobres. A eletropositividade (tendência para ceder elétron) aumenta de cima para baixo e da direita para a esquerda.



Portanto, o elemento de maior eletronegatividade é U e o de maior eletropositividade é Z.

Resposta: D

Módulo

25

Ligações químicas: A ligação iônica

Palavras-chave:

• Octeto • Íon • Cátion • Ânion

LIGAÇÕES QUÍMICAS

Em uma substância, os átomos não estão apenas misturados uns aos outros, mas unidos com uma “cola” química. Diferentes átomos unidos com diferentes ligações formam milhões de substâncias naturais e artificiais.

Toda ligação envolve o movimento de elétrons nas camadas externas do átomo, mas esses elétrons são utilizados de diversas formas. No sal, por exemplo, os átomos cedem ou recebem elétrons e forma-se a **ligação iônica**. Na água, os átomos compartilham seus elétrons originando a **ligação covalente**. Nos metais, os elétrons flutuam ao redor dos átomos na forma de um “mar” de elétrons: é a **ligação metálica**.

O termo íon, em grego, significa “mover”. Aplicando-se um campo elétrico a compostos iônicos em solução ou no estado líquido, os íons (partículas carregadas) são compelidos a se mover.

A importância econômica dos compostos iônicos na sociedade moderna é muito significativa.

Vejamos alguns exemplos:

AgBr (brometo de prata) – usado em filme fotográfico. Ativado pela luz, é reduzido a prata no processo de revelação, aparecendo como o “preto” no negativo branco e preto.



CaO (óxido de cálcio, cal viva) – neutralização de solos ácidos; fabricação de tijolos refratários; obtenção do hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2), importante na construção civil; na produção do ferro reage com a sílica, formando a escória.

CaCO₃ (carbonato de cálcio, calcário, mármore, giz) – usado na obtenção de cal viva.

Fe₂O₃ (trióxido de ferro) – principal minério de ferro (hematita); pigmento para tintas; ferrugem.

NaCl (cloreto de sódio) – sal de cozinha.

NaOH (hidróxido de sódio, soda cáustica) – fabricação de sabão; limpador de esgoto.

NaHCO₃ (hidrogenocarbonato de sódio, bicarbonato de sódio) – fermento de pão; antiácido; extintor de incêndio.

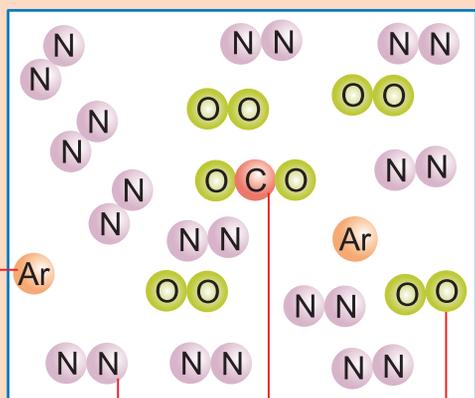
1. Gases nobres - os átomos estáveis

Verificamos na natureza que são raros os elementos químicos no estado atômico isolado. Como regra, os átomos aparecem ligados a outros átomos.

No entanto, verifica-se que o argônio existe como átomo isolado no ar atmosférico.

AR ATMOSFÉRICO

O ar atmosférico é formado principalmente por nitrogênio, oxigênio, gás carbônico e argônio. O nitrogênio (N_2) é o principal componente (78%). O oxigênio (O_2) aparece com 21%. O restante é argônio (Ar) com 0,9%, gás carbônico (CO_2) com 0,03% e outros gases. O argônio aparece na forma atômica.



átomo de argônio isolado molécula de nitrogênio molécula de gás carbônico molécula de oxigênio

O que diferencia o argônio dos outros átomos? Por que o argônio aparece isolado?

Estudando a configuração eletrônica do argônio, notamos que ele tem a última camada completa. O argônio tem 18 elétrons: dois na camada K, oito na L e oito na M. Como na última camada cabem no máximo oito elétrons, sua última camada está completa.

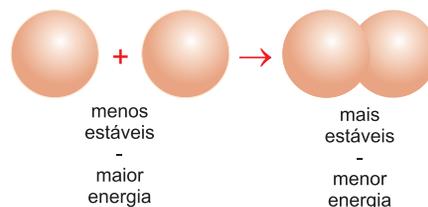
O argônio é um gás nobre. Também são gases nobres o hélio, o neônio, o criptônio, o xenônio e o radônio. Todos existem no estado isolado. E todos têm a última camada completa.

		CAMADAS						
	Z	K	L	M	N	O	P	
Hélio	He	2	2					
Neônio	Ne	10	2	8				
Argônio	Ar	18	2	8	8			
Criptônio	Kr	36	2	8	18	8		
Xenônio	Xe	54	2	8	18	18	8	
Radônio	Rn	86	2	8	18	32	18	

Por que os gases nobres podem existir no estado isolado?

Kossel e Lewis concluíram que eles existem no estado isolado porque já são **estáveis**. Eles não precisam combinar-se para se estabilizar. Os outros átomos se combinam para adquirir estabilidade.

Os átomos unem-se para ficar mais estáveis, ou seja, com menos energia. Os átomos perdem energia quando eles se ligam.



Kossel e Lewis concluíram que essa **estabilidade** está associada à última **camada completa**.

Os gases nobres são os únicos elementos conhecidos que apresentam a última camada completa.

2. Teoria dos octetos - os átomos "querem" ficar semelhantes aos gases nobres

Kossel e Lewis introduziram a teoria dos octetos, que diz:

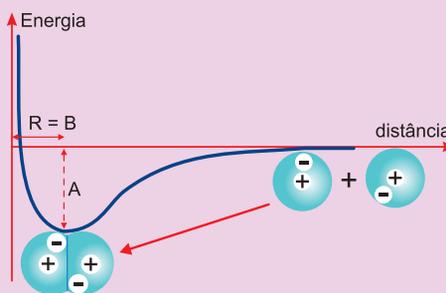
"Os átomos ligam-se para ficarem estáveis. A estabilidade é alcançada quando o átomo adquire a configuração de um gás nobre, com dois elétrons na camada K ou oito elétrons na última camada".

Essa é uma teoria antiga. Não é rigorosa, nem explica todos os casos de ligações químicas, mas é muito importante nesse início da matéria para se compreender as ligações químicas.



Saiba mais

ENERGIA E ESTABILIDADE



VARIAÇÃO DA ENERGIA POTENCIAL À MEDIDA QUE DOIS ÁTOMOS DE HIDROGÊNIO SE APROXIMAM.

Vamos convencionar como sendo zero a energia potencial do sistema constituído por dois átomos de hidrogênio à distância infinita ($R \rightarrow \infty$). Os dois átomos vão-se aproximando (força de atração maior que força de repulsão) e a energia do sistema vai diminuindo. Na distância $R = B$, o sistema adquire a posição de energia mínima e, portanto, a estabilidade é máxima. Neste ponto, forma-se a molécula (força de atração equilibrada pela força de repulsão). Se os átomos continuarem a se interpenetrar, a força de repulsão ficará maior que a força de atração, pela grande proximidade dos núcleos. A energia do sistema começa a aumentar novamente. A energia A é chamada de energia de dissociação da molécula. É a energia necessária para romper a ligação, produzindo átomos isolados.

3. Como os átomos adquirem estabilidade

Para ficar com a configuração de um gás nobre, os átomos cedem, recebem ou compartilham elétrons.

Por exemplo: sódio ($Z = 11$) tem configuração eletrônica

	K	L	M
Na ($Z = 11$)	2	8	1

Qual a tendência do átomo de sódio para adquirir estabilidade? Dar 1 elétron, ficando com a última camada completa. A outra alternativa seria receber 7 elétrons, o que é impossível.

Veja o caso do cloro ($Z = 17$). Sua configuração é:

	K	L	M
Cl ($Z = 17$)	2	8	7

Qual é a tendência do átomo de cloro para adquirir estabilidade?

Dar 7 elétrons ou receber 1 elétron?

No caso do cloro, a tendência é receber 1 elétron.

Você já deve estar imaginando o que acontece quando aproximamos sódio de cloro. A reação é violenta. Explosiva. O sódio e o cloro se combinam com grande velocidade.

4. Camada de valência - a última camada preenchida

Chamamos de camada de valência a última camada preenchida.

Podemos dizer que os gases nobres têm a camada de valência completa.

5. Representação de Lewis - elétrons representados por pontinhos

Para facilitar o estudo das ligações químicas, vamos utilizar a representação de Lewis para os elementos. Nela se coloca o símbolo do elemento e os elétrons de valência são colocados como pontinhos em torno do símbolo.

$1e^-$ X ·	$2e^-$ ·X· ou X:	$3e^-$ ·X·	$4e^-$ ·X·
$5e^-$:X·	$6e^-$:X·	$7e^-$:X·	$8e^-$:X:

Elemento	Z	K	L	M	Representação
H	1	1			H ·
He	2	2			He :
Li	3	2	1		Li ·
Be	4	2	2		Be :
B	5	2	3		·B·
C	6	2	4		·C·
N	7	2	5		·N·
O	8	2	6		·O·
F	9	2	7		·F·
Ne	10	2	8		·Ne·
Na	11	2	8	1	Na ·
Mg	12	2	8	2	Mg :

6. Metais - querem ceder elétrons

São elementos que têm menos de quatro elétrons na camada de valência. Para adquirir o octeto, eles têm tendência para dar elétrons. São exemplos de metais: prata, ouro, alumínio, magnésio, sódio, potássio, cálcio. Todos esses elementos têm tendência para dar elétrons.

O metais são bons condutores de eletricidade e calor, têm brilho, são maleáveis e dúcteis. Maleabilidade é a propriedade de poder ser transformado em folhas, lâminas, placas, e ductilidade é a propriedade de poder ser transformado em fios.

Metais alcalinos

Apresentam **1 elétron** na camada de valência. Têm, portanto, a tendência para **dar 1 elétron**. Estão no 1.º grupo (1 ou 1A), à esquerda na tabela periódica. São eles:

Lítio	Sódio	Potássio
Li ·	Na ·	K ·

Rubídio	Césio	Frâncio
Rb ·	Cs ·	Fr ·

Metais alcalinoterrosos

Apresentam **2 elétrons** na camada de valência. Têm, portanto, tendência para **dar 2 elétrons**. Estão no 2.º grupo (2 ou 2A), à esquerda na tabela periódica. São eles:

Berílio	Magnésio	Cálcio
Be :	Mg :	Ca :

Estrôncio	Bário	Rádio
Sr :	Ba :	Ra :

7. Não metais ou ametais - "querem" receber elétrons

São elementos que apresentam **mais** de 4 elétrons na camada de valência. Para adquirir o octeto, eles têm tendência para **receber** elétrons. São exemplos de não metais: nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro, iodo. Todos esses elementos têm tendência para receber elétrons.

Halogênios

Apresentam **7 elétrons** na camada de valência. Têm, portanto, tendência para **receber 1 elétron**. Estão no grupo 17(7A) na tabela periódica. São eles:

Flúor	Cloro	Bromo	Iodo	Astato
$\cdot\cdot$:F· $\cdot\cdot$	$\cdot\cdot$:Cl· $\cdot\cdot$	$\cdot\cdot$:Br· $\cdot\cdot$	$\cdot\cdot$:I· $\cdot\cdot$	$\cdot\cdot$:At· $\cdot\cdot$

Calcogênios

Apresentam **6 elétrons** na camada de valência. Têm, portanto, tendência para **receber 2 elétrons**. Estão no grupo 16(6A) da tabela periódica. São eles:

Oxigênio	Enxofre	Selênio	Telúrio	Polônio
$\cdot\cdot$:O· \cdot	$\cdot\cdot$:S· \cdot	$\cdot\cdot$:Se· \cdot	$\cdot\cdot$:Te· \cdot	$\cdot\cdot$:Po· \cdot

Rigorosamente, boro, telúrio e polônio são considerados semimetais.

Além de halogênios e calcogênios, é importante lembrar:

Nitrogênio	Fósforo	Carbono
$\cdot\cdot$ ·N· \cdot	$\cdot\cdot$ ·P· \cdot	\cdot ·C· \cdot



Saiba mais

FAMÍLIA DO CARBONO

Os elementos do grupo 14(4A) têm 4 elétrons na camada de valência.

\cdot ·C· \cdot carbono	\cdot ·Si· \cdot silício	\cdot ·Ge· \cdot germânio	\cdot ·Sn· \cdot estanho	\cdot ·Pb· \cdot chumbo
--------------------------------------	---------------------------------------	--	---------------------------------------	--------------------------------------

O carbono é não metal, silício e germânio são semi-metais e estanho e chumbo são metais.

8. A ligação iônica - força eletrostática entre íons

Os metais têm tendência para ceder elétrons. Os ametais têm tendência para receber elétrons. A ligação entre um metal e um ametal se dá com transferência de elétrons.

O metal perde elétrons e se transforma em cátion (íon positivo).

O não metal recebe elétron e se transforma em ânion (íon negativo).

Os íons positivos e negativos se atraem formando um composto. A ligação é **iônica**. A força que prende os íons é eletrostática.

9. Um exemplo de ligação iônica: o cloreto de sódio

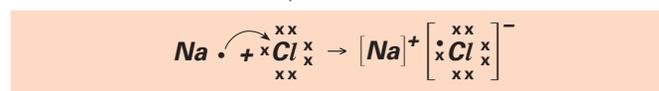
Como já dissemos, os metais, como o sódio, têm tendência para dar elétrons e os ametais, como o cloro, têm tendência para receber elétrons.

Fazendo a distribuição eletrônica do sódio e do cloro, temos:

Sódio (Na) Z = 11 11 prótons 11 elétrons K L M 2 8 1	} tendência para dar 1e⁻	Na ·
---	--	-------------

Cloro (Cl) Z = 17 17 prótons 17 elétrons K L M 2 8 7	} tendência para receber 1e⁻	$\begin{matrix} \times \times \\ \times \text{Cl} \times \\ \times \times \end{matrix}$
---	--	---

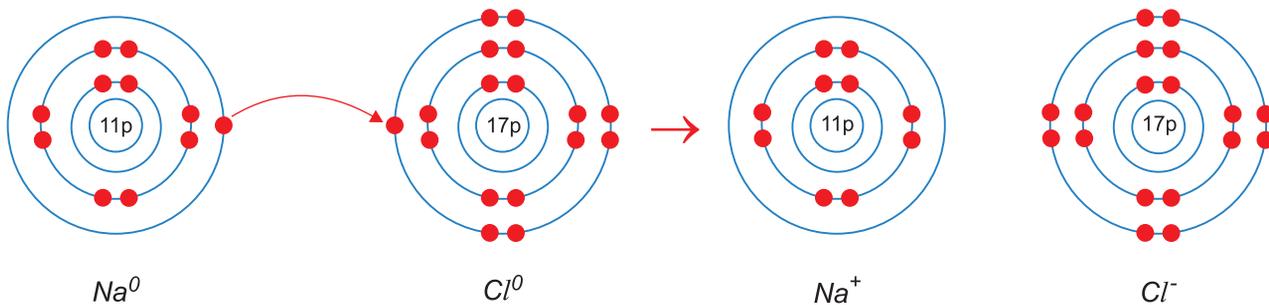
Equação da reação (representando apenas os elétrons do último nível):



Estamos representando os elétrons do sódio com pontinhos e os do cloro com cruzinhas.

Situação após a reação

Cátion Sódio Na⁺ 11 prótons 10 elétrons K L 2 8	} camada de valência completa [Na]⁺
Ânion Cloreto Cl⁻ 17 prótons 18 elétrons K L M 2 8 8	} camada de valência completa $\left[\begin{matrix} \cdot \times \times \\ \times \text{Cl} \times \\ \times \times \end{matrix} \right]^-$



Os íons Na^+ e Cl^- se atraem eletricamente, formando o composto cloreto de sódio. A ligação iônica é, portanto, uma força de atração eletrostática.

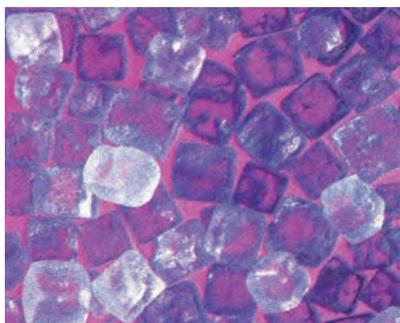
Para equacionar a reação, utilizamos apenas um átomo de cada elemento. Na realidade, participam milhões de átomos, resultando milhões de íons sódio e cloreto. Esses íons ficam sujeitos a forças de atração e repulsão exercidas pelos íons circundantes. Adquirem, então, um movimento desordenado, até que num certo instante param numa posição de equilíbrio, formando um cristal.

Assim, o sal de cozinha, cloreto de sódio, não aparece na natureza formando discretas unidades de um íon sódio e um íon cloreto. O que se observa na natureza é um cristal, onde há milhões de íons sódio e cloreto.

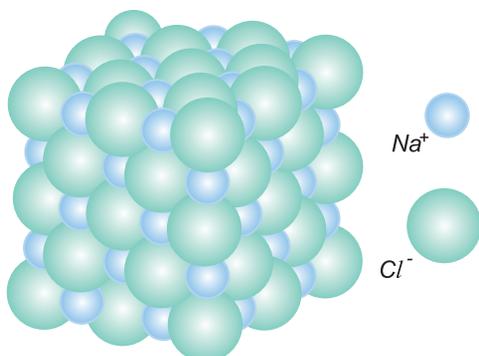
Observando cloreto de sódio (pó branco) ao microscópio, veremos que cada grãozinho é um cubinho, ou seja, um cristalzinho.

Dizemos, então, que cloreto de sódio é um composto iônico, sólido cristalino.

Nas condições ambientes, os compostos iônicos são sólidos formados por grãos chamados cristais. O cristal é um grande número de cátions e ânions arranjados em ordem no espaço.



Cristais de cloreto de sódio.



Um cristal de cloreto de sódio é um aglomerado de grande número de cátions Na^+ e ânions Cl^- alternando-se no espaço.

10. A ligação de metal com hidrogênio também é iônica

Distribuição eletrônica do potássio ($Z = 19$) e do hidrogênio ($Z = 1$):

Potássio (K)				} Tendência para ceder $1e^-$
K	L	M	N	
2	8	8	1	
Hidrogênio (H)				} Tendência para receber $1e^-$
K				
1				



O cátion potássio (K^+) apresenta a configuração eletrônica do gás nobre argônio ($Z = 18$), enquanto o ânion hidreto (H^-) tem a configuração eletrônica do gás nobre hélio ($Z = 2$).

11. Fórmula dos compostos iônicos

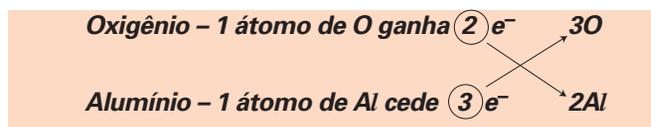
O exercício mais comum fornece os números atômicos e pede a fórmula do composto.

Óxido de alumínio

1º passo – Configuração eletrônica

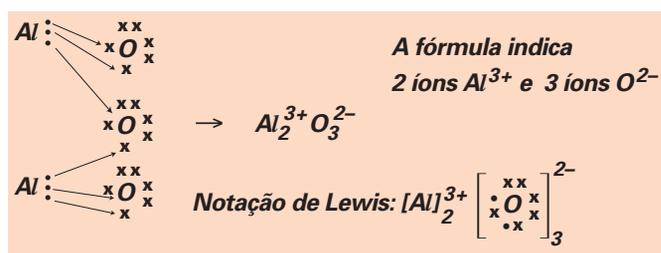
		K	L	M	
O	Z = 8	2	6		ametal, tendência para receber 2 elétrons
Al	Z = 13	2	8	3	metal, tendência para ceder 3 elétrons

2º passo – Escrever as tendências e inverter



3º passo – Fórmula Al_2O_3

4º passo – Visualizando com a notação de Lewis



2 Dar a fórmula de um composto formado pelos elementos X (Z = 20) e Y (Z = 7).

RESOLUÇÃO:

X (Z = 20) K L M N - cede 2e⁻
 2 8 8 2

Y (Z = 7) K L
 2 5 - recebe 3e⁻



3 No retículo cristalino de um sal, temos cátions provenientes de átomos X de número atômico 20 e ânions provenientes de átomos Y de número atômico 16. Qual a fórmula mínima do composto?

RESOLUÇÃO:

X (Z = 20) K L M N - cede 2e⁻
 2 8 8 2

Y (Z = 16) K L M
 2 8 6 - recebe 2e⁻



Módulo

26

**Ligações químicas:
A ligação covalente comum**

Palavras-chave:

- Compartilhamento
- Ametais
- Molécula

A LIGAÇÃO COVALENTE

A ligação iônica é uma atração eletrostática entre íons de carga oposta, enquanto a ligação covalente envolve o compartilhamento de elétrons.

A ligação covalente ocorre entre átomos com tendência para receber elétrons: não metal com não metal, hidrogênio com não metal, e no H₂.

Os compostos moleculares apresentam os seus átomos ligados por ligação covalente. Não conduzem a corrente elétrica nos estados sólido ou líquido. Alguns conduzem quando em solução aquosa. A maioria dos compostos orgânicos (compostos do elemento carbono) são compostos moleculares. Vejamos alguns exemplos de substâncias moleculares:

H₂ (gás hidrogênio) – é o combustível do futuro; fabricação de amônia (NH₃); usado para converter óleos vegetais em gordura (margarina).

H₂O (água) – essencial para todos os sistemas vivos.

CO₂ (dióxido de carbono, gás carbônico) – principal responsável pelo efeito estufa; fabricação de bebidas carbonatadas; reagente na fotossíntese; extintor de incêndio.

NH₃ (amônia) – fertilizante (adubo); produto de limpeza; fabricação do ácido nítrico; gás refrigerante em geladeiras industriais.

CH₄ (metano) – principal componente do gás natural, é usado como combustível.

C₂H₆O (etanol, álcool etílico, álcool comum) – bebidas; solvente; combustível.

H₂SO₄ (ácido sulfúrico) – bateria de chumbo; fabricação de explosivos e fertilizantes; remoção de impurezas da gasolina e óleos.

HNO₃ (ácido nítrico) – fabricação de explosivos e fertilizantes.



Foto Objetivo Mídia



Foto Objetivo Mídia

1. A ligação covalente: compartilhamento de elétrons

Vimos que, quando um metal que cede elétrons e um ametal que recebe elétrons se juntam, fazem-no por meio de íons, e a ligação é **iônica**.

Agora vamos estudar o caso de dois átomos que têm tendência para receber elétrons: o hidrogênio (H, Z = 1) e o cloro (Cl, Z = 17).

	K	L	M	
H (Z = 1)	1			tendência para receber 1e ⁻
Cl (Z = 17)	2	8	7	tendência para receber 1e ⁻

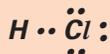
os dois átomos têm tendência para receber 1 elétron

Nenhum dos dois átomos tem tendência para ceder elétrons. A ligação se faz por **compartilhamento de elétrons**. É a **ligação covalente**. O resultado é uma partícula discreta chamada **molécula**.

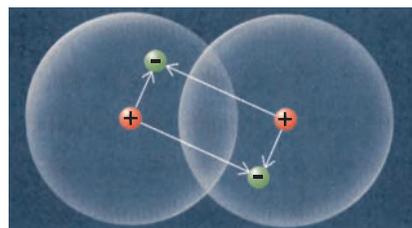
Representando com a notação de Lewis, temos:



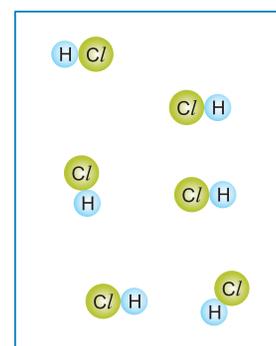
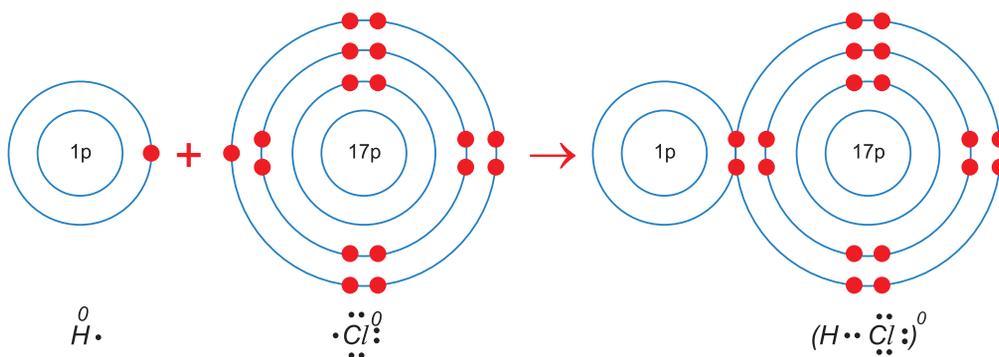
Na molécula do cloreto de hidrogênio



o par de elétrons compartilhado pertence ao hidrogênio (que fica com dois elétrons na camada K, como o gás nobre hélio) e pertence também ao átomo de cloro (que fica com oito elétrons na camada de valência).



A molécula de hidrogênio (H₂).
H •• H



cloreto de hidrogênio

O gás cloreto de hidrogênio é formado de partículas discretas, HCl.

Molécula é uma partícula eletricamente neutra formada por átomos unidos por ligação covalente.

2. Ligação covalente - valência

A valência é o número de ligações covalentes que o átomo deve fazer para completar o octeto.

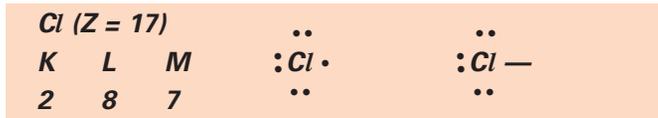
Elemento	Símbolo	Número atômico (Z)	K	L	Estrutura de Lewis	Fórmula estrutural	Valência
Hidrogênio	H	1	1		H •	H —	1 (monovalente)
Carbono	C	6	2	4	• • C • •	— C — 	4 (tetravalente)
Nitrogênio	N	7	2	5	•• • N • •	— N — 	3 (trivalente)
Oxigênio	O	8	2	6	•• • O • •	•• • O — 	2 (bivalente)
Flúor	F	9	2	7	•• • F • •	•• • F — •	1 (monovalente)



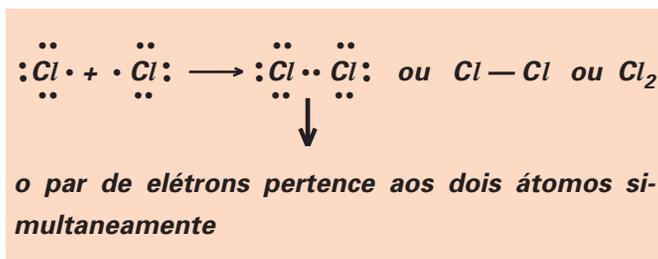
cada traço — significa 1 elétron disponível para ligação

3. A ligação covalente - molécula de cloro

O cloro tem número atômico 17. Sua distribuição eletrônica é:



Sua valência é 1. Para completar o octeto, precisa de mais 1 elétron. Ele vai completar o octeto ligando-se a outro átomo de cloro.



No caso da ligação covalente, forma-se uma partícula sem carga, chamada **molécula**. Dizemos que o gás cloro é uma substância **molecular**.

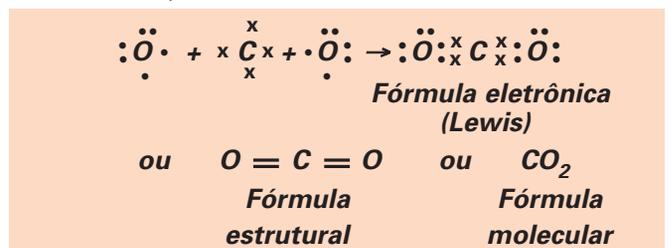
4. Ligação covalente - molécula de CO₂

O gás carbônico, CO₂, é formado por carbono (Z = 6) e oxigênio (Z = 8):

	K	L			
C (Z = 6)	2	4	$\begin{array}{c} \times \\ \times \text{C} \times \\ \times \end{array}$	Faz 4 ligações	$\begin{array}{c} \\ \text{--- C ---} \\ \end{array}$
O (Z = 8)	2	6	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	Faz 2 ligações	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \end{array}$

Os elétrons do carbono estão representados por cruzinhas.

Para completar o octeto:

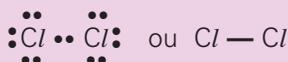


Saiba mais

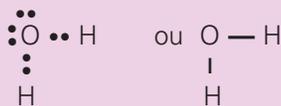
LIGAÇÃO SIMPLES

Os dois átomos compartilham somente um par de elétrons.

Exemplo



A água apresenta duas ligações simples:



LIGAÇÃO DUPLA

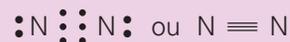
Os dois átomos compartilham dois pares de elétrons. Exemplo



LIGAÇÃO TRIPLA

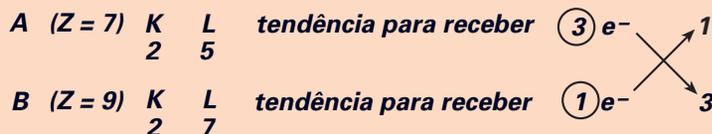
Os dois átomos compartilham três pares de elétrons.

Exemplo



5. Qual a fórmula do composto formado por A (Z = 7) e B (Z = 9)?

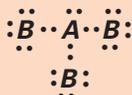
1º passo - Fazer a distribuição eletrônica e verificar as tendências. A ligação é covalente. Todos os átomos têm tendência para receber elétrons.



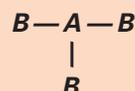
2º passo - Inverter



3º passo - Entendendo com a notação de Lewis



4º passo - Fórmula estrutural





Saiba mais

QUAL A ESTRUTURA DO GÁS OZÔNIO?

O ozônio (O_3) é um gás de forte odor e que tem grande poder oxidante. Você provavelmente conhece o cheiro do ozônio, pois ele é usado em velórios em pequenas concentrações para eliminar odores. É utilizado como germicida na eliminação de bactérias.

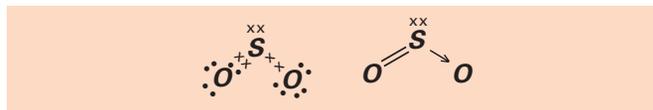
Existe na natureza em pequenas quantidades em áreas não poluídas e em maior concentração na estratosfera (acima de 20km de altitude). Essa camada de ozônio protege os seres vivos de radiações nocivas originárias do Sol, que podem causar câncer.

A estrutura da molécula do gás ozônio é semelhante à do SO_2 .



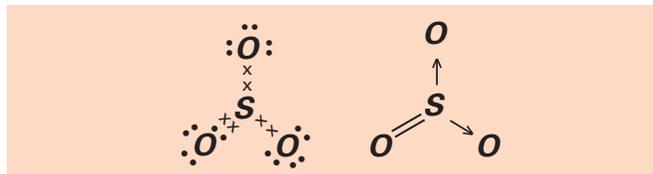
4. Ligação covalente dativa - molécula de SO_3

No SO_2 temos



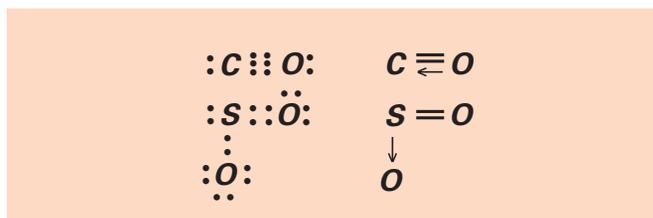
Todos os átomos já têm o octeto completo.

Para ligarmos mais um átomo de oxigênio, fazemos mais uma ligação dativa.



Nota

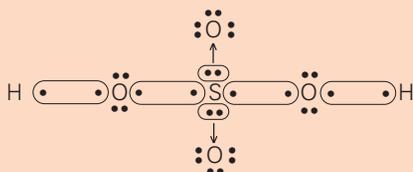
Nas fórmulas eletrônicas (fórmulas de Lewis), costumam-se representar os elétrons por símbolos diferentes (pontinho, cruzinha). Isso é feito puramente por questão didática, para mostrar de que átomos os elétrons são provenientes. Lembre-se de que todos os elétrons são iguais. **Procure representar todos os elétrons com o mesmo símbolo.**



Exercício Resolvido

1 (FIC-CE - MODELO ENEM) – Do ponto de vista econômico, o ácido sulfúrico (H_2SO_4) é uma das mais importantes substâncias, podendo o volume consumido ser um indicativo do grau de desenvolvimento de um país.

Nos ácidos, é comum os átomos de hidrogênio se ligarem aos átomos de oxigênio, e estes últimos se ligarem aos átomos do outro elemento, no caso o enxofre.

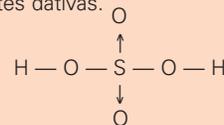


Assinale a afirmação correta sobre este ácido.

- O átomo de enxofre faz somente uma covalência normal e uma dativa.
- O átomo de enxofre se liga somente a dois átomos de oxigênio.
- O átomo de enxofre faz duas covalências normais e uma dativa.
- O átomo de enxofre faz duas covalências normais e duas dativas.
- O átomo de enxofre se liga somente a três átomos de oxigênio.

Resolução

O átomo de enxofre liga-se a dois átomos de oxigênio fazendo duas covalências normais e a mais dois átomos de oxigênio por meio de duas ligações covalentes dativas.



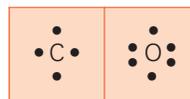
Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (UNIFIL-PR - MODELO ENEM) – No envenenamento por monóxido de carbono (CO), as moléculas desse gás se ligam aos átomos de ferro da hemoglobina, deslocando o oxigênio e causando, rapidamente, asfixia.

Quantos elétrons disponíveis do oxigênio existem na molécula do CO para se ligarem ao ferro da hemoglobina através da ligação covalente dativa?

Dados:



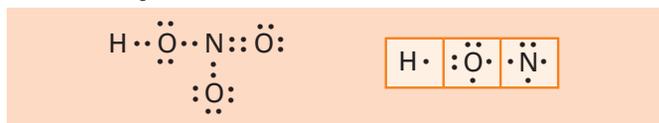
- 1
- 2
- 3
- 4
- 6

RESOLUÇÃO:

Há um par de elétrons do oxigênio disponível, ou seja, dois elétrons disponíveis.

Resposta: B

2 É dada a fórmula de Lewis (fórmula eletrônica) do ácido nítrico (HNO_3).



Na molécula do ácido nítrico, existem

- 5 ligações covalentes comuns.
- 4 ligações covalentes e uma ligação covalente dativa.
- 3 ligações covalentes e duas ligações covalentes dativas.
- 3 ligações covalentes, uma ligação covalente dativa e uma ligação iônica.
- 4 ligações covalentes e uma ligação iônica.

RESOLUÇÃO:

Resposta: B

3 Construa as estruturas de Lewis para os compostos CO e KF e indique os tipos de ligações existentes entre os átomos dos elementos que constituem cada um dos compostos mencionados.

Dados: $^{12}_6\text{C}$; $^{16}_8\text{O}$; $^{19}_9\text{F}$; $^{39}_{19}\text{K}$

RESOLUÇÃO:

CO – Duas ligações covalentes e uma ligação dativa.



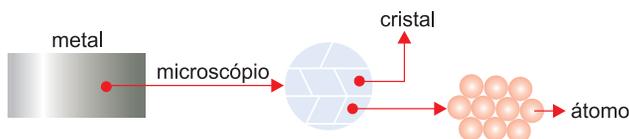
KF – ligação iônica

**Módulo****28****Ligações químicas:
A ligação metálica****Palavras-chave:**

- Metais • Mar de elétrons
- Elétrons livres

**1. Ligação metálica:
um mar de elétrons**

Observando uma certa porção de um metal ao microscópio, veremos grande número de grãos; cada grão é um cristal. Cada cristal é um aglomerado de grande número de átomos arranjados numa certa ordem no espaço.



Microfotografia mostrando os cristais em um pedaço de alumínio.

Sabemos que os metais são sólidos cristalinos, apresentando no retículo átomos idênticos. Evidentemente, esses átomos não poderiam estar ligados puramente por forças eletrostáticas tal como no cristal iônico.

Se um pedaço de metal é conectado aos polos de uma bateria, flui corrente, sugerindo a presença de elétrons ligados frouxamente no metal e que podem ser movimentados.

Sejam os metais e suas configurações eletrônicas:

Na(Z = 11): (configuração do neônio) $3s^1$

Fe(Z = 26): (configuração do argônio) $3d^6 4s^2$

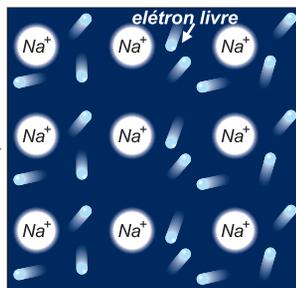
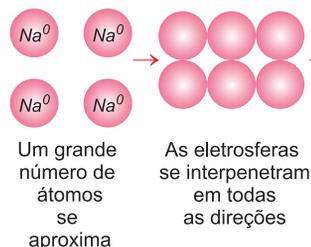
Ag(Z = 47): (configuração do criptônio) $4d^{10} 5s^1$

Admitiremos que os nós do retículo no cristal metálico são ocupados pelos íons positivos (Na^+ , Fe^{2+} , ...) rodeados pelos elétrons s, formando uma nuvem eletrônica que se estende por todo o cristal. Os elétrons s são assim compartilhados por todos os íons no cristal.

Exemplo

Formação de um cristal do metal sódio.

Na (Z = 11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



Cada átomo perde o elétron 3s se transformando em cátion. O resultado é um mar de elétrons ligando um grande número de íons positivos.

Foto Objetivo Mídia

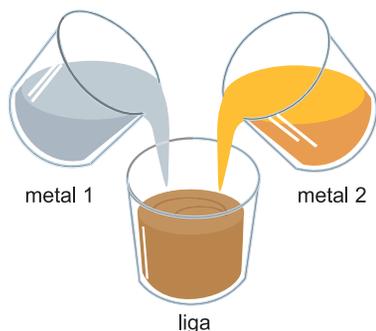


O material da lata é aço coberto com uma fina camada de estanho.

2. Ligas metálicas - aço, bronze, latão, ouro 18K

Ligas metálicas são misturas de dois ou mais metais, podendo ainda incluir semimetais ou não metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos.

Uma liga pode ser fabricada misturando-se os metais no estado fundido. Pelo resfriamento, os metais solidificam-se.



Algumas ligas importantes

- Latão – liga de cobre e zinco.
- Bronze – liga de cobre e estanho.
- Aço – liga de ferro e carbono, apesar de este não ser metal.
- O ouro 18 quilates (18K) é uma liga que tem 75% de ouro e 25% de prata e/ou cobre. O ouro 24K é ouro puro.
- Aço inoxidável – liga de ferro, carbono, níquel e cromo.
- Amálgamas – são ligas que contêm mercúrio (Hg). Para obter dentes, é usado amálgama de prata (liga de prata e mercúrio).



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M207**

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – A grande decepção esportiva nos jogos Pan-americanos de Santo Domingo, na República Dominicana, ficou por parte do vôlei masculino. Esta modalidade havia, há menos de um mês, conquistado o Campeonato Mundial – um título inédito para o Brasil – e era a grande esperança da conquista de uma medalha de ouro na competição pan-americana. Entretanto, a seleção brasileira de vôlei saiu de Santo Domingo apenas com a medalha de bronze. O que é o bronze?

- a) uma liga metálica de ferro e carbono.
- b) uma amálgama de mercúrio e ouro.
- c) uma liga de cobre e estanho.

d) uma liga composta por 18 partes de ouro e 6 partes de cobre.

e) uma substância simples, metálica, de fórmula Br^0 .

Resolução

Bronze é uma liga formada por cobre e estanho.

Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – O alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre, sendo utilizado para fabricar desde embalagens (latas de refrigerante e cerveja), janelas, portas e fios elétricos até fuselagens de aviões, devido às

suas propriedades químicas e físicas: maleabilidade, ductilidade, resistência à corrosão; boa condutividade térmica, ótima condutividade elétrica e baixa densidade.

Com relação ao alumínio, **não** se pode afirmar: a) A condutividade elétrica do alumínio está associada à presença de elétrons livres na estrutura cristalina.

b) Devido à sua resistência à corrosão, o alumínio é usado no setor de embalagens, pois não se deteriora facilmente e não altera o sabor do alimento.

c) Devido à sua boa condutividade térmica, o alumínio é usado no setor de embalagens,

pois embalagens feitas de alumínio, colocadas na geladeira, gelam mais rápido e, com isso, reduzem o consumo de energia elétrica.

d) Devido à sua leveza, o alumínio é utilizado no setor de transporte, pois um veículo, fa-

bricado com peças de alumínio ou de liga de alumínio, torna-se mais leve e proporciona menor consumo de combustível.

e) O retículo cristalino do metal alumínio caracteriza-se pela formação de ligação iônica entre os seus átomos.

Resolução

No metal alumínio, a ligação é metálica, isto é, íons positivos ligados por um mar de elétrons. A ligação no metal alumínio não é iônica, força eletrostática entre íons positivos e íons negativos.

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (FATEC-SP) – A condutibilidade elétrica dos metais é explicada admitindo-se

- ruptura de ligações iônicas.
- ruptura de ligações covalentes.
- existência de prótons livres.
- existência de elétrons livres.
- existência de nêutrons livres.

RESOLUÇÃO:

A ligação metálica é um mar de elétrons unindo íons positivos.

Resposta: D

2 (UnB-DF) – Em relação às ligações químicas das substâncias utilizadas no tratamento da água, julgue os itens seguintes.

- O cloro gasoso (Cl_2) apresenta ligação covalente.
- O óxido de cálcio (CaO) apresenta ligação covalente.
- O sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$) e o cloreto de ferro (III) ($FeCl_3$) são compostos iônicos.
- O sulfato de alumínio e o cloreto de ferro (III) apresentam, também, ligação metálica.

RESOLUÇÃO:

(1) **Verdadeiro.**

(2) **Falso. A ligação é iônica.**

(3) **Verdadeiro.**

(4) **Falso. O sulfato de alumínio apresenta ligação iônica e covalente e o cloreto de ferro III apresenta ligação iônica.**

3 (MODELO ENEM) – Ligas metálicas são uniões de dois ou mais metais, podendo ainda incluir semimetais ou não metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos. Considere as seguintes ligas: aço, bronze, ouro 14K e latão. Indique a alternativa que apresenta os elementos predominantes.

- Fe e C; Pb, Zn e Sn; Au e Al; Cu e Pb.
- Fe e Cu; Cu e Pb; Au e Ag; Cu e Sn.
- Fe e C; Cu e Sn; Au e Co; Cu, Sn e Si.
- Fe e Cd; Cu e Si; Au e Cu; Cu, Sn e Pb.
- Fe e C; Cu e Sn; Au e Cu; Cu e Zn.

RESOLUÇÃO:

Aço: Fe e C

Ouro 14K: Au e Cu e/ou Ag

Resposta: E

Bronze: Cu e Sn

Latão: Cu e Zn

Módulo

29

Ligações químicas. Exercícios

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – A Nike passou 14 anos e gastou dezenas de milhões de dólares para evitar que um perigoso gás que provoca o efeito estufa, o hexafluoreto de enxofre (SF_6), caísse na atmosfera. A mudança não aconteceu nas plantas de produção, mas nos próprios tênis: ele está presente nas bolsas de ar colocadas no solado da linha Nike Air.

No auge da produção, em 1997, o SF_6 contido nos tênis Nike Air vendidos no mundo era equivalente a impressionantes 7 milhões de toneladas de dióxido de carbono, mesmo valor emitido por 1 milhão de carros. A nova tecnologia usa nitrogênio em vez do SF_6 .

(O Estado de S. Paulo)

A ligação química entre os átomos nas substâncias SF_6 , CO_2 e N_2 , todos não metais, é

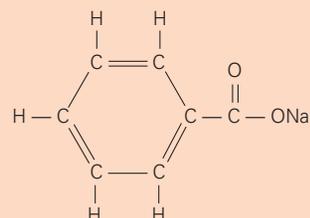
- iônica
- metálica
- covalente
- iônica no SF_6 e covalente no N_2 e CO_2
- metálica no N_2 e covalente no SF_6 e CO_2

Resolução

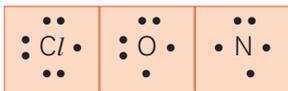
Como enxofre, flúor, carbono, oxigênio e nitrogênio são não metais, a ligação entre os seus átomos é covalente (compartilhamento de pares de elétrons).

Resposta: C

2 (UFRJ – ADAPTADO – MODELO ENEM) – Alguns produtos químicos, tais como liga de ferro-titânio, benzoato de sódio (C_6H_5COONa), hexacloroetano (C_2Cl_6) e cloreto de cálcio ($CaCl_2$), podem ser utilizados para obter efeitos especiais em fogos de artifício. O benzoato de sódio apresenta a seguinte fórmula estrutural:

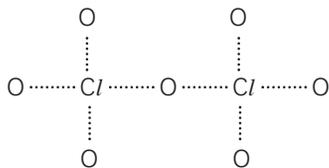


4 São dadas as estruturas de Lewis:

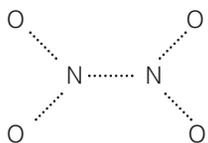


Completar a fórmula estrutural, representando a ligação covalente por um traço e a ligação covalente dativa por uma flecha.

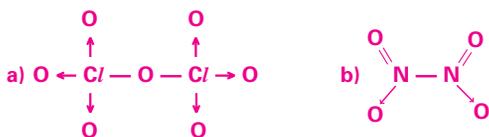
a) Heptóxido de dicloro (Cl_2O_7)



b) Tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4)



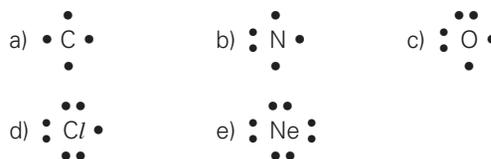
RESOLUÇÃO:



5 Considere a fórmula estrutural de certa substância



O elemento E pode ser



RESOLUÇÃO:

O cloro estabelece uma ligação covalente normal e até três ligações covalentes dativas



Resposta: D

Módulo 30

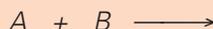
Reações de oxidorredução: número de oxidação

Palavras-chave:

• Nox • Carga elétrica

REAÇÕES DE OXIDORREDUÇÃO

As reações de oxidação-redução (oxidorredução ou oxirredução ou redox) são processos nos quais ocorre transferência de elétrons. As espécies reagentes trocam elétrons durante as colisões.



A maior parte da energia utilizada pela sociedade moderna é produzida por reações de oxidorredução. A combustão de combustíveis para aquecer, cozinhar ou produzir energia elétrica ou mecânica envolve a transferência de elétrons.

O processo de respiração, a fotossíntese, a produção de um espelho, a pilha eletroquímica, a eletrólise envolvem reações de oxidorredução.

Até mesmo a corrosão de um metal e o enferrujamento são reações de oxidorredução. Podemos determinar mais facilmente se há envolvimento de transferência de elétrons em uma reação química por meio de um conceito chamado número de oxidação.



A formação de ferrugem é uma reação de oxidorredução.

1. As reações de oxidorredução

Reação de oxidorredução é aquela que ocorre com transferência de elétrons.

Para se realizar a análise de transferência de elétrons, os químicos estabeleceram o conceito de **número de oxidação** (representado por Nox).

ELETRONEGATIVIDADE

É a propriedade que mede a tendência do átomo para receber elétron.

Um átomo bastante eletronegativo tem grande tendência para receber elétron.

O átomo de maior eletronegatividade é o flúor (F).

Os átomos mais eletronegativos são:

F, O, N, Cl, Br, I, S, C, P, H...

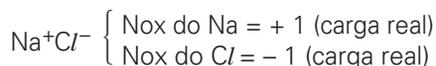
eletronegatividade decrescente →

2. Conceito de número de oxidação (Nox)

Número de oxidação é a **carga elétrica real** do íon (nos compostos iônicos) **ou imaginária** (nos compostos covalentes) que o átomo adquire, se os elétrons da ligação covalente forem contados somente para o elemento mais eletronegativo.

Exemplos

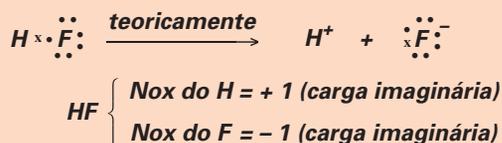
I) Considerando o cloreto de sódio (composto iônico), que tem íon de sódio: Na^+ e íon cloreto: Cl^- , temos que o Nox de cada íon é a carga elétrica real do íon.



II) Cloreto de cálcio: $\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^-$ $\begin{cases} \text{Nox do Ca} = +2 \\ \text{Nox do Cl} = -1 \end{cases}$

III) Óxido férrico: $\text{Fe}_2^{3+}\text{O}_3^{2-}$ $\begin{cases} \text{Nox do Fe} = +3 \\ \text{Nox do O} = -2 \end{cases}$

IV) Considerando o gás fluorídrico (composto molecular ou covalente), existe um par eletrônico compartilhado pelo hidrogênio e pelo flúor. Vamos admitir que o par de elétrons seja doado completamente ao flúor por ser este mais eletronegativo que o hidrogênio. Deste modo, o flúor fica com um elétron a mais e fica negativo, e o hidrogênio, que perdeu um elétron, fica positivo.

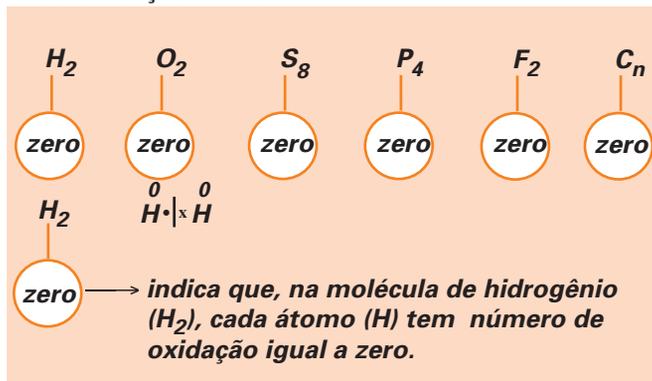


3. Número de oxidação (Nox) - regras práticas para o cálculo

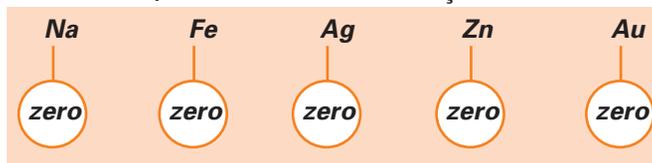
1. A somatória de todos os números de oxidação em um composto é zero.



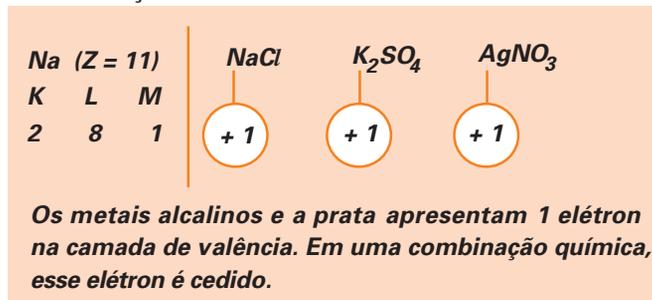
2. Nas substâncias simples, os átomos têm número de oxidação ZERO.



3. Os átomos dos elementos, quando não combinados, têm número de oxidação ZERO.



4. Os metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs e Fr) e a prata (Ag), nos compostos, têm número de oxidação +1.



5. Os metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra) e o zinco (Zn), nos compostos, têm número de oxidação +2.



3 (UFSC-ADAPTADO – MODELO ENEM) –

O elemento químico titânio, do latim *titans*, foi descoberto em 1791 por William Gregor e é encontrado na natureza nos minérios ilmenita e rutilo. Por ser leve (pouco denso) e resistente à deformação mecânica, o titânio forma próteses biocompatíveis e ligas com alumínio, molibdênio, manganês, ferro e vanádio, com aplicação na fabricação de aeronaves, óculos, relógios e raquetas de tênis. Comercialmente, esse elemento pode ser obtido pelo processo Kroll, representado pela equação química não balanceada:



Considere as informações do enunciado e a equação balanceada e, em seguida, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- I. Na equação dada, XCl_4 pode representar $TiCl_4$.
- II. Os símbolos químicos dos elementos alumínio, molibdênio e ferro são, respectivamente, *Al*, *Mo* e *F*.
- III. No processo Kroll, o número de oxidação do titânio passa de 4+ para zero.

Está correto o que se afirma em:

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

Resolução

I. **Correta.**

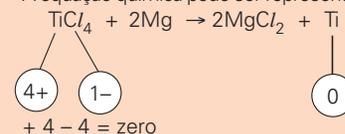
Como o processo é de obtenção de titânio (Ti), XCl_4 pode ser $TiCl_4$

II. **Errada.**

Alumínio $\rightarrow Al$
Molibdênio $\rightarrow Mo$
Ferro $\rightarrow Fe$

III. **Correta.**

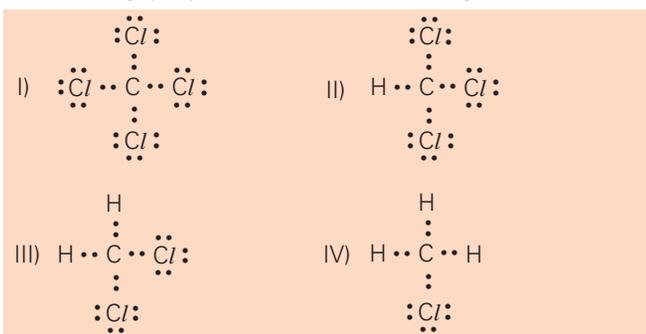
A equação química pode ser representada por:



Resposta: D

Exercícios Propostos

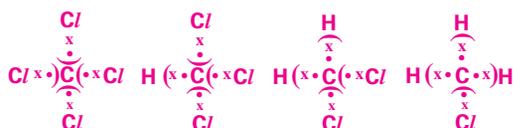
1 (MODELO ENEM) – Aplicando o conceito de número de oxidação, determinar o Nox do carbono nos compostos a seguir. Para determinar o Nox, separar os átomos deixando os pares de elétrons de ligação para o átomo mais eletronegativo.



	I	II	III	IV
a)	-2	0	+2	+4
b)	+4	+2	0	-2
c)	-4	-2	0	+2
d)	-4	-4	-4	-4
e)	+4	+4	+4	+4

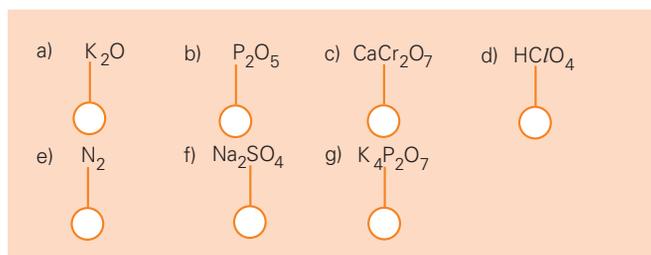
RESOLUÇÃO:

I) +4 II) +2 III) zero IV) -2



Resposta: B

2 Em uma substância, a soma dos números de oxidação é zero. Baseando-se no exposto, calcular o Nox dos elementos assinalados nas substâncias:



RESOLUÇÃO:

a) $2x - 2 = 0 \therefore x = +1$

b) $2x - 10 = 0 \therefore x = +5$

c) $+2 + 2x - 14 = 0 \therefore x = +6$

d) $+1 + x - 8 = 0 \therefore x = +7$

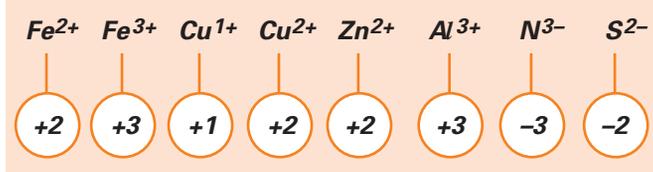
e) zero

f) $+2 + x - 8 = 0 \therefore x = +6$

g) $+4 + 2x - 14 = 0 \therefore x = +5$

1. Número de oxidação em um íon

Nos íons monoatômicos, o número de oxidação é a carga do íon.



Nos íons poliatômicos, a soma dos Nox de todos os átomos é igual à carga do íon.

Exemplos



$$x + 2(-2) = -1 \quad 2x + 7(-2) = -2$$

$$x = +3 \quad x = +6$$

2. Número de oxidação fracionário

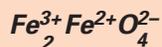
Calculemos o número de oxidação do ferro no Fe_3O_4 .

$$Fe^x O^{2-}$$

$$3x + 4(-2) = 0$$

$$x = +8/3$$

Esse número de oxidação fracionário é uma média dos números de oxidação +2 e +3. A verdadeira fórmula do Fe_3O_4 é:



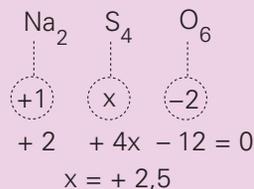
$$\text{Nox médio do Fe} = \frac{2(+3) + 2}{3} = +8/3$$



Saiba mais

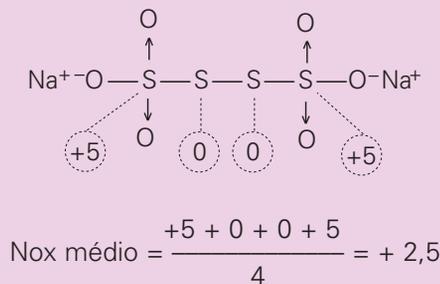
Ao calcular o Nox de um elemento, se resultar um número fracionário, o Nox é médio.

Exemplo



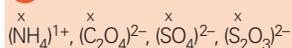
No composto existem dois átomos de enxofre com Nox zero e dois átomos com Nox = +5.

Observe a estrutura do composto:

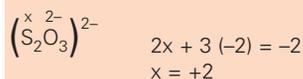
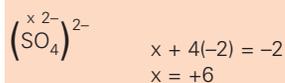
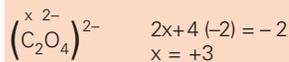
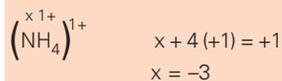


Exercícios Resolvidos

1 Calcular o Nox do elemento assinalado com x:



Resolução



2 (MODELO ENEM) – Não existe um mecanismo totalmente definido para explicar a retenção de ânions pelo solo. O nitrato (NO_3^-), por exemplo, movimenta-se com a água do solo até mesmo sob condições de extrema seca e acumula-se na superfície; já o sulfato (SO_4^{2-}) tem a possibilidade de ser retido, mesmo que fracamente, por cargas positivas que podem desenvolver-se em certos tipos de argila com valores de pH baixos (ácido). Os solos contendo ferro e alumínio adsorvem o sulfato nas cargas positivas que neles se desenvolveram, mas há pouca retenção, a qual tem reduzida importância acima de pH 6,0. Grandes quantidades de enxofre podem ser retidas em acumulações de gesso, em regiões áridas e semiáridas.

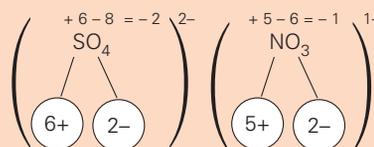
(LOPES, A. S. *Manual de fertilidade do solo*. São Paulo: ANDA/POTAFUS.)

Com base no texto, pede-se fornecer o Nox do nitrogênio no íon nitrato e do enxofre no íon sulfato.

	N	S
a)	+ 5	+ 4
b)	+ 3	+ 6
c)	+ 6	+ 8
d)	+ 2	+ 2
e)	+ 5	+ 6

Resolução

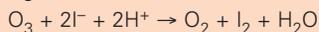
$(NO_3)^-$ e $(SO_4)^{2-}$ são ânions com carga -1 e -2, respectivamente.



Nox dos elementos: N: + 5; S: + 6

Resposta: E

3 (MODELO ENEM) – A diminuição na quantidade de ozônio estratosférico é, em princípio, indesejável, pois permite um aumento da incidência da radiação ultravioleta na superfície da Terra. Um método para determinar a concentração de O_3 em uma amostra de ar baseia-se na reação química representada pela equação a seguir:



Com base na equação química, considere as afirmativas a seguir.

- O número de oxidação do iodo varia de **1-** a zero.
- Os pares (O_3 e O_2) e (I^- e I_2) são exemplos de alótropos.

III. O número de oxidação do hidrogênio varia de zero a **1+**.

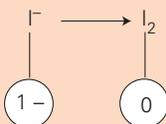
IV. O número de oxidação do oxigênio na molécula O_3 é maior que o número de oxidação do oxigênio na molécula O_2 .

Está(ão) correta(s) apenas a(s) afirmativa(s):

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

Resolução

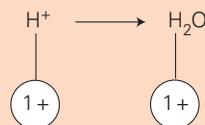
I. **Correta.**



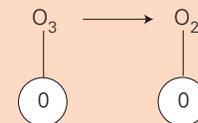
II. **Errada.**

O_3 e O_2 são alótropos
 I^- e I_2 não são alótropos

III. **Errada.**



IV. **Errada.**



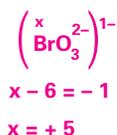
Resposta: B

Exercícios Propostos

1 (UNIFOR-CE) – Nas espécies químicas KI , Cl_2 e BrO_3^- , os halogênios têm, na ordem dada, números de oxidação

- +1, -1 e -5
- 1, 0 e -3
- 1, 0 e +3
- 1, 0 e +5
- +1, 0 e -3

RESOLUÇÃO:



Resposta: D

2 Em um íon, a soma dos números de oxidação é igual à carga elétrica do íon.

Exemplo: $(SO_4)^{2-}$

$$+6 + 4(-2) = -2$$

Determinar o número de oxidação dos átomos assinalados:

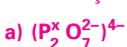
- $(P_2O_7)^{4-}$
- $(HCO_3)^{1-}$
- $Ba(NO_2)_2$



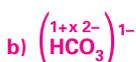
- $CuSO_4$
- Cu_2SO_4



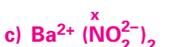
RESOLUÇÃO:



$$2x - 14 = -4 \\ x = +5$$



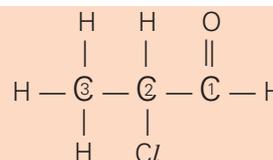
$$+1 + x - 6 = -1 \\ x = +4$$



$$+2 + 2x - 8 = 0 \\ x = +3$$

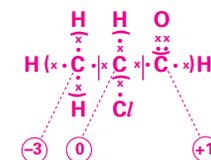


3 (MODELO ENEM) – Calcular o número de oxidação dos átomos de carbono na molécula abaixo. Computar os elétrons de valência para o átomo mais eletronegativo. Qual é o número de oxidação médio do carbono?



- 3
- 0
- +1
- 2/3
- +4/3

RESOLUÇÃO:



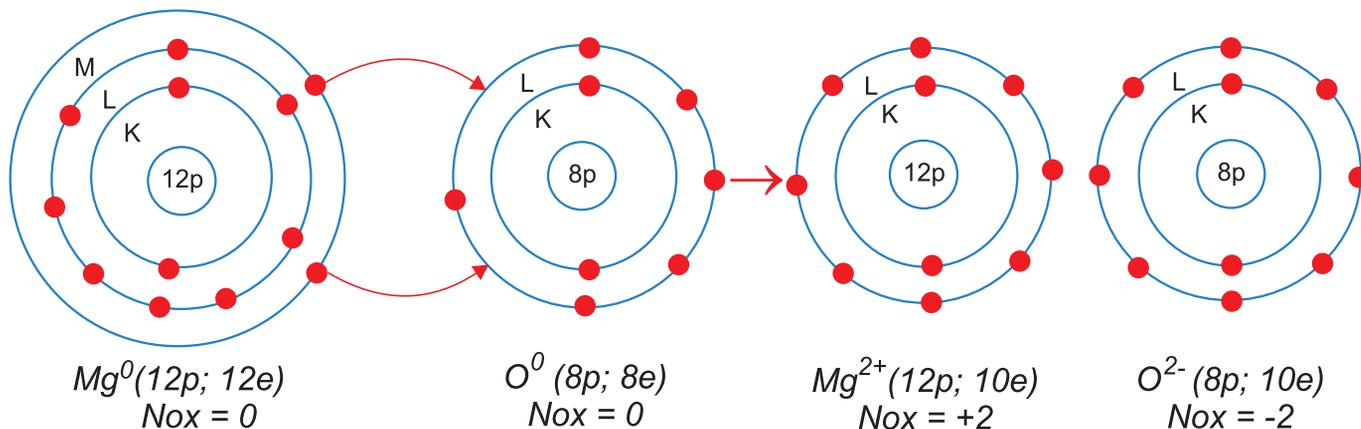
$$Nox_{\text{médio}} = \frac{-3 + 0 + 1}{3} = -2/3$$

Resposta: D

1. Oxidação e redução – perda e ganho de elétrons

Reação de oxidorredução é toda reação na qual ocorre transferência de elétrons. Como consequência, o número de oxidação (Nox) de alguns elementos varia.

Vamos considerar a combinação entre um átomo de magnésio e um átomo de oxigênio para formar óxido de magnésio. (Mg: Z = 12 e O: Z = 8.)



Átomo de magnésio cede dois elétrons ao átomo de oxigênio, dando origem ao cátion magnésio + 2 e ao ânion óxido - 2

Observe que o átomo de magnésio perdeu dois elétrons para o átomo de oxigênio. Dizemos que o magnésio se oxidou (sofreu oxidação, foi oxidado).

Oxidação é a perda de elétrons ou oxidação é o aumento do Nox

Para o oxigênio, que ganhou os elétrons, dizemos que ele se reduziu (sofreu redução, foi reduzido).

Redução é o ganho de elétrons ou redução é a diminuição do Nox

2. Oxidante e redutor – ganha e perde elétrons

O que se observou no item anterior é que em uma reação de **oxidorredução** ocorre uma **transferência de elétrons**. Aquele que recebe os elétrons é quem **provoca a oxidação**. Então, o receptor de elétrons é chamado **oxidante**. Aquele que doa os elétrons é quem **provoca a redução**. Então, o doador de elétrons é chamado **redutor**.

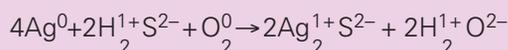


Saiba mais

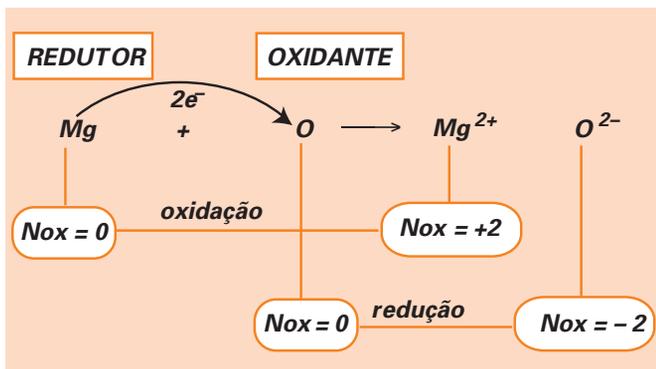
Oxidante e redutor são palavras de uso comum no nosso dia a dia.

Quando dizemos que um objeto de prata se oxidou, estamos dizendo que ele cedeu elétrons. No caso da prata, os elétrons são cedidos para o oxigênio do ar.

Na temperatura ambiente, realmente a prata não reage com oxigênio. Se no ar existirem compostos sulfurados (H_2S , por exemplo), a prata escurece aos poucos, formando sulfeto de prata, que é preto.

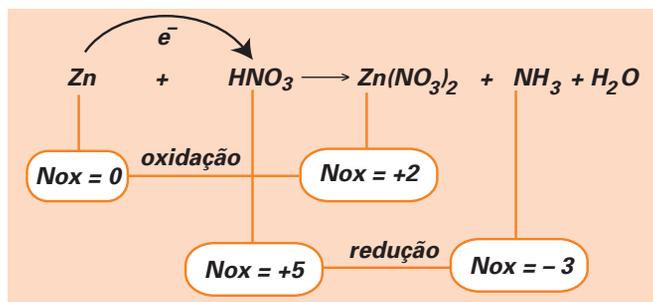


Resumo



Exemplo

Seja a reação não balanceada:



Quem sofreu redução foi o N.

Quem sofreu oxidação foi o Zn.

O agente oxidante é o HNO_3 (espécie que contém o elemento reduzido).

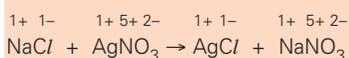
O agente redutor é o Zn (espécie que contém o elemento oxidado).

Exercícios Resolvidos

1 A reação expressa pela equação $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ é de oxidorredução?

Resolução

Não é reação de oxidorredução, pois não ocorre variação de Nox

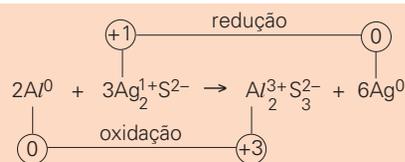


2 (MODELO ENEM) – Quando limpamos um objeto de prata, estamos removendo Ag_2S . Assim, estamos tirando prata do objeto. Com o passar do tempo, após sucessivas limpezas,

pouca prata restará no objeto.

No comercial de TV do produto TARN-X, o locutor informava que TARN-X limpa sem tirar a prata. É possível?

É possível! Um dos meios (diferente do TARN-X) consiste em envolver o objeto em folha de alumínio, mergulhando-o, em seguida, em solução diluída de NaHCO_3 (bicarbonato de sódio), e aquecendo-o ligeiramente. Como o alumínio sofre oxidação mais facilmente que a prata, o Al é oxidado, enquanto os ions Ag^+ são reduzidos a prata metálica.



O redutor é:

- a) Al b) Ag_2S c) S^{2-}
d) Ag e) Al^{3+}

Resolução

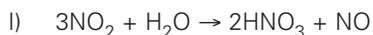
O redutor sofre oxidação, isto é, cede elétron. É o metal alumínio (Al).

Resposta: A

Exercícios Propostos

1 (FUVEST-SP) – Em uma reação de oxidorredução, ocorre transferência de elétrons de uma espécie para outra espécie. Como consequência, o número de oxidação de alguns elementos varia.

Considere as transformações químicas abaixo:



Ocorre oxidorredução apenas em:

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

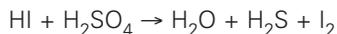
RESOLUÇÃO:



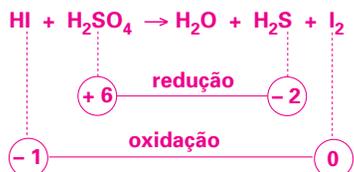
Nas reações II e III, não ocorre variação de Nox.

Resposta: A

2 Em uma reação de oxidorredução, o oxidante contém o elemento cujo Nox diminui, isto é, o oxidante sofre redução. Por outro lado, o redutor contém o elemento cujo Nox aumenta, ou seja, o redutor sofre oxidação. Na equação abaixo, não balanceada, indique o oxidante, o redutor, o elemento que sofreu oxidação e o elemento que sofreu redução:

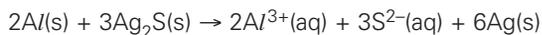


RESOLUÇÃO:



Oxidante: H_2SO_4 ; redutor: HI ; elemento que sofreu oxidação: I ; elemento que sofreu redução: S .

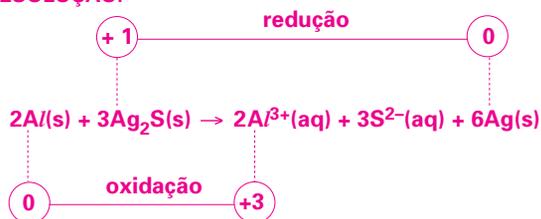
3 (UERJ – MODELO ENEM) – Um dos métodos empregados para remover a cor escura da superfície de objetos de prata consiste em envolver os objetos em folha de alumínio e colocá-los em água fervente com sabão de coco (meio básico). A equação que representa a reação redox é:



Em relação à transformação ocorrida, conclui-se que

- Ag_2S é oxidante.
- Ag cede elétrons.
- o íon Ag^+ é oxidado.
- o íon S^{2-} é reduzido.
- Al recebe elétrons.

RESOLUÇÃO:



O íon Ag^+ é reduzido; Al cede elétrons; o íon Ag^+ recebe elétron; o íon S^{2-} não é reduzido nem oxidado; Ag_2S é oxidante.

Resposta: A