

AULA 01

A Química pode ser definida como sendo a ciência que estuda a matéria e suas transformações.

Matéria: Tudo que tem massa e ocupa lugar no espaço.

Massa: quantidade de matéria de um corpo.

Volume: espaço ocupado pela matéria.

Corpo: É uma porção finita de matéria.

Objeto: É um corpo produzido para utilização humana.

Ex.:	Matéria	Corpo	Objeto
	Granito	Pedra	Estátua
	Árvore	Madeira	Cadeira

Unidades de medida:

De massa: kg (SI) 1 kg = 1000g

1g = 1000mg

De volume: m³ (SI) 1m³ = 1000L

1mL = 1cm³

Transformações da Matéria:

São chamadas de fenômenos as transformações ocorridas em um sistema. Sistema é toda região do espaço, com ou sem matéria, que esteja sendo estudada.

- **Fenômenos químicos:** São aquelas onde há rearranjo da estrutura molecular, ou seja, as moléculas das substâncias envolvidas são “desmanchadas” e seus átomos reagrupados de maneira diferente, dando origem a outras substâncias com propriedades diferentes. Dizemos, então, que ocorreu uma reação química. Exemplo: formação de ferrugem, combustão da matéria.
- **Fenômenos físicos:** são transformações que não alteram a composição da matéria. Há, somente, uma mudança no estado de agregação. Exemplo: a formação de gelo a partir da água.

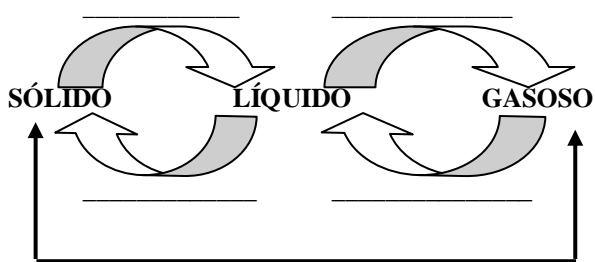
Estados Físicos da Matéria

SÓLIDO: forma e volume constantes

LÍQUIDO: forma variável e volume constante

GASOSO: forma e volume variáveis.

Densidade: quantidade de matéria contida em uma unidade de volume. ($d = m/v$) g/mL ou g/cm³ ou kg/L

**Exercícios de Sala**

- O que faz a matéria ser sólida, líquida ou gasosa é:
 - Densidade das substâncias
 - Tamanho de suas moléculas
 - Maior ou menor coesão entre suas moléculas
 - Distribuição dos átomos na formação molecular
- Considere os seguintes experimentos:
 - gotas de limão adicionadas a um copo com leite
 - fotografia amarelada pelo tempo ou pela exposição ao sol
 - éter derramado sobre a pele
 - cozimento de um ovo
 - aquecimento de um pedaço de solda
 Há ocorrência de reações químicas em:
 - I e II.
 - II e III.
 - I, II e III
 - I, II e IV
 - II, III e V

Tarefa Mínima

03)ETFSP Em um acampamento, todo o sal de cozinha caiu e misturou com a areia. Para recuperarmos o sal:

- Juntamos a mistura num recipiente e colocamos água para solubilizar o sal (a areia não se dissolve em água).
- Filtramos a mistura (a areia fica retida no filtro e a mistura água e sal são recolhidos num recipiente).
- Evaporamos a água recuperando o sal.

Dos fenômenos:

- Apenas I é químico.
- I e II são químicos.
- II e III são químicos.
- I e II são físicos.
- I, II e III são físicos.

04) ACAFE É fenômeno químico a alternativa:

- A pedra de naftalina deixada no armário
- A fusão do chumbo
- A produção de luz por uma lâmpada comum de filamento
- A atração de uma peça de ímã
- A combustão da gasolina

05) Considerando-se as forças de coesão e repulsão que atuam entre as moléculas de determinada matéria, podemos afirmar que ao passar do estado líquido para o estado sólido um corpo terá o seu (a sua):

- Volume aumentado
- Densidade diminuída
- Massa aumentada
- Volume diminuído
- Massa diminuída

06) EEAR A superfície da água em contato com uma outra superfície muito quente vaporiza-se e, assim, a porção superior da água, ainda líquida, flutua sobre o “colchão de vapor de água”. Este fenômeno denomina-se

- Saturação
- Calefação
- Decantação
- Destilação

Tarefa Complementar

07)UFSC Fenômeno químico é aquele que altera a natureza da matéria, isto é, aquele no qual ocorre uma reação química. Baseado nessa informação, analise a(s) proposição(ões) abaixo e escolha aquela(s) que corresponde(m) a um fenômeno químico.

- A combustão de álcool ou gasolina nos motores de automóveis.
- A precipitação das chuvas.
- A queima do gás de cozinha.
- A formação do gelo dentro do refrigerador.
- A formação da ferrugem sobre uma peça de ferro deixada ao relento.
- A respiração animal.

08) UFSC O(s) fenômeno(s) abaixo, que envolve(m) reação(ões) química(s), é(são):

- digestão dos alimentos
- enferrujamento de uma calha
- explosão da dinamite
- fusão do gelo
- queda da neve
- combustão do álcool de um automóvel
- sublimação da naftalina

09) UFSC Assinale a única proposição correta que contém o melhor método para separar os três componentes de uma mistura de areia, água e sal, na seqüência adequada.

- destilar e decantar
- filtrar e decantar
- decantar e filtrar
- destilar e filtrar
- filtrar e destilar

10) UFSC-2002 As transformações que ocorrem em um sistema podem ou não ocasionar alteração na constituição da matéria envolvida. De acordo com o enunciado, está(ão) **CORRETA(S)** a(s) associação(ões):

- 01. Digestão de um alimento (Fenômeno físico)
- 02. Água oxigenada $\xrightarrow{\text{luz}}$ água + oxigênio gasoso (Reação química)
- 04. Queima de fogos de artifício (Fenômeno físico)
- 08. Transformação do gelo em água (Fenômeno físico)
- 16. Sublimação do iodo sólido (Reação química)

11) UFSC-1998 Considere os seguintes experimentos, e assinale qual(is) da(s) transformação(ões) é(são) considerada(s) fenômeno(s) químico(s).

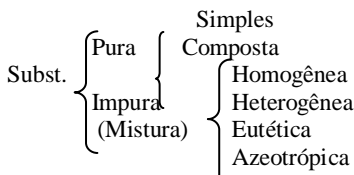
- 01. Água $\xrightarrow{\text{corrente elétrica}}$ gás hidrogênio + gás oxigênio.
- 02. Gelo $\xrightarrow{\text{calor}}$ água líquida.
- 04. Naftalina_(sólida) \rightarrow naftalina_(líquida).
- 08. Papel $\xrightarrow{\text{fogo}}$ CO₂ + água + cinzas.
- 16. Vinho \rightarrow vinagre.
- 32. Barra de ferro \rightarrow ferrugem.

AULA 02

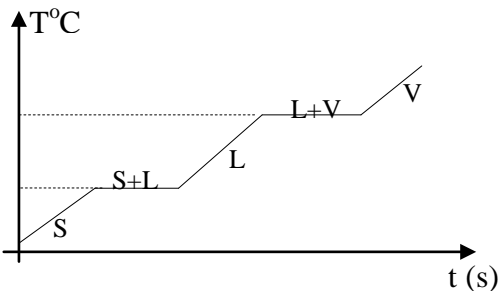
Substâncias Químicas

Cada molécula representa uma substância química bem. Cada substância, por sua vez, é representada por sua fórmula.

Substância: É um tipo específico de matéria, com propriedades características.



Substâncias Puras: São formadas por moléculas quimicamente iguais. Uma de suas característica é ter os pontos de fusão e ebulição constante.

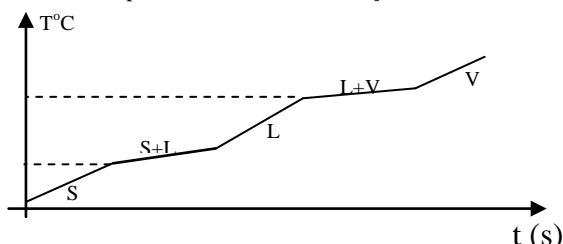


Substância simples: combinação entre partículas (átomos) de um mesmo elemento químico.

Alotropia: é o fenômeno químico que ocorre quando um elemento químico forma duas ou mais substâncias químicas diferentes.

Substância composta: combinação entre átomos de elementos químicos diferentes.

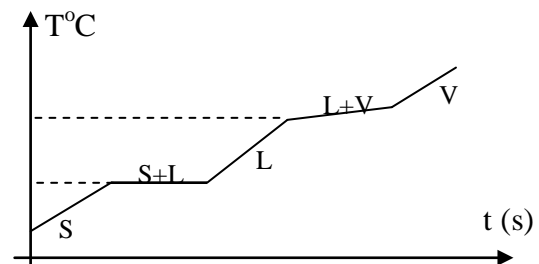
Misturas: são formadas por moléculas quimicamente diferentes. Na realidade, são sistemas formados pela reunião de diversos tipos de substâncias. Diferente das substâncias puras, as misturas não têm temperaturas de fusão e ebulição constantes.



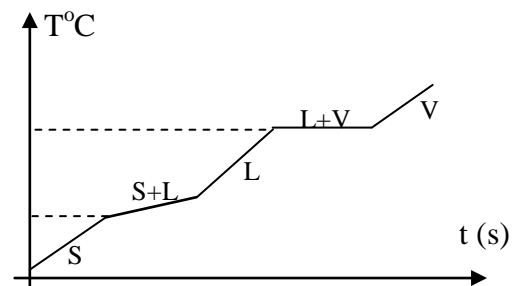
Misturas homogêneas (soluções): misturas uniformes, que apresentam as mesmas composições, propriedades e aparências ao longo de todo o volume, como o sal dissolvido na água ou o ar que respiramos.

Misturas heterogêneas: não têm as mesmas composições, propriedades e aparência ao longo de todo o volume, como a areia, as rochas e a madeira.

Misturas eutéticas: mantém a fusão a temperatura constante.



Misturas azeotrópica: mantém a ebulição a temperatura constante.



Classificação dos sistemas quanto à capacidade de trocar matéria e energia com o meio ambiente:

Sistema Aberto: Troca tanto matéria quanto energia. Ex.: vidro de acetona aberto.

Sistema Fechado: Troca energia mas não troca matéria. Ex.: garrafa de refrigerante fechada.

Sistema Isolado: Não troca nem matéria, nem energia. Ex.: garrafa térmica.

Fases de um sistema heterogêneo: são as diferentes partes homogêneas da mistura.

Componentes de uma mistura: são as diferentes substâncias presentes na mistura.

OBS.:

- Todo sistema com mais de um componente é uma mistura.
- Todo sistema como mais de uma fase é heterogêneo.
- Num sistema com fase sólida, os vários "pedaços" da mesma constituem uma única fase. Ex.: 3 cubos de gelo.
- Toda mistura gasosa é, por convenção, homogênea.

CUIDADO: O sistema água + gelo é um sistema heterogêneo, mas não é uma mistura.

Exercícios de Sala

12) EEAR Um sistema cujo componente é apenas água, é constituído por água no estado líquido e três cubos de gelo. O sistema é do tipo

- a) Homogêneo
- b) Heterogêneo com uma fase
- c) Heterogêneo com duas fases
- d) Heterogêneo com quatro fases

13) ACAFE (modificada) O leite usado na alimentação contém água, sais minerais, proteínas insolúveis e gorduras. Podemos afirmar que o leite é:

- a) Substância pura simples
- b) Mistura homogênea
- c) Mistura heterogênea
- d) Mistura azeotrópica
- e) Substância pura composta

Tarefa Mínima ✍️

14) ACAFE A camada de ozônio absorve os raios ultravioletas mais energéticos que chegam à atmosfera, protegendo-nos contra essas radiações. A fórmula molecular do ozônio é:

- a) O₂ b) O₃ c) O₄ d) CO₂ e) SO₂

15) EEAR Açúcar, Etanol (C₂H₅OH) e Ozônio representam, respectivamente:

- a) substância composta, mistura e substância simples.
 b) substância simples, substância composta e mistura.
 c) substância composta, elemento químico e mistura.
 d) mistura, substância composta e substância simples.

16) Assinale a(s) alternativa(s) que contém(êm) sistemas que reúnem somente substâncias puras:

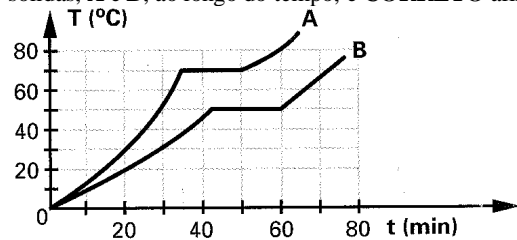
01. água, areia e ar.
 02. sal, grafite e limalha de ferro.
 04. glicose, granito e gás carbônico.
 08. álcool etílico, água mineral e glicerina.

Tarefa Complementar ✍️

17) UFSC Um dos critérios utilizados pelos químicos, para classificar as substâncias, está no tipo de átomos que as constitui. Assim, uma substância formada por um único tipo de átomo é dita simples, aquela formada por mais de um tipo de átomo é dita composta. Baseado nisso, escolha a(s) proposição(ões) que contém(êm) somente substâncias simples:

01. H₂O, H₂CO₃, CaO, MgS.
 02. H₂, CO₂, O₂, Au.
 04. Na₂CO₃, Na₂O, KCO, MgBr₂.
 08. Ag, Fe, Na, K.
 16. CH₄, C₂H₆, H₂, O₂.
 32. H₂O, H₂, Na₂CO₃, O₂.

18) UFSC-1998 Tendo como base o diagrama abaixo, que representa as curvas de aquecimento de duas substâncias puras sólidas, A e B, ao longo do tempo, é **CORRETO** afirmar que:

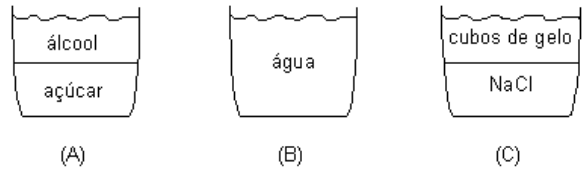


01. a temperatura de fusão de A é maior que a de B.
 02. admitindo-se que uma mistura de A e B, numa proporção determinada, formaria uma solução eutética, isto é, uma solução que funde como se fosse um composto puro, a mesma apresentaria ponto de fusão igual a 70 °C.
 04. no intervalo de tempo, representado no gráfico, a substância B não apresenta fusão.
 08. nas temperaturas de fusão de A ou de B temos uma mistura de sólido e líquido, com muito sólido no início, tendendo a líquido no final do processo.
 16. Sob pressão de 1 atm, o composto B poderia representar a água pura.

19) UFSC-1999 O gás carbônico (CO₂) é um(a)

1. substância simples.
 02. composto binário.
 04. elemento químico.
 08. mistura homogênea.
 16. composto químico.
 32. variedade alotrópica do carbono.
 64. substância composta

20) UFSC-2002 Observe os recipientes A, B e C e seus respectivos conteúdos.



Após mistura e agitação do conteúdo dos três recipientes em um só, observa-se que apenas parte do açúcar e parte do gelo permanecem insolúveis. Assinale o número de fases e o número de componentes do sistema resultante.

01. trifásico
 02. 4 componentes
 04. bifásico
 08. 5 componentes
 16. 2 componentes
 32. monofásico
 64. 3 componentes

AULA 03

Modelos Atômicos

Modelo Atômico de Dalton

Todo e qualquer tipo de matéria é formado por partículas indivisíveis, maciças, indestrutíveis e eletricamente neutras, chamadas átomos. Cada tipo de átomo tem a sua massa e o seu volume próprios.

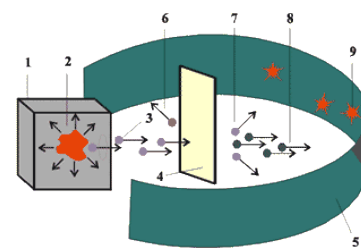
Para Dalton, uma reação química é uma recombinação entre elementos de uma ou mais substâncias químicas, formando conjuntos (substâncias) diferentes dos iniciais (reagentes).

Modelo Atômico de Thomson

O modelo do “pudim de passas”, segundo o qual os átomos seriam bolhas positivas recheadas por elétrons, de carga negativa, serviu para explicar a natureza elétrica da matéria, que pode ser comprovada através de fenômenos como a condutividade elétrica de certas soluções aquosas e de metais.

Modelo Atômico de Rutherford

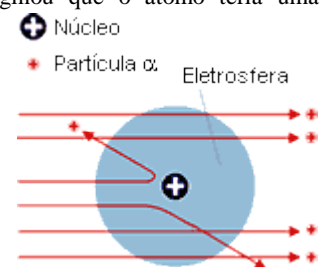
Experiência de Rutherford (1911)



Na figura temos:

1. Invólucro de chumbo.
 2. Material Radiativo.
 3. Partículas a emitidas.
 4. Placa de ouro.
 5. Tela fluorescente.
 6. Partículas que retornam.
 7. Partículas desviadas.
 8. Partículas sem desvio mensurável.
 9. Cintilações produzidas pelos choques.

Rutherford, então, imaginou que o átomo teria uma região central densa (positivamente carregada), onde as partículas α refletiriam, ao que chamou de núcleo, envolta um grande vazio de massa desprezível, incapaz de refletir as partículas, chamada eletrosfera. Esse



modelo também é denominado modelo planetário.

A experiência mostrou ainda outro resultado surpreendente. O diâmetro do átomo é 10.000 vezes maior que o do núcleo, e que a massa do átomo está, praticamente toda, nos prótons e nêutrons confinados na pequena região do núcleo.

Modelo Atômico de Bohr

Os elétrons nos átomos movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de camadas ou níveis de energia. Hoje são conhecidos pelo menos sete camadas, denominadas K, L, M, N, O, P, Q.

Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia; os elétrons que estão mais afastados do núcleo apresentarão maior energia.

Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que absorva energia externa (energia elétrica, luz, calor etc.). Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi excitado.

O retorno do elétron ao nível inicial se faz acompanhar de liberação de energia na forma de ondas eletromagnéticas, que pode ser luz visível, ultravioleta, calor, etc. Cada salto quântico (retorno a um nível menor) libera uma quantidade fixa de energia.

Exercícios de Sala

21) Considerando a experiência quanto ao modelo atômico de Rutherford, assinale a alternativa INCORRETA.

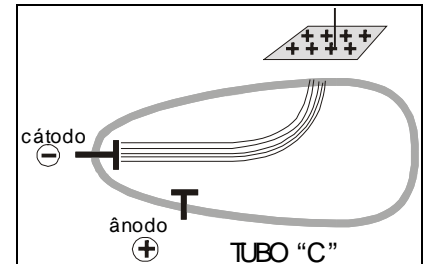
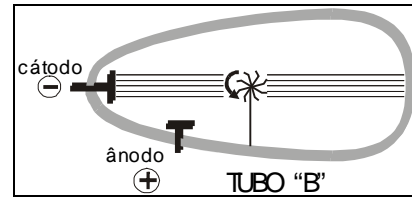
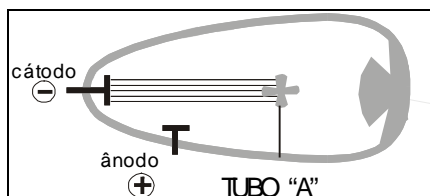
- a) Observando a dispersão das partículas α (alfa) ao se chocarem com a lâmina de ouro, o cientista conclui que o átomo tem o núcleo muito grande em relação à sua eletrosfera.
- b) Rutherford sabia antecipadamente que as partículas α (alfa) eram carregadas positivamente.
- c) Algumas partículas alfa foram desviadas do seu trajeto devido à repulsão exercida pelo núcleo atômico e seu tamanho em relação à eletrosfera do átomo.
- d) Essa experiência permitiu descobrir o núcleo atômico e seu tamanho em relação à eletrosfera do átomo.
- e) A experiência consistiu em bombardear lâminas finíssimas de ouro com partículas α (alfa).

Tarefa Mínima

22) UFSC-1999 Na famosa experiência de Rutherford, no início do século XX, com a lâmina de ouro, o(s) fato(s) que (isoladamente ou em conjunto), indicava(m) o átomo possuir um núcleo pequeno e positivo foi(foram):

- 01. A maioria das partículas alfa atravessaria os átomos da lâmina sem sofrer desvio de sua trajetória.
- 02. Ao atravessar a lâmina, uma maioria de partículas alfa sofreria desvio de sua trajetória.
- 04. Um pequeno número de partículas alfa atravessando a lâmina sofreria desvio de sua trajetória.
- 08. Um grande número de partículas alfa não atravessaria a lâmina.
- 16. As partículas alfa teriam cargas negativas.

23) UFSC-2003 Uma das principais partículas atômicas é o elétron. Sua descoberta foi efetuada por J. J. Thomson em uma sala do Laboratório Cavendish, na Inglaterra, ao provocar descargas de elevada voltagem em gases bastante rarefeitos, contidos no interior de um tubo de vidro.



No tubo de vidro "A", observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) colide com um anteparo e projeta sua sombra na parede oposta do tubo.

No tubo de vidro "B", observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) movimenta um catavento de mica.

No tubo de vidro "C", observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) sofre uma deflexão para o lado onde foi colocada uma placa carregada positivamente.

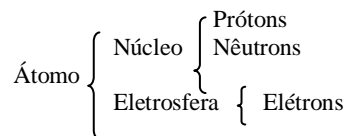
Observando os fenômenos que ocorrem nos tubos, podemos afirmar **CORRETAMENTE** que:

- 01. gases são bons condutores da corrente elétrica.
- 02. os elétrons possuem massa – são corpusculares.
- 04. os elétrons possuem carga elétrica negativa.
- 08. os elétrons partem do cátodo.
- 16. os elétrons se propagam em linha reta.
- 32. o catavento entrou em rotação devido ao impacto dos elétrons na sua superfície.

AULA 04

Estudo do Átomo

O Átomo, Hoje:



Partícula	Massa Real (g)	Massa Relativa	Carga Real (C)	Carga Relativa
Próton	$1,67 \times 10^{-24}$	1	$+1,6 \times 10^{-19}$	+1
Nêutron	$1,68 \times 10^{-24}$	1	0	0
Elétron	$9,11 \times 10^{-28}$	$\frac{1}{1840}$	$-1,6 \times 10^{-19}$	-1

- Os prótons e os nêutrons têm massas praticamente iguais.
- A massa do elétron é desprezível, se comparada à do próton.
- A carga do próton é igual à do elétron, porém de sinal contrário.
- A quantidade de prótons de um átomo é sempre igual à de elétrons ($p=e^-$), por isso, todo átomo é eletricamente neutro.

Número atômico (Z): é o número de prótons presentes no núcleo do átomo. $Z=p$

Número de massa (A): é a soma do número de prótons e de nêutrons existente no núcleo de um átomo. $A=p+n$

Íons: são partículas em desequilíbrio elétrico, ou seja, têm quantidade de prótons diferente da quantidade de elétrons. Quando um átomo perde ou recebe elétrons ele se transforma em íon.

Íons $\left\{ \begin{array}{l} \text{Cátion} = \text{íon (+)} = \text{perdeu } e^- \\ \text{Ânion} = \text{íon (-)} = \text{ganhou } e^- \end{array} \right.$

Ânion (íon negativo): forma-se quando um átomo ou grupo de átomos recebe elétrons, ficando com um excesso de carga negativa. O número de cargas negativas é igual ao número de elétrons recebidos.

Cátion (íon positivo): forma-se quando um átomo ou grupo de átomos perde elétrons, ficando com um excesso de carga positiva. O número de cargas positivas é igual ao número de elétrons perdidos.

Elemento Químico: É o conjunto de átomos com o mesmo número atômico (Z). Um elemento químico é representado por ${}_Z^AX^A$.

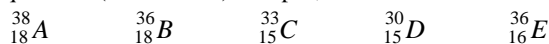
Isótopos: São átomos diferentes que têm a mesma quantidade de prótons. Todos os isótopos pertencem a um mesmo elemento químico.

Isótonos: São átomos diferentes que têm a mesma quantidade de nêutrons.

Isóbaros: São átomos diferentes que têm o mesmo número de massa.

Íons isoeletrônicos: São formados a partir de átomos de diferentes elementos químicos e têm a mesma estrutura eletrônica (mesma quantidade de elétrons).

Atividade interativa: Dados os átomos representados abaixo, diga quais são (se existirem) isótopos, isótonos e isóbaros.



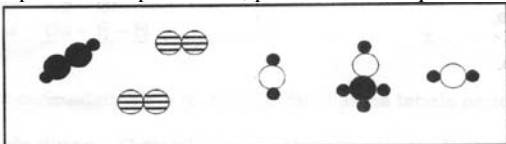
Exercícios de Sala ✍️

- 24) ACAFE As partículas que compõem o ânion ${}_{16}^{32}S^{2-}$ são:
- 16 prótons, 18 elétrons e 32 nêutrons
 - 16 prótons, 16 elétrons e 16 nêutrons
 - 18 prótons, 18 elétrons e 18 nêutrons
 - 16 prótons, 32 elétrons e 16 nêutrons
 - 16 prótons, 18 elétrons e 16 nêutrons

- 25) Podemos afirmar que o número de massa de um íon é:
- Menor que o número de massa do átomo que lhe deu origem.
 - A soma do número de elétrons do átomo que lhe deu origem.
 - Maior que o número de massa do átomo que lhe deu origem.
 - A soma do número de prótons do átomo que lhe deu origem.
 - Igual ao número de massa do átomo que lhe deu origem.

Tarefa Mínima ✍️

26) Considerando o sistema abaixo, onde os átomos estão representados por esferas, pode-se afirmar que neles existem:



- 2 elementos, 2 substâncias simples e 2 substâncias compostas
- 4 elementos, 1 substâncias simples e 3 substâncias compostas
- 4 elementos, 2 substâncias simples e 3 substâncias compostas
- 3 elementos, 1 substâncias simples e 4 substâncias compostas
- 1 elementos, 2 substâncias simples e 3 substâncias compostas

27) ACAFE Uma das seguintes espécies químicas não é isoeletrônica das demais: P^{3+} , S^{2-} , Cl^- , Ar , Ca^{2+} . Qual é, dentre as seguintes alternativas, a que contém esta espécie química?

- Cl^-
- S^{2-}
- P^{3+}
- Ar
- Ca^{2+}

28) ESA O átomo é eletricamente neutro porque:

- número de prótons = número de nêutrons;
- número de prótons > número de elétrons
- número de nêutrons = número de elétrons
- número de elétrons = número de prótons

29) A partícula formada por 30 prótons, 33 nêutrons e 28 elétrons constitui um:

- cátion bivalente
- ânion bivalente
- cátion monovalente
- ânion monovalente
- átomo neutro

Tarefa Complementar ✍️

30) UFSC A respeito da estrutura da matéria, é correto afirmar que:

- os átomos formam a matéria
- os átomos possuem partículas chamadas de prótons e elétrons
- os elétrons possuem carga elétrica positiva
- os nêutrons possuem carga elétrica negativa
- os nêutrons também são partículas do átomo

31) Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- O número de massa (A) é dado pela quantidade total de partículas do átomo.
- Cátion é um íon positivo que se forma quando um átomo ganha elétrons.
- Todo átomo tem a quantidade de prótons igual à quantidade de nêutrons.
- Todo átomo tem a quantidade de prótons igual à quantidade de elétrons.
- Ânion é um íon negativo que se forma quando um átomo perde elétrons.

32) UFSC A palavra átomo é originária do grego e significa "indivisível", ou seja, segundo os filósofos gregos, o átomo seria a menor partícula da matéria que não poderia ser mais dividida. Atualmente essa idéia não é mais aceita. A respeito dos átomos, é verdadeiro afirmar que:

- não podem ser desintegrados
- são formados por, pelo menos, três partículas fundamentais.
- possuem partículas positivas denominadas elétrons
- apresentam duas regiões distintas o núcleo e a eletrosfera
- apresentam elétrons, cuja carga elétrica é negativa.
- contêm partículas sem carga elétrica, os nêutrons.

33) UFPR 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 são distribuídas ao acaso; elas interagem entre si e essa interação produz o conjunto organizado, que é o átomo. A respeito do átomo, é correto considerar:

- Prótons e nêutrons são encontrados no núcleo, que é a parte do átomo com carga elétrica positiva e que contém praticamente toda a massa do átomo.
- Os elétrons, partículas de carga elétrica negativa, distribuem-se em torno do núcleo em diversos níveis e subníveis energéticos (camadas e subcamadas).
- Se o número de elétrons de um átomo for igual ao número de prótons, o átomo será neutro; se for maior será um ânion; se for menor, será um cátion.
- O número de prótons de um átomo é denominado número atômico e é representado pela letra Z.
- O núcleo de átomos será sempre formado por igual número de prótons e nêutrons.
- A soma de prótons e nêutrons de um átomo é conhecida como número de massa, que é representado pela letra A.

AULA 05**A Eletrosfera**

A eletrosfera é toda a região que envolve o núcleo e é composta por elétrons. É uma espécie de nuvem eletrônica.

Sommerfeld percebeu que os níveis de energia de Bohr estariam divididos em regiões ainda menores, denominadas de subníveis, denominados: s, p, d, f.

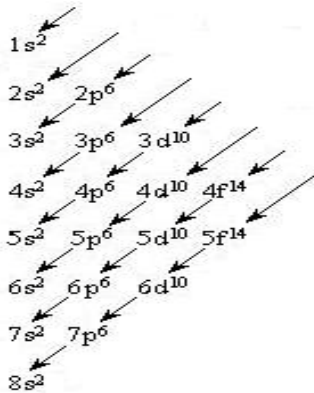
DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA:

Existem algumas regras que devem ser observadas para o correto preenchimento dos orbitais:

Regra de Hund: O elétron ocupa inicialmente o orbital vazio de um sub-nível.

Princípio de Pauli: Dentro de um orbital podemos encontrar, no máximo, 2 elétrons, sempre com "spins" contrários.

A ordem crescente de energia dos subníveis é definida pelo diagrama de Linus Pauling.

DIAGRAMA DE LINUS-PAULING:

Para um íon: faz-se a distribuição dos elétrons para o átomo neutro e, só depois é que será feita a retirada ou o acréscimo dos elétrons na camada mais externa do átomo.

Camada de valência: é a camada mais externa do átomo, e é dela que se retira ou acrescenta elétrons.

Orbitais: Orbital é a região da eletrosfera onde é máxima a probabilidade de se encontrar determinado elétron. Os orbitais do sub-nível "s" têm o formato esférico e os do sub-nível "p" têm o formato alongado.



orbital "s"



orbital "p"

Exercícios de Sala

34. ACAFE A configuração eletrônica do íon férrico (Fe^{3+}) é:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

Tarefa Mínima

35) Os átomos ${}_{15}\text{P}^{31}$ e ${}_{16}\text{S}^{32}$ são:

- isótopos
- isóbaros
- isótonos
- isômeros

36) Sejam dois elementos isóbaros A e B. Sabendo-se que o número atômico de A é 64 e o número de massa de B é 154, então o número de nêutrons no núcleo dos átomos de A será igual a:

- 64
- 90
- 154
- 218

37) ACAFE A vitamina B_{12} , antianêmica, contém um íon Co^{2+} . A configuração eletrônica, nos orbitais 4s e 3d do Co^{2+} é:

- $4s^2 3d^7$
- $4s^0 3d^7$
- $4s^2 3d^5$
- $4s^1 3d^6$
- $4s^0 3d^6$

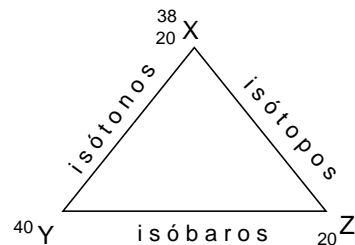
38) EEAR O número máximo de elétrons de um átomo, distribuídos em cinco níveis de energia, é:

39) Sobre o elemento químico de número atômico 23, é correto afirmar que:

- Tem sete níveis de energia.
- Seu sub-nível mais energético é o 4d.
- Tem dois elétrons em sua camada de valência.
- A sua camada de valência é a camada M.
- Todos os seus orbitais estão completos.

Tarefa Complementar

40) UFSC-99 Considerando as relações entre os átomos, indicadas no esquema abaixo, pode-se afirmar que o(s) número(s)



- de massa de Y é 40.
- de massa de Z é 20.
- de prótons de Y é 22.
- de nêutrons de X é 20.
- de prótons de Z é 22.
- de nêutrons de Y é 20.
- de nêutrons de Z é 20.

41) UFSC A(s) distribuição(ões) eletrônica(s), em ordem crescente de energia, no íon Mn^{2+} é (são):

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^1$

42) UFSC Sobre o átomo de potássio ${}_{19}^{40}\text{K}$, no estado fundamental, é correto afirmar que:

- Possui 19 prótons, 21 nêutrons e 19 elétrons.
- Sua última camada possui 8 elétrons.
- Possui 6 elétrons no subnível 3p.
- Sua penúltima camada possui 8 elétrons.
- Seus elétrons estão distribuídos em três níveis de energia.
- É um metal alcalino.

43) UFSC-2000 Analise as duas afirmações:

A luz emitida nos luminosos a base de gás neônio, (${}_{10}^{20}\text{Ne}$), são originadas em tubos de baixa pressão com descarga elétrica de alta voltagem. Os chineses, desde o século X, utilizavam efeitos luminosos pela queima de fogos de artifício.

Assinale a(s) proposição(ões) VERDADEIRA(S):

01. A ionização do átomo de neônio acontece com a perda de elétrons do subnível "2p".
02. A luz emitida tanto pelo gás neônio, quanto pelos fogos de artifício pode ser explicada através do salto dos elétrons para níveis mais energéticos. Esta luz será liberada quando da volta do elétron à sua camada de origem.
04. A luz emitida pelo gás neônio ocorre pela reação química entre todos os átomos presentes no tubo.
08. O neônio é um gás nobre com a seguinte configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6$.

44) UFSC-1998 Assinale o(s) elemento(s) químico(s) que apresenta(m) seu átomo com todos os orbitais atômicos completos em sua distribuição eletrônica fundamental.

01. cloro
02. níquel
04. nitrogênio
08. neônio
16. lítio
32. zinco

AULA 06

Números Quânticos

São em número de 4 e servem para identificar ou localizar um determinado elétron na eletrosfera. São eles:

nº quântico principal (n): indica a camada em que se encontra determinado elétron. Varia de 1 a 7.

	K	L	M	N	O	P	Q
n	1	2	3	4	5	6	7

nº quântico secundário (l): Indica o sub-nível em que se encontra determinado elétron. Varia de 0 a 3:

	s	p	d	f
l	0	1	2	3

nº quântico magnético (m ou ml): Indica o orbital em que se encontra determinado elétron. Varia de -l a +l.

Sub-nível "s": 1 orbital, 2 elétrons

0

Sub-nível "p": 3 orbitais, 6 elétrons

-1	0	+1
----	---	----

Sub-nível "d": 5 orbitais, 10 elétrons

-2	-1	0	+1	+2
----	----	---	----	----

Sub-nível "f": 7 orbitais, 14 elétrons

-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
----	----	----	---	----	----	----

nº quântico spin (m ou m_s): Indica o sentido de rotação do elétron dentro do orbital. Pode ser -1/2 ou +1/2. Convencionou-se adotar o valor negativo para o primeiro elétron a ocupar um determinado orbital, que é representado, também por convenção, por uma seta apontada para cima.

Elétrons de diferenciação ou diferenciador: É o elétron de maior nível energético da eletrosfera, ou seja, o último da distribuição eletrônica.

Exercícios de Sala

45) UFSC Qual o número atômico (Z) do átomo cujo elétron de diferenciação é (3, 2, +1, +1/2)?

46) Assinale a alternativa INCORRETA.

- a) O número quântico principal indica a camada em que se encontra o elétron.
- b) O número quântico secundário indica a forma do orbital.
- c) O número quântico magnético indica qual o nível energético onde se encontra o elétron.
- d) O número quântico spin indica qual o sentido de rotação do elétron.
- e) O número quântico magnético varia de -l a +l.

Tarefa Mínima

47) Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

01. É impossível um elétron ter $n=3$ e $l=3$.
02. É impossível um elétron ter $l=1$ e $m=+2$.
04. Se um átomo tem quatro camadas eletrônicas, o seu elétron de diferenciação deve estar necessariamente na camada N.
08. O elétron de diferenciação está sempre na camada de valência.
16. O elétron de diferenciação está sempre no seu sub-nível mais energético.

48) UFSC-2003 Considere um átomo representado pelo seu número atômico $Z = 58$ e em seu estado normal.

É **CORRETO** afirmar que:

01. o mesmo possui um total de 20 elétrons em subnível f.
02. o primeiro nível de energia com elétrons em orbitais d é o $n = 4$.
04. se um de seus isótopos tiver número de massa 142, o número de nêutrons desse isótopo é 82.
08. os subníveis **5s 4d 5p 6s 4f** não estão escritos na sua ordem crescente de energia.
16. sua última camada contém 2 elétrons no total.
32. um de seus elétrons pode apresentar o seguinte conjunto de números quânticos: $n=2, l=0, m=+1, s=+1/2$.

AULA 07

TABELA PERIÓDICA

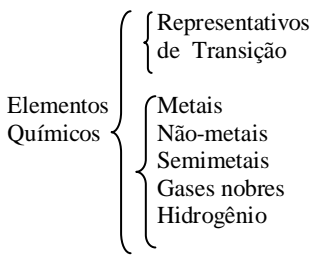
É uma forma de organizar os resultados obtidos experimentalmente para cada elemento, de tal maneira que as semelhanças, diferenças e tendências se tornassem mais evidentes.

Os elementos químicos conhecidos estão organizados em ordem crescente de números atômicos e, agrupados em linhas (períodos) e em colunas (grupos ou famílias).

Períodos: São agrupamentos horizontais, as linhas da tabela periódica, nas quais estão agrupados os elementos que têm em comum a quantidade de camadas eletrônicas. São em número de 7:

Grupos ou Famílias: São agrupamentos verticais, as colunas da tabela periódica, nas quais estão agrupados os elementos que apresentarem o mesmo número de elétrons no último subnível da distribuição eletrônica; o que determina a semelhança entre as propriedades químicas dos mesmos. Existem 18 grupos ou famílias na tabela periódica.

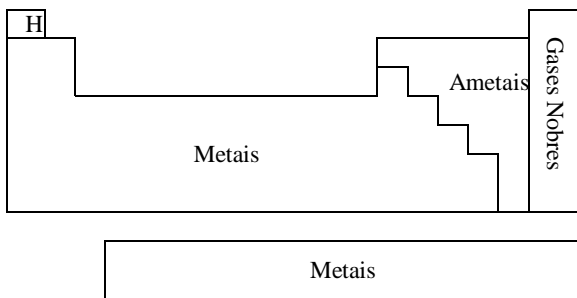
CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS



Gases Nobres: são elementos que possuem estabilidade eletrônica, ou seja, não possuem tendência em perder nem em receber elétrons.

Metais: possuem tendência em perder elétrons para possuir a estabilidade eletrônica dos gases nobres.

Não-Metais: possuem a tendência em receber elétrons para possuir a estabilidade eletrônica dos gases nobres.

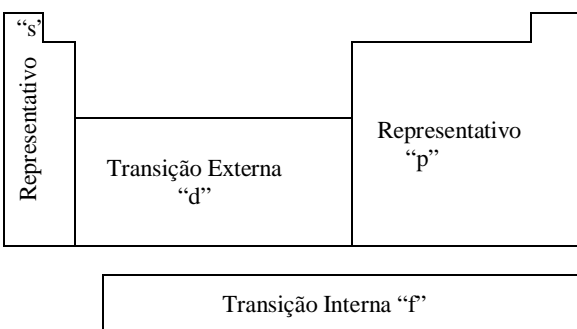


Elementos Representativos: são os elementos que tem o subnível mais energético na última camada e cujas distribuições eletrônicas terminam em “s” ou “p” – elementos das famílias “A”.

- Família IA (grupo 1) = metais alcalinos;
- Família II A (grupo 2): metais alcalinos terrosos;
- Família VI A (grupo 16): calcogênios
- Família VII A (grupo 17): halogênios
- Família 0 (zero) (grupo 18): gases nobres

Elementos de Transição (externa) são os elementos que tem o subnível mais energético na penúltima camada e cujas distribuições eletrônicas terminam em “d”.

Elementos de Transição (interna) são os elementos que tem o subnível mais energético na antepenúltima camada e cujas distribuições eletrônicas terminam em “f”.



Exercícios de Sala

49) UFSC Considerando a classificação periódica dos elementos, assinale as opções corretas:

- Os metais alcalinos e alcalino-terrosos ocupam a parte central dessa classificação.
- Os átomos de cloro e bromo possuem o mesmo número de elétrons na última camada.
- Os elementos químicos de números atômicos 44 e 82 são, respectivamente, a prata e o ouro.
- O átomo de fósforo, no seu estado fundamental, possui 2 elétrons no subnível 3s e 3 elétrons no subnível 3p.

50) Um átomo apresenta a seguinte configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Podemos afirmar que este átomo pertence ao grupo dos:

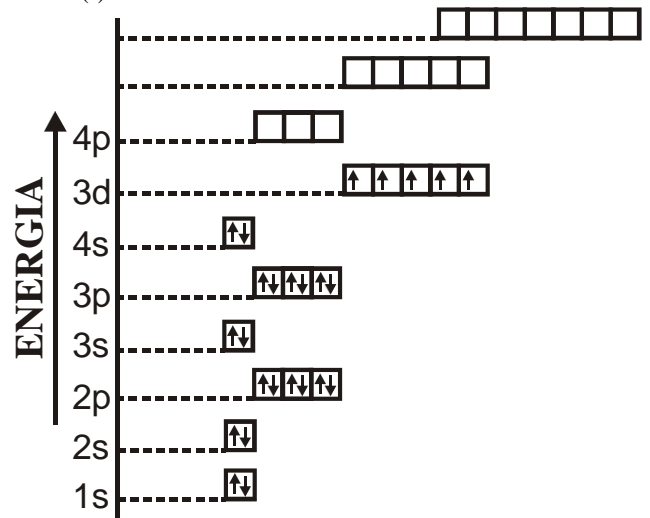
- Metais alcalino-terrosos.
- Halogênios.
- Gases nobres.
- Metais alcalinos
- Calcogênios.

Tarefa Mínima

51) ACAFE Um elemento X apresenta como último subnível de sua distribuição eletrônica $4s^1$. O elemento X é:

- Cs
- K
- Cu
- S
- Ca

52)UFSC A partir do gráfico dos níveis de energia do átomo neutro e com auxílio da tabela periódica, assinale a(s) opção(ões) correta(s):



- Trata-se de um elemento representativo
- Sua posição, na tabela periódica, é na coluna 7B e quarto período.
- Apresenta propriedades químicas semelhantes às dos elementos com números atômicos entre 5 e 10
- O subnível de maior energia é o 4s
- Possui 8 (oito) elétrons em subníveis s
- Todos os orbitais estão completos
- O elemento apresenta cinco elétrons desemparelhados no subnível d

53) Acafe Os três elementos x, y e z têm as seguintes estruturas eletrônicas no estado fundamental:

- $x \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^5$
- $y \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$
- $z \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$

De acordo com tais estruturas, os três elementos podem ser classificados, respectivamente, como:

- elemento de transição – gás nobre – elemento representativo.
- elemento de transição – elemento representativo – gás nobre.
- elemento representativo – gás nobre – elemento de transição.
- elemento representativo – elemento de transição – gás nobre.
- gás nobre – elemento de transição – elemento representativo.

Tarefa Complementar

54) UFSC Assinale as correspondências corretas entre símbolos e elementos.

01. W - tungstênio
02. Zn - zinco
04. Pb - chumbo
08. Fr - férmio
16. Ra - rádio
32. Mg - manganês
64. Co - cobre

55) UFSC Cada elemento químico tem, associado ao seu nome, um símbolo que o representa. Escolha a(s) opção(ões) que associa(m) corretamente nomes e símbolos:

01. S = enxofre, F = flúor.
02. Ag = prata, O = oxigênio.
04. Pb = chumbo, Po = potássio.
08. C = carbono, Au = ouro.
16. N = nitrogênio, H = hélio.
32. Fe = ferro, Na = sódio.
64. Hg = mercúrio, P = polônio.

56) UFSC-1998 Assinale a(s) correspondência(s) **CORRETA(S)** entre símbolo, elemento e classificação periódica.

01. S – enxofre – metal alcalino
02. Ca – cálcio – metal alcalino
04. Nb – nióbio – metal de transição
08. Si – silício – semi-metal
16. Li – lítio – metal alcalino terroso
32. Mg – manganês – não metal

57) UFPR Entre as alternativas abaixo, indique aquela(s) que contém afirmações **INCORRETAS** sobre os elementos cujos números atômicos são dados a seguir: A (Z=11), B (Z=8), C (Z=20), D (Z=18), E (Z=17).

01. O elemento C é um gás nobre e o elemento B é um halogênio.
02. A e C estão em um mesmo grupo, mas estão em períodos diferentes.
04. O elemento E é um calcogênio e situa-se no quinto período.
08. O elemento B é um halogênio do terceiro período da tabela periódica.
16. A, B, C, D e E são todos metais de transição.
32. O elemento C situa-se no quinto período da tabela periódica.

58) UFSC-2000 Recentemente foi divulgada pela imprensa a seguinte notícia: “Uma equipe de cientistas americanos e europeus acaba de acrescentar dois novos componentes da matéria à tabela periódica de elementos químicos, anunciou o laboratório nacional Lawrence Berkeley (Califórnia). Estes dois recém-chegados, batizados elementos 118 e 116, foram criados em abril num acelerador de partículas, através do bombardeamento de objetos de chumbo com projéteis de criptônio, precisou o comunicado do laboratório, do Departamento Americano de Energia. A equipe que ‘criou’ os dois novos elementos é composta de cientistas europeus e americanos”. DIÁRIO CATARINENSE-13/06/99.

Com base neste texto, assinale a(s) proposição(ões) **VERDADEIRA(S)** de acordo com a classificação periódica atual.

01. O elemento de número 118 será classificado como um gás nobre.
02. O elemento de número 116 será classificado como pertencente à família dos halogênios.
04. Os dois novos elementos pertencerão ao período número 7.
08. O elemento chumbo utilizado na experiência é representado pelo símbolo Pb.
16. O novo elemento de número 118 tem 8 elétrons no último nível, quando na sua configuração fundamental.
32. Esses dois novos elementos são caracterizados como elementos artificiais, uma vez que não existem na natureza.

AULA 08

Propriedades Periódicas e Aperiódicas

PROPRIEDADES APERIÓDICAS:

São aquelas cujos valores numéricos crescem ou decrescem com o aumento do número atômico.

Ex.: Massa atômica: cresce com o aumento do número atômico.

Calor específico: decresce com o aumento do número atômico.

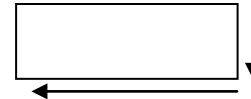
PROPRIEDADES PERIÓDICAS:

São aquelas cujos valores numéricos crescem e decrescem com o aumento do número atômico. Estas propriedades dependem da posição dos elementos químicos na tabela periódica. As principais funções periódicas são:

Raio Atômico:

É a distância entre o centro do núcleo e a última camada eletrônica e possui relação direta com o tamanho do átomo.

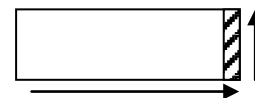
Numa mesma família, aumenta de cima para baixo, conforme o aumento do número de camadas ocupadas por elétrons. Num mesmo período, aumenta da direita para a esquerda porque, para um mesmo número de camadas ocupadas, os elementos situados à esquerda possuem carga nuclear menor, o que implica numa menor atração por elétrons.



Eletronegatividade (caráter não metálico):

É a capacidade que um átomo tem de atrair para si o par eletrônico que ele compartilha com outro em uma ligação covalente.

Quanto menor o raio atômico, maior a eletronegatividade. Por isso, nas famílias, ela aumenta de baixo para cima. Nos períodos, devido à maior atração exercida pela carga nuclear de elementos com maior número atômico, aumenta da esquerda para a direita. Portanto, os elementos mais eletronegativos são os halogênios (especialmente o flúor), o oxigênio e o nitrogênio.



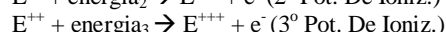
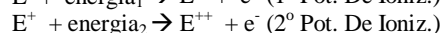
Potencial de Ionização (energia de ionização):

É a energia mínima necessária para arrancar um elétron de um átomo isolado no estado gasoso. É a medida da facilidade que um átomo possui em perder elétrons.

Quanto menor o potencial de ionização, maior a tendência do átomo em perder elétrons.

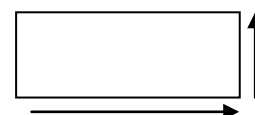
Está diretamente relacionada com o raio atômico: quanto maior for o raio atômico, menor será a atração do núcleo (+) pelos elétrons e maior será a tendência do átomo em perder elétrons. Os potenciais de ionização mais altos são os dos gases nobres.

Podem ser representados pelas seguintes equações:



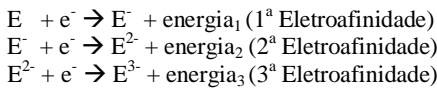
Onde E é um átomo de um elemento químico qualquer.

$$\text{energia}_1 < \text{energia}_2 < \text{energia}_3$$



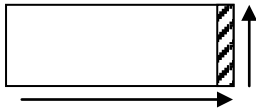
Afinidade Eletrônica (eletroafinidade):

É a quantidade de energia liberada quando um átomo isolado no estado gasoso recebe um elétron. É a medida da atração por elétrons. Está diretamente relacionada com a eletronegatividade. Por isso, nas famílias, aumenta de baixo para cima e nos períodos, da esquerda para a direita. Pode ser representado pelas seguintes equações:



Onde E é um átomo de um elemento químico qualquer.

$$\text{energia}_1 > \text{energia}_2 > \text{energia}_3$$



Exercícios de Sala

59) ACAFE (modif.) Com relação à eletronegatividade, é verdade afirmar:

- a) Quanto mais eletronegativo um elemento químico, maior será o seu caráter metálico.
- b) Quanto maior a eletronegatividade, maior é a tendência do átomo neutro doar elétrons.
- c) A eletronegatividade aumenta nos períodos da esquerda para a direita, pois os gases nobres são elementos químicos mais eletronegativos.
- d) Quanto maior a eletronegatividade, maior será a energia liberada por um átomo neutro no estado gasoso quanto recebe um elétron.
- e) A eletronegatividade é uma propriedade periódica que se comporta de maneira semelhante à densidade nos períodos.

60) UFSC-1999 Dados os seguintes elementos químicos, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

Li	Fr	He	F	Cl	Al
----	----	----	---	----	----

- 01. O flúor é mais eletronegativo que o frâncio.
- 02. O elemento lítio é um metal alcalino.
- 04. O elemento hélio é um gás nobre.
- 08. O elemento cloro liga-se ao elemento alumínio na proporção de um átomo de cloro para um átomo de alumínio.
- 16. O raio atômico do lítio é menor que o raio do íon Li^{1+} .
- 32. O elemento alumínio é um semimetal.

Tarefa Mínima

61) ACAFE Considerando os elementos do grupo 7A, na tabela periódica, é incorreto afirmar:

- a) Entre eles estão o flúor e o iodo.
- b) Têm facilidade em receber elétrons.
- c) Podem combinar-se com o hidrogênio na proporção atômica 1:1.
- d) Possuem 7 elétrons na camada de valência.
- e) São eletropositivos

62) ACAFE A alternativa VERDADEIRA que apresenta os ions, em ordem crescente de seus raios, é:

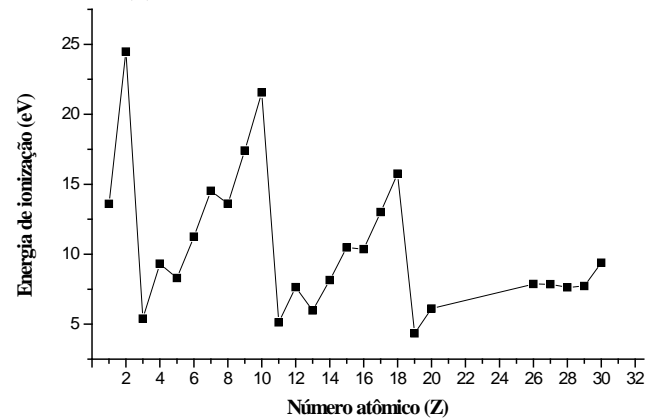
- a) $K^+ < Ca^{2+} < Se^{2-} < Br^-$
- b) $K^+ < Ca^{2+} < Br^- < Se^{2-}$
- c) $Ca^{2+} < K^+ < Br^- < Se^{2-}$
- d) $Br^- < Se^{2-} < Ca^{2+} < K^+$
- e) $Se^{2-} < Br^- < K^+ < Ca^{2+}$

Tarefa Complementar

63) ACAFE Assinale a alternativa que apresenta o comportamento da eletronegatividade dos elementos nos períodos da tabela periódica.

- a) aumenta da direita para a esquerda
- b) aumenta da esquerda para a direita
- c) não varia
- d) diminui de acordo com o aumento do número atômico
- e) aumenta com o aumento do caráter metálico

64) UFSC-2003 A energia de ionização dos elementos químicos é uma propriedade periódica, isto é, varia regularmente quando os mesmos estão dispostos num sistema em ordem crescente de seus números atômicos. O gráfico, a seguir, mostra a variação da energia de ionização do 1º elétron, em e.V, para diferentes átomos. Com base na ilustração, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).



- 01. A carga nuclear é o único fator determinante da energia de ionização.
- 02. Selecionando-se três átomos com maior dificuldade para formarem cátions monovalentes, teríamos os átomos de He, Li e Na.
- 04. O potássio é o metal que apresenta o menor potencial de ionização, entre os elementos representados.
- 08. No intervalo $Z = 3$ a $Z = 10$, observa-se que o aumento da carga nuclear tende a *aumentar* a força de atração do elétron pelo núcleo.
- 16. Os elevados valores da energia de ionização para os gases He, Ne e Ar são evidências de que “camadas eletrônicas completas” são um arranjo estável.
- 32. Considerando os elementos que formam um período da tabela periódica, a tendência da energia de ionização é *diminuir* com o aumento do número atômico.
- 64. As menores energias de ionização correspondem aos metais alcalinos.

AULA 09

Ligações Químicas

Na natureza os átomos, de uma forma geral, buscam adquirir maior estabilidade. Para isto tendem a se unir uns aos outros, ganhando perdendo ou compartilhando elétrons.

Um átomo adquire estabilidade quando possui oito elétrons na u. c. e., ou dois, se tiver apenas a primeira camada, ou seja, quando assume a configuração de um gás nobre, que são os únicos átomos que são estáveis quando isolados.

Ao se unirem uns aos outros os átomos dão origem a forças de atração denominadas “ligações químicas”, que podem ser classificadas em 3 tipos, dependendo dos átomos envolvidos.

Ligação Química	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Iônica (M-N)} \\ \text{Metálica (M-M)} \\ \text{Covalente (N-N)} \end{array} \right.$
-----------------	---

Onde M é um metal e N pode ser um não-metal, um semimetal ou o Hidrogênio.

Ligação Iônica

Acontece entre metal e ametal, ou entre um metal alcalino ou alcalino terroso e o hidrogênio.

Metal	Perde e ⁻	Fica (+)	Cátion
Não-metal	Ganha e ⁻	Fica (-)	Ânion

Baseando-se no esquema acima, podemos concluir que a ligação iônica resulta de uma atração eletrostática entre cátions e ânions.

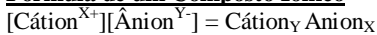
Compostos Iônicos:

São aqueles que possuem pelo menos uma ligação iônica. Por ser uma atração muito forte, as substâncias iônicas apresentam elevados pontos de fusão e ebulição (P.F. do NaCl: ±800°C) e, conseqüentemente, são sólidas à temperatura ambiente.

São formadas por cristais, no interior dos quais há um aglomerado de íons positivos e negativos, que se alternam nas três dimensões; a estrutura se mantém rígida pela ação das forças de atração elétrica entre os cátions e ânions. Não há formação de moléculas e sim de retículos cristalinos.

As substâncias iônicas não conduzem corrente elétrica no estado sólido, mas o fazem quando fundidas ou em solução aquosa, pois nos últimos dois casos seus íons têm liberdade de movimento.

Fórmula de um Composto Iônico



LIGACÃO METÁLICA

Os metais têm como principal característica a grande tendência em perder elétrons. Devido a isso, os elétrons da última camada “escapam” facilmente do átomo (o que pode ser comprovado pelo baixo potencial de ionização dos metais) e ficam “passeando” pelo metal. Podemos dizer que, segundo esta teoria, o metal seria um aglomerado de cátions mergulhados em um mar de elétrons livres que estariam atraindo-se mutuamente.

Ligas metálicas são misturas de diferentes metais que, por terem átomos de diferentes tamanhos, se caracterizam por maior dureza e menor maleabilidade.

Exercícios de Sala

65) UFSC Considerando-se a ligação química entre o oxigênio e o alumínio, sob a luz da teoria do octeto, para a formação do óxido de alumínio, é correto afirmar:

01. Cada átomo de alumínio perderá três elétrons
02. O oxigênio será o ânion, com carga negativa igual a três para cada átomo.
04. Serão envolvidos dois átomos de alumínio na ligação
08. Cada átomo de oxigênio receberá dois elétrons
16. O número total de cargas positivas, por fórmula, será 6.
32. A configuração eletrônica do Al⁺³ será 1s² 2s² 2p⁶
64. A fórmula mínima do óxido de alumínio conterá quatro átomos no total

Tarefa Mínima

66) As alternativas abaixo apresentam várias afirmações sobre os elementos situados no primeiro grupo da classificação periódica. Assinale a única falsa.

- a) São designados metais alcalinos
- b) São mais eletronegativos do que os elementos correspondentes do quarto grupo
- c) Seus óxidos reagem com a água formando bases fortes, os hidróxidos alcalinos.
- d) São bons condutores de eletricidade no estado sólido
- e) Apresentam um elétron na camada de valência

67) UFSC Sobre um elemento químico que possui a configuração eletrônica 1s² 2s² 2p⁶ 3s², é verdadeiro afirmar que:

01. Ao se unir com o oxigênio, poderá fazê-lo na proporção de dois átomos dele para um de oxigênio
02. Terá número de oxidação -2 nos seus compostos
04. Ao se unir com o cloro, poderá fazê-lo na proporção de um átomo dele para três de cloro
08. Ao se unir com os outros elementos para formar compostos, poderá fazê-lo por ligação iônica
16. Nas suas ligações químicas, doará dois elétrons por átomo

68) UFSC De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas:

01. São solúveis em solventes apolares
02. São encontrados na natureza no estado sólido
04. Apresentam pontos de ebulição elevados e pontos de fusão baixos
08. São duros e quebradiços
16. Apresentam alta condutividade elétrica em solução aquosa

69) UFPel-RS Em abril de 1997, foi comemorado o centenário de descoberta do elétrons. Considerando-se que a interação mais íntima entre os átomos que se ligam, na formação de compostos, é feita pelos seus elétrons mais externos, caracterizando, assim, o seu comportamento, a fórmula química provável, resultante da combinação entre átomos dos elementos K (Z = 19) e S (Z = 16), e o tipo de ligação que ocorre entre eles são, respectivamente:

- a. KS₂; ligação iônica.
- b. K₂S; ligação covalente polar.
- c. K₂S; ligação covalente apolar.
- d. K₂S; ligação iônica.
- e. KS₂; ligação covalente polar.

Tarefa Complementar

70) UEL-PR A fórmula do hidreto de um metal alcalino-terroso (M) é:

- a) M₂H
- b) MH₃
- c) MH
- d) M₂H₂
- e) MH₂

71) ACAFE Um metal alcalino terroso (M) apresenta 2 elétrons na sua camada de valência. A alternativa que indica a fórmula de um óxido e de um cloreto desse metal, respectivamente, é:

- a) M₂O - M₂Cl
- b) M₂O - MCl
- c) MO₂ - MCl₂
- d) MO - MCl₂
- e) MO - MCl₄

72) O elemento químico alumínio (Al) pode se ligar a um elemento químico para formar um composto iônico na proporção de 2:3. Este elemento é um:

- a) Metal alcalino.
- b) Metal alcalino terroso.
- c) Calcogênio.
- d) Halogênio.
- e) Gás nobre.

AULA 10

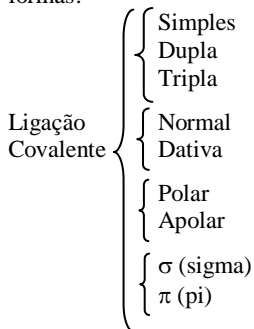
Ligação Covalente

É o tipo de ligação química que ocorre com “emparelhamento” ou “compartilhamento” de elétrons. As substâncias que possuem somente ligações deste tipo formam moléculas.

Como os dois elementos que se ligam possuem tendência em receber elétrons, eles compartilham um ou mais **pares** de elétrons de forma que os dois passem a possuir o mesmo número de elétrons na última camada que um gás nobre. Estas ligações Acontecem entre:

- NÃO-METAIS ⊗ NÃO-METAIS ou
- HIDROGÊNIO ⊗ NÃO-METAIS.

As ligações covalentes podem ser classificadas de várias formas:



Ligação Simples: os átomos compartilham apenas um par de elétrons (é representada por um traço). Ex: H-H;

Ligação Dupla: os átomos compartilham dois pares de elétrons (é representada por dois traços); Ex: O=O;

Ligação Tripla: os átomos compartilham três pares de elétrons (é representada por três traços). Ex: N≡N;

Ligação Covalente Normal: o par de elétrons compartilhado é formado por um elétron de cada um dos átomos, ou seja, cada átomo participou com 1 elétron. Ex: Todas as acima.

Ligação Covalente Dativa: Neste tipo de ligação, os dois elétrons do par são fornecidos por um único átomo, e ocorre quando um dos átomos já completou o octeto e o outro não. Apesar de o átomo já estar estável ele possui um par de elétrons livre sem fazer nenhuma ligação e, portanto, pode utilizá-lo para fazer outra ligação.

Obs: É importante ressaltar que não há transferência de elétrons, como na ligação iônica, e sim compartilhamento, afinal, é um tipo particular de ligação covalente. (É representada por uma seta). Ex: O=O→O;

Ligação Polar: Ocorre quando há diferença de eletronegatividade entre os átomos que se ligam. Para isto, basta que estes átomos sejam de diferentes elementos químicos. Neste caso o átomo do elemento mais eletronegativo formará o pólo negativo da ligação, e o mais eletropositivo formará o pólo positivo. Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os dois, maior a polaridade da ligação (dizemos que há um maior caráter iônico da ligação covalente).

Ligação Apolar: Ocorre quando não há diferença de eletronegatividade entre os átomos que se ligam. Para isto, basta que estes átomos sejam do mesmo elemento químico. Neste caso, dizemos que a ligação é 100% covalente (caráter iônico igual a zero).

Exercícios de Sala

73) UFSC-2002 Assinale a(s) proposição(ões) correta(s). Os compostos formados a partir dos elementos oxigênio, cloro, sódio e cálcio devem apresentar fórmulas, ligações químicas predominantes e estados físicos, em condições ambientes, respectivamente:

01. CaCl₂, iônica, sólido.
02. NaCl, iônica, líquido.
04. Cl₂, covalente, gás.
08. Na₂O, covalente, líquido.
16. O₂, iônica, gás.

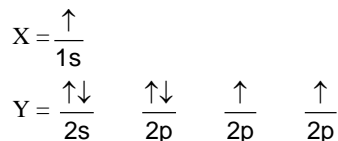
74) UFSC-2002 Os símbolos X e Y representam elementos químicos quaisquer, diferenciados por seus números atômicos (Z). Sobre eles, é CORRETO afirmar que:

01. Quando X (Z=19) se combina com Y (Z=17), o composto resultante tem fórmula molecular XY e a ligação é covalente apolar.
02. Se X e Y estão bem afastados na fila de reatividade química, e X e Y têm 1 e 6 elétrons, respectivamente, na

última camada eletrônica, o composto resultante da combinação entre eles será molecular e com fórmula XY₂.

04. Átomos do elemento X (Z=20) e do elemento Y (Z=7) unem-se por ligações covalentes e o composto tem fórmula molecular X₃Y₄.

08. Pela configuração eletrônica da última camada dos elementos X e Y,



O composto formado entre X e Y tem fórmula X₂Y.

16. Se X (Z=1) e Y (Z=11, 37 ou 55), os compostos formados serão todos hidretos metálicos.

Tarefa Mínima

75) ACAFE Temos uma substância A que:

- nas condições ambientais é sólida;
- possui alto ponto de fusão;
- no estado sólido não conduz eletricidade;
- dissolve-se em água;
- conduz eletricidade em solução aquosa ou quando fundida.

Considerando as características dadas, o mais provável é que A seja um:

- a) composto molecular polar que se ioniza em água.
- b) composto iônico que se dissocia em água.
- c) composto molecular polar que se dissocia em água.
- d) composto apolar que se dissocia em água.
- e) metal que reage com a água.

76) ACAFE Na formação da molécula de cloro, Cl₂, o orbital atômico dos átomos de Cl que se entrelaçam, para formar um orbital molecular, é:

- a) f
- b) s
- c) d
- d) p
- e) sp³

Tarefa Complementar

77) ACAFE A ligação química entre átomos iguais para formar moléculas diatômicas é sempre uma ligação:

- a) polar
- b) iônica
- c) metálica
- d) eletrovalente
- e) covalente apolar

78) O elemento de número atômico 16 é usado pela natureza para ligar cadeias de proteínas. A alternativa que mostra a configuração eletrônica do átomo desse elemento e prediz o tipo de ligação que ele forma com átomos de carbono é:

- a) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴: ligação covalente
- b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ 3p⁵: ligação covalente
- c) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ 3p⁴: ligação iônica
- d) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p² 4s²: ligação covalente
- e) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ 3p⁵: ligação iônica

79) MACK-SP A molécula que apresenta somente uma ligação covalente normal é:

- a) O₂
- b) F₂
- c) CO
- d) O₃
- e) H₂O

AULA 11

Geometria e Polaridade das Moléculas

As moléculas apresentam uma forma geométrica definida, fundamental para o estudo da polaridade molecular. Para prever a geometria de uma molécula basta sabermos o número de átomos ao redor do átomo central e se existe(m) par(es) de elétrons não compartilhado(s) pelo átomo central.

Para entender a polaridade de uma molécula faz-se necessário lembrar da polaridade de uma ligação. Ligação polar é aquela em que um átomo concentra cargas positivas e o outro concentra as cargas negativas. Da mesma forma, molécula polar é aquela que tem um "lado" positivo e outro negativo.

A polaridade de uma molécula depende da eletronegatividade dos elementos químicos envolvidos e da geometria molecular. Para saber se uma molécula é polar ou apolar devemos lembrar a regra abaixo:

Ligações Apolares ⇒ Molécula Apolar

Ligações Polares ⇒ Molécula Polar

Ligações Apolares ⇒ Molécula Polar (os vetores se anulam)

Para que os vetores se anulem, são necessárias duas condições:

- Os elétrons da u.c.e. do átomo central devem estar todos sendo compartilhados (geometria linear, trigonal ou tetraédrica);
- Todos os seus ligantes devem ser iguais.

Modelo	Exemplo	Geometria	Polaridade	Obs.:
X ₂	H ₂	Linear	Apolar	
XY	HCl	Linear	Polar	
XY ₂	CO ₂	Linear	Apolar	
	H ₂ O	Angular	Polar	
XY ₃	BF ₃	Trigonal	Apolar	
	NH ₃	Piramidal	Polar	
XY ₄	CH ₄	Tetraédrica	Apolar	

Exercícios de Sala

80) UFSC Considere a tabela abaixo e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) CORRETAMENTE a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas:

FÓRMULA	CO ₂	H ₂ O	NH ₃	CCl ₄
MOMENTO DIPOLAR RESULTANTE (μ _R)	μ _R = 0	μ _R ≠ 0	μ _R ≠ 0	μ _R = 0

- 01. H₂O: angular e polar.
- 02. CO₂: linear e apolar.
- 04. CCl₄: trigonal e polar.
- 08. NH₃: piramidal e polar.
- 16. CCl₄: tetraédrica e apolar.

81) ACAFE O gás dióxido de carbônico (CO₂), principal responsável pelo efeito estufa, apresenta quatro ligações covalentes _____ e _____. Assinale a alternativa que completa corretamente o enunciado acima.

- a) polares ; molécula polar
- b) polares ; molécula apolar
- c) apolares ; molécula polar
- d) apolares ; molécula apolar
- e) coordenadas ; molécula apolar

82) UFES A molécula que apresenta momento dipolar diferente de zero (molécula polar) é:

- a) CS₂
- b) BCl₃
- c) NH₃
- d) CBr₄
- e) BeH₂

Tarefa Mínima

82) UFES A molécula que apresenta momento dipolar diferente de zero (molécula polar) é:

- a) CS₂
- b) BCl₃
- c) NH₃
- d) CBr₄
- e) BeH₂

83) ACAFE Em relação à polaridade das moléculas não é suficiente conhecer a eletronegatividade dos elementos constituintes da mesma, pois ela depende também da sua geometria. A alternativa que apresenta as moléculas, H₂S, CO₂ e H₂O, em ordem decrescente de polaridade, é:

- a) H₂O - H₂S - CO₂
- b) H₂S - CO₂ - H₂O
- c) CO₂ - H₂O - H₂S
- d) CO₂ - H₂S - H₂O
- e) H₂S - H₂O - CO₂

AULA 12

Forças Intermoleculares

São forças de atração existentes entre as moléculas de uma mesma substância, podendo ser intensas, moderadas ou fracas.

Tipos de Interações Intermoleculares:

Forças de Van der Waals (dipolo induzido): são forças de atração de fraquíssima intensidade e ocorrem apenas entre moléculas apolares,

Dipolo-dipolo: são forças de atração de fraca intensidade e ocorrem entre moléculas polares. Como as moléculas polares possuem pólos (+) e (-), ocorre uma atração entre os mesmos fazendo com que as moléculas fiquem unidas.

Pontes de Hidrogênio: ou Ligações de Hidrogênio. São forças de atração de forte intensidade e ocorrem entre moléculas polares que tenham átomo(s) de hidrogênio ligado(s) a átomo(s) dos elementos flúor, oxigênio ou nitrogênio.

Forças Intermoleculares e as Propriedades Físicas

SOLUBILIDADE:

Substâncias que possuem o mesmo tipo de atração intermolecular são, geralmente, miscíveis (solúveis). Lembre-se que semelhante dissolve semelhante:

Substância polar dissolve substância polar.

Substância apolar dissolve substância apolar.

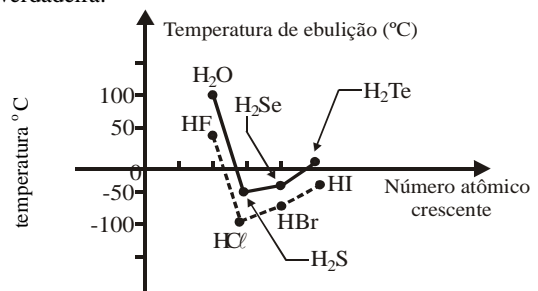
A água é considerada um solvente universal somente para compostos inorgânicos, pois poucos compostos orgânicos são solúveis em água.

PONTOS DE FUSÃO E EBULIÇÃO:

Dependem do tamanho da molécula (quanto maior, mais altos PF e PE) e do tipo de atração intermolecular (quanto mais forte, mais altos PF e PE).

Exercícios de Sala

84) ACAFE Do ponto de vista físico, as pontes de hidrogênio influem sobre o comportamento das substâncias. Com relação a este fato, analise o gráfico abaixo e assinale a alternativa verdadeira.



- a) A ponte de hidrogênio torna a substância mais volátil
- b) Ponte de hidrogênio facilita a vaporização ou a fervura da substância
- c) A água possui maior temperatura de ebulição e é mais volátil devido à ponte de hidrogênio
- d) Entre os halogenetos (HF, HCl, HBr e HI), o HF possui maior temperatura de ebulição devido à ponte de hidrogênio
- e) O gás sulfídrico não forma ponte de hidrogênio, por isso é menos volátil que a água.

85) ACAFE A água é uma substância que permitiu a criação e a manutenção da vida no planeta Terra. Analise as seguintes afirmações sobre a água.

- I É capaz de formar pontes de hidrogênio.
- II Sua molécula tem forma geométrica não-linear.
- III Sua molécula tem forma geométrica linear.
- IV Solubiliza substâncias de baixa polaridade, como hidrocarbonetos.

A alternativa, que contém todas as afirmações que estão corretas, é:

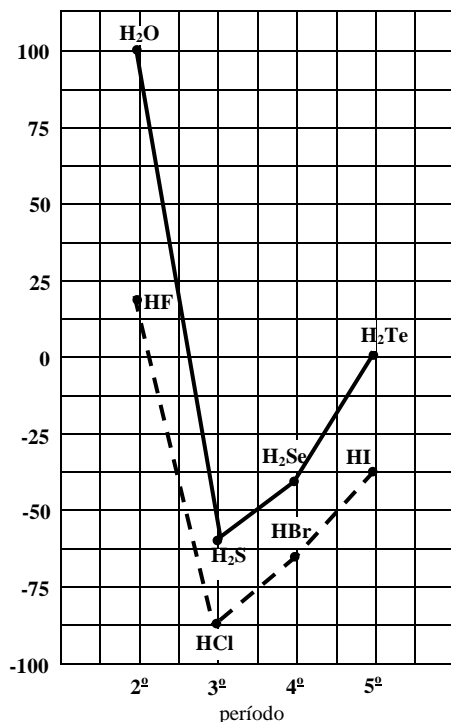
- a) II - III
- b) I - II - IV
- c) I - II
- d) I - II - III - IV
- e) III - IV

Tarefa Mínima ✍

86) UFSC O gelo seco corresponde ao CO₂ solidificado, cuja fórmula estrutural é O=C=O. O estado sólido é explicado por uma única proposição. Assinale-a:

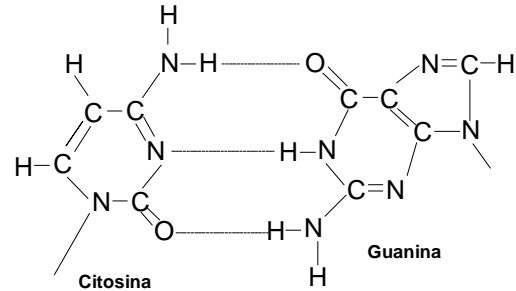
- 01. Forças de Van der Waals entre moléculas fortemente polares do CO₂
- 02. Pontes de hidrogênio entre moléculas do CO₂
- 04. Pontes de hidrogênio entre a água e o CO₂
- 08. Forças de Van der Waals entre as moléculas apolares do CO₂
- 16. Interações fortes entre os dipolos na molécula do CO₂

87) UFSC O ponto de ebulição das substâncias químicas pode ser utilizado para se estimar a força de atração entre as suas moléculas. O gráfico abaixo relaciona as temperaturas de ebulição, na pressão de 1atm, considerando o equilíbrio líquido-vapor dos hidretos das famílias 6A e 7A da tabela periódica, em função do período do elemento que se liga ao hidrogênio. Com base na mesma, assinale (a)s proposição(ões) **VERDADEIRA(S)**:



- 01. A partir do 3º período, as moléculas dos hidretos se tornam maiores e os seus pontos de ebulição aumentam.
- 02. A água e o fluoreto de hidrogênio têm pontos de ebulição mais altos do que os previsíveis em relação ao tamanho de suas moléculas.
- 04. O HF e a H₂O apresentam forças de atração intermoleculares, características de moléculas polares, contendo átomos de hidrogênio ligados a átomos muito eletronegativos.
- 08. A 25°C e 1 atm, todas as substâncias representadas estão no estado físico gasoso, com exceção da água.
- 16. A -50°C e 1 atm, o H₂Se está no estado físico líquido.

88) ACAFE As interações na hélice dupla do DNA estão



exemplificadas abaixo.

Essas interações estão identificadas na opção:

- a) 1 ponte de hidrogênio
- b) 3 pontes de hidrogênio
- c) 1 ligação tríplice coordenada
- d) 3 ligações de Wan der Walls
- e) ponte etilênica

AULA 13

NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

É o número que designa a carga elétrica real ou aparente de um átomo em função da diferença de eletronegatividade entre ele e seus ligantes.

É a carga positiva ou negativa que indica o n° de elétrons que se afasta ou aproxima do átomo, e depende da eletronegatividade dos átomos envolvidos na ligação.

- Nos compostos iônicos o Nox equivale à carga do íon;
- Nos compostos moleculares não há perda ou ganho de e⁻. Por isso, neste caso, devemos entender o Nox como sendo a carga que o átomo teria se as suas ligações fossem rompidas, ficando os e⁻ com o átomo mais eletronegativos.

$H \equiv \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} \rightarrow H \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{:}} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}$ Como o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, ele “puxa” os elétrons com mais força ficando parcialmente negativo.

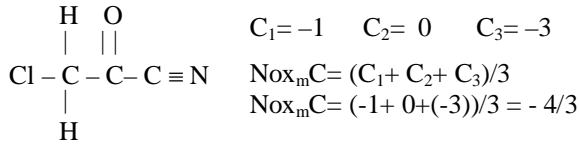
Nox do H = +1 (“perde” e⁻)
Nox do Cl = -1 (“ganha” e⁻)

$:\overset{\cdot\cdot}{O}::\overset{\cdot\cdot}{C}::\overset{\cdot\cdot}{O}:: \rightarrow :\overset{\cdot\cdot}{O}::\overset{\cdot\cdot}{C}::\overset{\cdot\cdot}{O}::$ Como o oxigênio é mais eletronegativo que o carbono, ele “puxa” os elétrons com mais força ficando parcialmente negativo.

Nox do C = +4 (“perde” 4e⁻)
Nox do O = -2 (“ganha” 2e⁻) cada átomo

Número de Oxidação Médio:

É a média aritmética dos Nox de todos os átomos de cada elemento químico em um determinado composto.



Regras Práticas para Calcular o Nox

- 1A e Ag: Nox = +1
- 2A e Zn: Nox = +2
- Al: Nox = +3
- H: Nox = +1 (nos hidretos metálicos = -1)
- F: Nox = -1
- O: Nox = -2 (exceto binário c/ F, H, 1A e 2A)
- 7A: Nox = -1 (se estiver à direita da fórmula)
- 6A: Nox = -2 (se estiver à direita da fórmula)

Subst. Simples: Nox = zero

Nos compostos, a soma proporcional de todos os Nox é igual a zero.

A soma dos Nox dos átomos de um íon composto é igual à carga do íon.

VARIAÇÃO DO NOX (Nox máximo e mínimo):

O número de oxidação de cada elemento químico pode variar, dependendo do número de elétrons na sua camada de valência.

Ex.:

- S (6 e⁻ na u.c.e.): pode ganhar até dois elétrons e pode perder até seis: -2 ≤ Nox ≤ +6;
- C (4 e⁻ na u.c.e.): pode ganhar até quatro elétrons e pode perder até quatro: -4 ≤ Nox ≤ +4;
- Br (7 e⁻ na u.c.e.): pode ganhar um elétron e pode perder até sete: -1 ≤ Nox ≤ +7.

Atividade interativa:

Determinar o nox de cada um dos elementos das substâncias a seguir:

- a) Al₂O₃ b) KNO₃ c) KMnO₄
- d) HClO₄ e) Al₂(SO₄)₃ e) O₂ f) Cu
- g) NO₃⁻ h) NH₄⁺

Cuidado com elemento de Nox variável (principalmente metais de transição).

- g) Fe₂(SO₄)₃ h) FeSO₄ i) CuSO₄

Exercícios de Sala

89) Assinale a opção onde temos um metal de transição com o nox +4:

- a) FePO₄ b) SO₂ c) CaO d) PbO₂ e) PbO

90) Assinale a opção onde o elemento central possui o nox +2:

- b) NaHSO₄
- c) NaHCO₃
- d) H₂S₂O₃
- e) KMnO₄

Tarefa Mínima

91) Indique a opção onde o número de oxidação do nitrogênio é +4:

- a) HNO₂ b) NH₃ c) NO₂
- d) N₂ e) NH₄⁺

92) O hidrogênio possui Nox -1 no composto:

- a) CH₄ b) NH₃ c) NaHSO₄
- d) H₂O e) RbH

Tarefa Complementar

93) ACAFE Determinando o número de oxidação do elemento central do ácido sulfuroso (H₂SO₃), ácido carbônico (H₂CO₃), ácido silícico (H₂SiO₃), ácido pirofosfórico (H₄P₂O₇) e ácido perclórico (HClO₄), os valores são respectivamente:

- a) +2, +4, +5, +5, +7.
- b) +1, +1, +1, +2, +3.
- c) +4, +4, +4, +5, +7.
- d) +3, +3, +3, +7, +4.
- e) -2, +4, +5, -5, +7.

AULA 14

FUNÇÕES QUÍMICAS (SEGUNDO ARRHENIUS)

Funções químicas são grupos de substâncias que se assemelham propriedades. São quatro as funções químicas estudadas: ácidos, bases, sais e óxidos.

	Cátion	Ânion
Ácido	H ⁺	Y ^{a-}
Base	X ^{b+}	(OH) ⁻
Sal	X ^{b+}	Y ^{a-}

ÁCIDOS:

Ácidos são substâncias moleculares que, quando em solução aquosa, sofrem ionização formando como único cátion o íon H₃O⁺ (H₂O + H⁺), denominado “íon hidrônio”.

Ionização: é o processo em que íons são criados quando certas substâncias moleculares polares são misturadas em água.

Dissociação: é a separação dos íons que ocorre quando uma substância iônica é misturada em água.

Fórmula geral: $[H_aY]$ onde “a” é a carga de Y.

Note que a fórmula de todo ácido começa com H.

CLASSIFICAÇÃO DOS ÁCIDOS

Quanto ao n° de elementos	Binários: HCl, H ₂ S, HI. Ternários: H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₄ , HCN. Quaternários: H ₄ Fe(CN) ₆
Quanto ao n° de hidrogênios ionizáveis	Monoácidos: HCl, HCN, H ₃ PO ₂ . Diácidos: H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₃ . Triácidos: H ₃ Fe(CN) ₆ , H ₃ PO ₄ . Poliácidos: H ₄ Fe(CN) ₆
Quanto à presença de oxigênio	Oxiácidos: H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ , H ₄ SiO ₄ . Hidrácidos: HCl, HCN, H ₄ Fe(CN) ₆ .

FORÇA DE UM ÁCIDO

A força de um ácido é dada por:

$$\alpha = \frac{\text{moléculas}_{\text{ionizadas}}}{\text{moléculas}_{\text{dissolvidas}}}$$

É a porcentagem de moléculas que se ionizaram.

- Quando $\alpha < 5\%$, o ácido é fraco;
- Quando $5 < \alpha < 50\%$, o ácido é moderado;
- Quando $\alpha > 50\%$, o ácido é forte;

Para saber em qual categoria se enquadra cada ácido apenas pela fórmula, utilizamos as seguintes regras:

Para os hidrácidos: Fortes: HI, HBr, HCl.
Moderado: HF
Fracos: todos os demais

Para os oxiaácidos: Temos que calcular $\Delta = m - n$, sendo H_nXO_m

Ácidos Fortes: $\Delta = 2$ ou 3

Ácidos Moderados: $\Delta = 1$

Ácidos Fracos: $\Delta = 0$

Uma exceção à regra é o H_2CO_3 , que é um ácido fraco.

Cuidado com os ácidos derivados do fósforo, H_3PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , todos moderados, pois nem todos os H da molécula são ionizáveis.

Exercícios de Sala

94) O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é considerado um ácido forte porque:

- a) Possui hidrogênios ionizáveis.
- b) É corrosivo.
- c) Possui densidade elevada.
- d) Possui elevado grau de ionização.
- e) N.d.a.

95) Quando um ácido reage com um metal, há formação de:

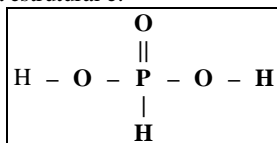
- a) um sal
- b) uma base
- c) um óxido
- d) outro ácido

Tarefa Mínima

96) As características abaixo são dos ácidos, exceto:

- a) Apresentam H na molécula.
- b) Bons condutores de eletricidade em solução aquosa.
- c) Coram em vermelho o tornassol azul.
- d) Tornam incolor a fenolftaleína vermelha.
- e) Sabor cáustico.

97) UFSC-1998 Assinale a(s) equação(ões) que representa(m), isoladamente, cada etapa da dissociação do ácido fosforoso, cuja fórmula estrutural é:



01. $H_3PO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_3^- + H_3O^+$
02. $H_3PO_3 + 3H_2O \rightleftharpoons H_2PO_3^{3-} + 3H_3O^+$
04. $H_3PO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_2 + H_2O_2$
08. $H_2PO_3^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_3^{2-} + H_3O^+$
16. $H_3PO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + H_2$
32. $HPO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_3^{3-} + H_3O^+$

98) As substâncias que têm sabor azedo, reagindo com as bases, formando sal e água, são:

- a) sais
- b) bases
- c) ácidos
- d) óxidos

99) UFSC-1998 Considerando-se, exclusivamente, a diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios ionizáveis, em cada ácido, assinale o(s) par(es) abaixo em que o ácido à esquerda é **mais forte** que o ácido à direita.

01. H_3BO_3 e HNO_3
02. $HClO_4$ e H_2SO_4
04. $HClO_4$ e $HClO$
08. H_3PO_4 e HNO_3
16. H_3PO_2 e $HBrO_4$
32. H_2SO_4 e $HClO$

AULA 15

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

P/ os hidrácidos: ácido _____ídrico
elemento

A terminação dos oxiaácidos depende do Nox do elemento central. A tabela abaixo mostra a terminação para os principais oxiaácidos.

Per_____ico	+7
_____ico	
_____oso	+4 ou +3
hipo_____oso	+2 ou +1

Exceto com B, C e Si, sempre com terminação ico.

- Abaixo estão os nomes dos principais ácidos que todos devem saber, lembrando que, ao retirar um Oxigênio da fórmula, desce-se uma linha na tabela de Nox acima;

Propriedades dos ácidos:

- a) Sabor azedo;
- b) Conduzem eletricidade quando em solução;
- c) São, na grande maioria, solúveis em água;
- d) Reagem com base formando sal e água;
- e) Descoram a fenolftaleína vermelha.

Exercícios de Sala

100) Os ácidos fosfórico, nítrico, sulfúrico e clorídrico são representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas moleculares:

- a) H_3PO_4 , HNO_2 , H_2SO_4 e HCl .
- b) H_3PO_3 , HNO_3 , H_2SO_3 e HCl .
- c) H_3PO_4 , HNO_2 , H_2SO_4 e $HClO_3$.
- d) H_3PO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 e $HClO_3$.
- e) H_3PO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 e $HClO$.

Tarefa Mínima

101) O ácido sulfuroso apresenta a seguinte fórmula:

- a) HSO_3
- b) HSO_4
- c) H_2SO_4
- d) H_2SO_3

AULA 16

BASES

Bases são substâncias iônicas* que, quando misturadas à água, sofrem dissociação liberando como íon negativo somente o ânion OH^- , denominado ânion hidróxido

Fórmula geral: $[X(OH)_b]_c$ onde "b" é a carga de X.

Note que a fórmula de toda base termina com OH^- .

CLASSIFICAÇÃO DAS BASES

Quanto ao nº de OH	Monobases: NaOH, KOH, NH ₄ OH. Dibases: Ca(OH) ₂ , Pb(OH) ₂ . Tribases: Au(OH) ₃ , Fe(OH) ₃ . Tetrabases: Pb(OH) ₄ .
Quanto à volatilidade	Volátil: NH ₄ OH (única molecular). Fixas: Todas as demais (iônicas).
Quanto à solubilidade em água	Muito solúveis: Todas as que têm metal do grupo 1A e NH ₄ OH. Pouco solúveis: Todas as que têm metal do grupo 2A. Praticamente insolúveis: Todas as demais.

FORÇA DE UMA BASE

- **Bases fortes:** Todas as que têm metal do grupo 1A e 2A, exceto Mg.
- **Bases fracas:** Todas as demais bases.

NOMENCLATURA DAS BASES

• Quando o metal tem nox fixo:
hidróxido de _____
nome do elemento

• Quando o metal tem nox variável:
hidróxido de _____ Nox em nº romano
nome do elemento

hidróxido _____ term. ico(>) ou oso(<)
nome do elemento

- Ex.: NaOH: hidróxido de sódio
Ca(OH)₂: hidróxido de cálcio
Al(OH)₃: hidróxido de alumínio
NH₄OH: hidróxido de amônio
CuOH: hidróxido de cobre I ou hidróxido cuproso
Cu(OH)₂: hidróxido de cobre II ou hidróxido cúprico
Fe(OH)₂: hidróxido de ferro II ou hidróxido ferroso
Fe(OH)₃: hidróxido de ferro III ou hidróxido férrico
Pb(OH)₂: hidróxido de chumbo II ou plumboso
Pb(OH)₄: hidróxido de chumbo IV ou plúmbico

Propriedades das bases:

- Sabor adstringente (prende a língua);
- Conduzem eletricidade quando fundidas ou em solução aquosa;
- A maior parte é insolúvel em água;
- Reagem com ácido formando sal e água;
- Tornam azul o papel tornassol vermelho;

Exercícios de Sala

102) Assinale a alternativa na qual o nome da base **não** corresponde à fórmula dada.

- LiOH = hidróxido de lítio.
- Fe(OH)₃ = hidróxido ferroso.
- Al(OH)₃ = hidróxido de alumínio.
- Fe(OH)₂ = hidróxido de ferro II.
- N.d.a.

103) UFSC-2001 Assinale qual(is) das substâncias abaixo reage(m) com a água líquida, produzindo hidrogênio gasoso (H₂).

- | | |
|----------------------------|------------------------|
| 01. Sódio metálico. | 08. Potássio metálico. |
| 02. Hidróxido de potássio. | 16. Cloro gasoso. |
| 04. Ácido clorídrico. | 32. Gás carbônico. |

Tarefa Mínima

104) ACAFE O gás carbônico, CO₂, é absorvido por soluções básicas. Para remover o CO₂ de uma mistura gasosa, borbulha-se a mistura em uma solução de:

- H₂SO₄
- HCl
- KOH
- NaCl
- C₂H₅OH

105) O hidróxido de cálcio a cal apagada ou extinta está na opção:

- HCl
- Ca(OH)₂
- NaCl
- CaO

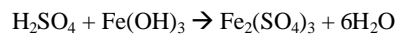
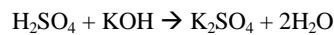
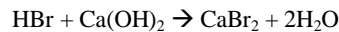
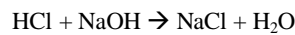
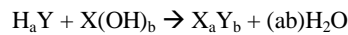
AULA 17

SAIS

Sais são compostos que podem ser obtidos a partir da reação de um ácido com uma base. Este tipo de reação é chamado de reação de neutralização ou salificação.

Fórmula geral: $X_a Y_b$ onde "a" é a carga de Y e "b" é a carga de X.

Ácido + base → sal + água



CLASSIFICAÇÃO DOS SAIS

Quanto ao nº de elementos	Binário: NaCl, Na ₂ S, KI. Ternário: CaCO ₃ , MgSO ₄ , Fe(NO ₃) ₃ . Quaternário: Na ₃ Fe(CN) ₆ , KOCN.
Quanto à presença de oxigênio	Sal oxigenado ou oxissal: NaNO ₃ , Li ₃ PO ₄ , CaSO ₄ . Sal não oxigenado ou halóide: CaCl ₂ , LiBr, K ₃ Fe(CN) ₆ .
Quanto ao grau de hidratação	Sal anidro: CaCl ₂ , NaCl, Na ₂ SO ₄ . Sal hidratado: CaCl ₂ .3H ₂ O, NaCl.H ₂ O, Na ₂ SO ₄ .5H ₂ O
Quanto à natureza dos íons	Sal neutro: NaNO ₃ , CaCl ₂ , MgSO ₄ . Sal ácido: NaHCO ₃ , K ₂ HPO ₄ , KHS. Sal básico: Al(OH) ₂ Cl, FeOHSO ₄ . Sal duplo ou misto: CaBrCl, NaKSO ₄ .

NOMENCLATURA DOS SAIS

O nome do sal deriva do nome do ácido e da base que lhe dão origem, alterando apenas a terminação do nome do ácido:

ácido.....	sal
ídrico.....	eto
ico.....	ato
oso.....	ito

Ex:

- NaNO₃ _____ Nitrato de sódio
CaCl₂ _____ Cloreto de cálcio
FeSO₄ _____ Sulfato ferroso ou Sulfato de ferro II
NaHCO₃ _____ Carbonato ácido de sódio ou Hidrocarbonato de sódio ou Bicarbonato de sódio
Al(OH)₂Cl _____ Cloreto dibásico de alumínio
Dihidroxocloreto de alumínio
KAl(SO₄)₂ _____ Sulfato de alumínio e potássio
CaBrCl _____ Cloreto e brometo de cálcio

Principais Ânions:

SO ₄ ²⁻ : sulfato	SiO ₄ ²⁻ : silicato
CO ₃ ²⁻ : carbonato	BO ₃ ³⁻ : borato
PO ₄ ³⁻ : fosfato	Cr ₂ O ₇ ²⁻ : dicromato
NO ₃ ⁻ : nitrato	MnO ₄ ⁻ : permanganato

Exercícios de Sala ✎

106) ACAFE O caráter básico do bicarbonato de sódio (NaHCO₃), que torna eficaz no tratamento da acidez estomacal, deve-se:

- À presença de hidrogênio
- Ao fato do Na⁺ ser proveniente de uma base forte e o HCO₃⁻ ser proveniente de um ácido fraco
- Ao fato do NaHCO₃ ser um hidrogenossal
- À total dissolução do bicarbonato de sódio na água
- Ao NaHCO₃ não reagir com o HCl, ácido causador da acidez estomacal

Exercícios de Sala ✎

107) Clorato de potássio, sulfato de amônio, iodeto de sódio e nitrato de bário são representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas:

- KClO₄, (NH₄)₂SO₄, NaI e Ba(NO₂)₂.
- KClO₃, (NH₄)₂SO₄, NaI e Ba(NO₃)₂.
- KClO₃, (NH₄)₂SO₃, NaI e Ba(NO₃)₂.
- KClO₃, (NH₄)₂SO₃, NaIO₃ e Ba(NO₂)₂.
- KClO₃, (NH₄)₂SO₃, NaI e Ba(NO₂)₂.

108) ACAFE O sulfato de alumínio é utilizado no tratamento de águas para o abastecimento público, no processo denominado floculação. Na floculação, as partículas coloidais presentes na água são absorvidas na superfície do hidróxido de alumínio formado, precipitando. A alternativa que mostra a fórmula empírica do sulfato de alumínio é:

- AlSO₄
- Al₂(SO₄)₂
- Al₂S₃
- Al₂(SO₄)₃
- H₂SO₄

Tarefa Mínima ✎

109) ACAFE A fórmula do bicarbonato de cálcio é:

- NaHCO₃
- CaCO₃
- Ca(CO₃)₂
- CaHCO₃
- Ca(HCO₃)₂

110) Bromato de potássio, sulfato de amônio, iodeto de sódio e nitrito de bário são representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas:

- KBrO₃, (NH₄)₂SO₄, NaI e Ba(NO₂)₂.
- KBrO₄, (NH₄)₂SO₃, NaI e Ba(NO₂)₂.
- KBrO₃, (NH₄)₂SO₃, NaI e Ba(NO₃)₂.
- KBrO₃, (NH₄)₂SO₃, NaIO₃ e Ba(NO₂)₂.
- KBrO₃, (NH₄)₂SO₃, NaI e Ba(NO₂)₂.

111) ACAFE Escreva a equação balanceada para a preparação do sulfato de magnésio a partir de soluções de um ácido e uma base. A alternativa que mostra os reagentes dessa reação é:

- H₂SO_{4(aq)} + KOH_(aq) →
- H₂S_(aq) + Mg(OH)_{2(aq)} →
- H₂CO_{3(aq)} + Mn(OH)_{2(aq)} →
- H₂SO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} →
- H₂SO_{4(aq)} + Mg(OH)_{2(aq)} →

AULA 18**ÓXIDOS**

Óxidos são compostos binários, onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo. Podem ser iônicos ou moleculares, dependendo do elemento que estiver ligado ao oxigênio.

ÓXIDOS MOLECULARES

São compostos que possuem um ametal ligado ao oxigênio. A nomenclatura procura descrever a proporção de átomos existente de cada elemento em cada fórmula:

Mono-, di-, tri-...óxido de mono-, di-, tri-...elemento

Ex.: SO₂: dióxido de enxofre
 SO₃: trióxido de enxofre
 CO₂: dióxido de carbono
 CO: monóxido de carbono
 NO: monóxido de nitrogênio (óxido nítrico)
 N₂O: monóxido de dinitrogênio (óxido nitroso)

Os óxidos moleculares podem ser:

Óxidos Ácidos ou Anidridos: São aqueles que reagem com água formando um ácido ou reagem com base produzindo sal e água. Maioria absoluta dos óxidos moleculares, os anidridos possuem ter seus nomes da mesma forma que os ácidos, apenas trocando a palavra "ácido" pela palavra "anidrido".

Ex: SO₃ + H₂O → H₂SO₄
 SO₃ + 2NaOH → Na₂SO₄ + H₂O

Óxidos Neutros ou Indiferentes: São os óxidos que não reagem nem com água, nem com ácidos nem com bases. São formados por ametais com Nox pequenos.

Ex: CO, NO, N₂O, H₂O.

ÓXIDOS IÔNICOS

São compostos que possuem metal ligado ao oxigênio. A nomenclatura é semelhante à nomenclatura das bases trocando a palavra hidróxido por óxido.

Ex: Na₂O: óxido de sódio
 CaO: óxido de cálcio
 Fe₂O₃: óxido de ferro III ou óxido férrico
 FeO: óxido de ferro II ou óxido ferroso

Os óxidos iônicos podem ser:

Óxidos Básicos: São aqueles que reagem com água formando uma base ou reagem com ácido produzindo sal e água. Estes óxidos são formados por metais, especialmente alcalinos e alcalinos terrosos, e possuem Nox menor ou igual a +3.

Ex: Na₂O + H₂O → 2 NaOH
 Na₂O + 2HCl → 2NaCl + H₂O

Óxidos Ácidos ou Anidridos: Alguns metais também formam óxidos ácidos, desde que seu Nox seja igual a +6 ou +7.

Ex: Mn₂O₇ + H₂O → 2HMnO₄
 Mn₂O₇ + 2KOH → 2KMnO₄ + H₂O

Óxidos Anfóteros: São aqueles que podem se comportar, ora como óxido ácido, ora como óxido básico. São formados por alguns metais com Nox entre +2 e +4.

Ex: ZnO + 2HCl → ZnCl₂ + H₂O
 ZnO + 2NaOH → Na₂ZnO₂ + H₂O

Óxidos Duplos, Mistos ou Salinos: São formados por dois outros óxidos do mesmo elemento. São formados por metais com Nox fracionário de fórmula geral X₃O₄.

Ex: Fe₃O₄, Pb₃O₄.

Peróxidos: São óxidos que contém o íon peróxido (O₂)²⁻. Nestes compostos o Nox do oxigênio será -1. Eles reagem com a água ou com ácidos em meio aquoso produzindo água oxigenada (H₂O₂). Estes óxidos são formados por metais alcalinos e alcalino-terrosos e pelo hidrogênio e em seu nome utiliza-se a palavra peróxido.

Ex: Na₂O₂ + 2H₂O → 2NaOH + H₂O₂
 Na₂O₂ + 2H₂SO₄ → 2Na₂SO₄ + H₂O₂

Superóxidos ou Polióxidos: São óxidos que contém o íon peróxido (O₄)²⁻. Nestes compostos o Nox do oxigênio será -½. Eles reagem com a água ou com ácidos em meio aquoso produzindo água oxigenada (H₂O₂) e oxigênio gasoso (O₂). Estes óxidos são formados por metais alcalinos e alcalino-terrosos e seu nome utiliza a palavra superóxido.

Ex: Na₂O₄ + 2H₂O → 2NaOH + H₂O₂ + O₂
 Na₂O₄ + 2H₂SO₄ → 2Na₂SO₄ + H₂O₂ + O₂

Exercícios de Sala ✎

112) A alternativa que apresenta, respectivamente, óxido ácido, óxido básico, óxido neutro e óxido duplo, é:

- a) CO; CaO; SO₃; Na₂O₄
- b) N₂O₅; BaO; NO; Pb₃O₄
- c) CO₂; Al₂O₃; Fe₃O₄; Cl₂O
- d) N₂O; MgO; CO₂; Mn₃O₄
- e) SO₂; K₂O; CO; K₂O₂

113) Dos compostos abaixo o óxido é:

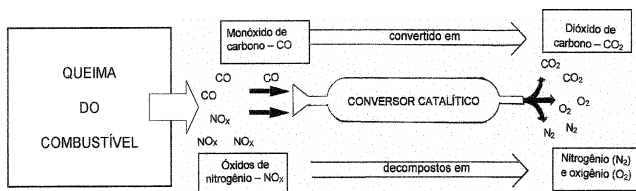
- a) OF₂ b) O₂F₂ c) HClO₂
- d) H₂O e) O₂

Tarefa Mínima ✎

114) ACAFE A alternativa que apresenta os anidridos correspondentes aos ácidos H₂SO₃, H₂CO₃, H₂SiO₃, HClO₄, é:

- a) SO₂, CO₂, SiO₂, ClO₄
- b) SO₃, CO₂, SiO₂, ClO₄
- c) SO₃, CO₂, SiO₂, Cl₂O₅
- d) SO₂, CO, SiO₂, Cl₂O₃
- e) SO₂, CO₂, SiO₂, Cl₂O₇

115) UFSC-1998 Os automóveis modernos possuem os chamados “conversores catalíticos” ou “catalisadores” que, neste caso, são capazes de transformar uma substância poluente em outra não poluente. Observe a ilustração e assinale a(s) afirmação(ões) **CORRETA(S)**.



- 01. O CO é produto da queima incompleta do combustível.
- 02. O NO_x sofre redução do nitrogênio que passa a N₂.
- 04. O CO sofre oxidação e passa a CO₂.
- 08. O combustível não totalmente queimado no motor deve ser convertido em CO₂.
- 16. O CO₂ é um óxido neutro e não reage com a água.
- 32. O NO_x que representa diversos óxidos de nitrogênio, entre eles, o N₂O e NO₂, pode produzir o efeito de “chuva ácida” quando em contato com o ar atmosférico.

116) ACAFE Um dos componentes da chuva ácida, o ácido sulfuroso (H₂SO₃), é formado pela reação do dióxido de enxofre, SO₂, com a umidade na atmosfera. A alternativa que melhor define a procedência do SO₂, responsável pelas chuvas ácidas, é:

- a) A origem do SO₂ está relacionada com o tratamento da água para caldeiras nas indústrias
- b) O SO₂ provém da combustão do enxofre presente nos combustíveis
- c) O SO₂ provém da decomposição da matéria orgânica nos mangues
- d) O SO₂ forma-se na reação do CO₂ presente nas águas
- e) O SO₂ tem sua origem na Antártica

117) A única alternativa incorreta é:

- a) Fe₃O₄ é um óxido salino.
- b) H₂O é um óxido neutro.
- c) CaO é um óxido anfótero.
- d) Cl₂O₇ é um óxido ácido.
- e) H₂O₂ é um peróxido.

Tarefa Complementar ✎

118) UFSC Escolha a(s) proposição(ões), cujo nome está corretamente associado à fórmula química.

- 01. CO₂, monóxido de carbono
- 02. NaCl, cloreto de sódio

- 04. KOH, óxido de potássio
- 08. Ca(OH)₂, hidróxido de cálcio
- 16. HCl, ácido cloroso
- 32. Al₂O₃, óxido de alumínio
- 64. MgBr₂, brometo de manganês

119) UFSC Selecione, entre as opções abaixo, aquelas que apresentam somente sais e as que apresentam somente óxidos e some os números.

- 01. H₂O, NaCl, HCl
- 02. KF, CaCl₂, HCN
- 04. HNO₃, NaOH, BaCO₃
- 08. CaCO₃, AgBr, NaCl
- 16. H₂SO₄, KNO₃, PbS
- 32. FeO, CuO, CO₂

120) UFSC Assinale a(s) seqüência(s) que apresenta(m) respectivamente, um ácido, uma base, um sal e um óxido.

- 01. AlCl₃, H₂O, NaCl, Fe₂O₃
- 02. P₂O₅, KNO₃, H₂SO₄, HCl
- 04. HClO₃, Al(OH)₃, (NH₄)₂SO₄, Na₂O
- 08. Al₂(SO₄)₃, NaOH, H₂SO₄, H₂O
- 16. KNO₃, BaO, HClO₄, Al₂O₃
- 32. HNO₃, LiOH, Na₂S, Li₂O
- 64. HCl, Ba(OH)₂, Al₂O₃, H₂S

121) UNIOESTE Sobre as funções inorgânicas, assinale o que for correto:

- 01. A substância HClO₄ é um triácido, ternário e hidrácido.
- 02. A substância NaHCO₃ é um sal oxigenado, quaternário e denominado de bicarbonato de sódio.
- 04. A fórmula do sulfato de ferro (III) é Fe₂(SO₄)₃.
- 08. A substância NaOH é uma base fraca.
- 16. Os sais são, geralmente, sólidos que fundem e fervem a baixas temperaturas.
- 32. Os óxidos são compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

122) UFSC-2001 O cobre é encontrado livre, na natureza, na forma de pepitas. Conhecido desde a antiguidade, foi o primeiro metal utilizado pelo ser humano e tornou-se o substituto ideal da pedra na fabricação de vários utensílios, tanto puro como na forma de ligas. É um metal de cor avermelhada, dúctil, maleável e tenaz. É também excelente condutor de eletricidade, sendo empregado principalmente em fios e cabos elétricos.

Considerando o enunciado e as propriedades do cobre, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

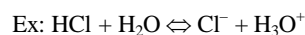
- 01. Devido a sua baixa eletropositividade, é de se esperar que não reaja espontaneamente com o hidrogênio.
- 02. O número de elétrons contido na espécie química Cu²⁺ é igual a 31.
- 04. O cobre conduz corrente elétrica na fase sólida ou em solução aquosa.
- 08. As fórmulas possíveis para os óxidos desse elemento são Cu₂O₃ e CuO.
- 16. Os hidróxidos desse metal são solúveis em água.
- 32. O bronze é uma liga metálica, obtida pela combinação de cobre e estanho, formando uma solução sólida.

AULA 19

OUTROS CONCEITOS DE ÁCIDO E BASE

Brönsted-Lowry:

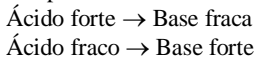
- Ácido é toda espécie química (molécula ou íon) capaz de doar prótons (H⁺).
- Base é toda espécie química (molécula ou íon) capaz de receber prótons (H⁺).



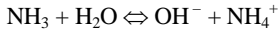
Esta teoria é conhecida como teoria protônica por ocorrer com transferência de prótons de uma molécula para outra.

Na reação acima verificamos a formação de dois ácidos e duas bases, que se diferenciam entre si por números de H⁺. Por esse motivo são conhecidos como par (ácido-base) conjugado.

Par Conjugado: São aqueles que diferem entre si um n^o de hidrogênio (H⁺). O para conjugado é sempre formado por um componente forte e um fraco, assim temos:

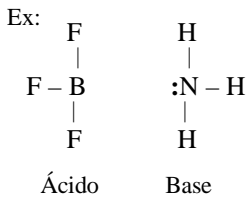


Substâncias Anfóteras: São aquelas que se comportam, ora como ácido, ora como base, como a água.



Ácidos e Bases de Lewis

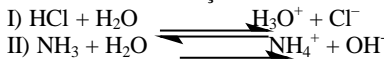
- **Ácido** é toda espécie química (molécula ou íon) capaz de receber elétrons.
- **Base** é toda espécie química (molécula ou íon) capaz de ceder elétrons.



Obs: Tanto para Lewis quanto para Brønsted-Lowry, a espécie positiva **provavelmente** será o ácido, e a espécie negativa, a base.

Tarefa Mínima ✎

123) UFSC-1999 Nas reações:



- De acordo com a conceitualização de Brønsted e Lowry, a água é:
01. um ácido na reação I e uma base na reação II.
 02. uma doadora de próton na reação II.
 04. a base conjugada do ácido H₃O⁺ na reação I.
 08. receptora de próton na reação I.

124) ACAFE Analise a estrutura de Lewis dos reagentes e dos produtos de cada uma das equações abaixo e identifique o ácido de Lewis em cada uma.

- I- $\text{O}^{2-} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- II- $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$
- III- $\text{B}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{B}(\text{OH})_4^-$
- IV- $\text{CO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HCO}_3^-$

A alternativa que contém, em seqüência, os ácidos de Lewis identificados, é:

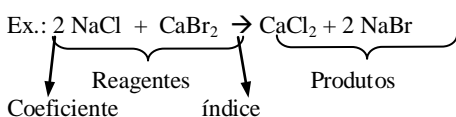
- a) O²⁻ - AlCl₃ - B(OH)₃ - CO₂
- b) SO₃ - Cl⁻ - B(OH)₃ - CO₂
- c) O²⁻ - Cl⁻ - OH⁻ - CO₂
- d) O²⁻ - Cl⁻ - B(OH)₃ - CO₂
- e) SO₃ - AlCl₃ - B(OH)₃ - CO₂

AULA 20

REAÇÕES QUÍMICAS

São transformações da matéria que ocorrem com formação de novas substâncias. As moléculas ou retículos são “desmontados” e seus átomos reagrupados de maneira diferente.

Equação química é a representação gráfica (por escrito) de uma reação.



As reações podem ser classificadas em:

- Síntese (Adição)
- Análise (Decomposição)
- Deslocamento (Simples Troca)
- Dupla Troca
 - Endotérmica
 - Exotérmica
 - Reversível
 - Irreversível
- Oxirredução (Redox)

• **Reação de Síntese ou Adição:** (A+B → AB)

É o tipo de reação onde duas ou mais substâncias reagem formando *um único produto*. Pode ser de dois tipos:

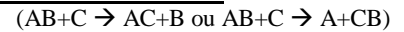
- **Síntese Total:** Quando todos os reagentes são substâncias simples.
Ex.: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- **Síntese Parcial:** Quando houver entre os reagentes pelo menos uma substância composta.
Ex.: $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

• **Reação de Análise ou Decomposição:** (AB → A+B)

É o tipo de reação onde *um único reagente* se divide em dois ou mais produtos. Dependendo do fator que provoca a decomposição podemos classificar a reação em:

- **Fotólise:** Decomposição provocada pela luz.
Ex.: $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{luz}} \text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$
- **Pirólise:** Decomposição provocada pelo calor
Ex.: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{CO}_2$
- **Eletrólise:** Decomposição provocada pela eletricidade
Ex.: $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{eletricidade}} \text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$

• **Reação de Simples Troca ou Deslocamento**

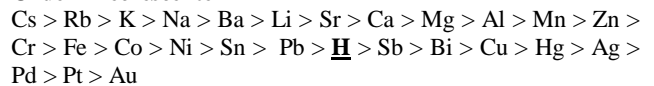


É o tipo de reação onde uma substância simples reage com uma substância composta deslocando o cátion ou o ânion, dependendo da sua natureza, formando uma nova substância.

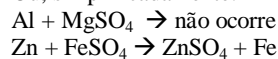
Para que este tipo de reação ocorra é necessário que o elemento da substância simples seja mais reativo que o do átomo a ser deslocado (mais eletropositivo se for um metal e mais eletronegativo se for um ametal).

Série de Reatividade dos Metais:

Ordem Decrescente

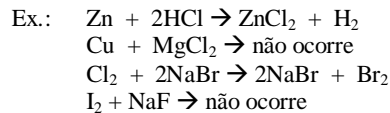
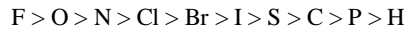


Ou, simplificadamente: 1A > 2A > M* > H > MN



Série de Reatividade dos Ametais:

Ordem Decrescente



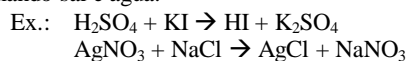
• **Reação de dupla troca:**

É o tipo de reação onde duas substâncias compostas reagem trocando o cátion (e o ânion) de uma com o da outra.

Estas reações não obedecem à escala de reatividade e, geralmente, ocorrem em solução aquosa. Para que ocorra, um dos produtos, em relação aos reagentes, deve ser:

- a) Mais volátil;
- b) Menos solúvel;
- c) Mais fraco (no caso de eletrólitos).

Um caso particular de reação de dupla troca é a reação de salificação ou neutralização, onde um ácido reage com uma base formando sal e água.



Exercícios de Sala ✎**125)** Relacione a reação com o tipo:

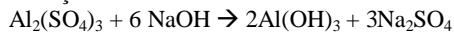
- 1 – Simples troca () $2\text{AgCl} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$
 2 – Dupla troca () $\text{H}_2\text{S} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O}$
 3 – Análise () $2\text{AgBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Br}_2$
 4 – Síntese () $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
 5 – Neutralização () $2\text{HCl} + \text{FeS} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

Assinale a opção que fornece a relação correta de cima para baixo:

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

126) UFSC Assinale a(s) reação(ões) de dupla troca:

01. $\text{NaOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
 02. $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
 04. $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeS} + 2\text{NaCl}$
 08. $3\text{NH}_4\text{OH} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$
 16. $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$
 32. $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
 64. $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Tarefa Mínima ✎**127) UDESC** Na formação de hidróxido de alumínio, representada pela equação abaixo, usado no tratamento de água, ocorre uma reação de:

- a) Decomposição.
 b) Síntese.
 c) Simples troca.
 d) Dupla troca.
 e) Oxirredução.

128) $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}_2$ é uma reação do tipo:

- a) dupla troca
 b) simples troca
 c) síntese ou combinação
 d) análise ou decomposição
 e) n.d.a.

129) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ é uma reação de:

- a) análise
 b) calcinação
 c) dupla troca
 d) síntese
 e) simples troca

130) Na reação $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ o carbonato de cálcio, sob a ação do calor, se decompõe em óxido de cálcio e gás carbônico. Tem-se uma reação de:

- a) Análise
 b) Síntese
 c) Dupla troca
 d) Substituição
 e) n.d.a.

Tarefa Complementar ✎**131) UFSC-2001** Assinale qual(is) das substâncias abaixo reage(m) com a água líquida, produzindo hidrogênio gasoso (H_2).

01. Sódio metálico.
 02. Hidróxido de potássio.
 04. Ácido clorídrico.
 08. Potássio metálico.
 16. Cloro gasoso.
 32. Gás carbônico.

132) UFSC-1998 O carbonato de cálcio é praticamente insolúvel em água, mas dissolve-se de modo apreciável em água com o dióxido de carbono existente da atmosfera. Essa é uma das causas das formações de carbonato de cálcio conhecidas como ESTALACTITES (superiores) e ESTALAGMITES (inferiores).

Assinale a(s) afirmativa(s) CORRETA(S).

01. O aumento da solubilidade do carbonato pode ser explicada pela reação:
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^{-}(\text{aq})$.
 02. O desprendimento do CO_2 do meio aquoso provoca a precipitação do carbonato de cálcio.
 04. Estalactites e estalagmites são resistentes à ação de ácidos.
 08. O carbonato de cálcio pode ser formado a partir da cal extinta, Ca(OH)_2 , em reação com o gás carbônico.
 16. A decomposição térmica do carbonato de cálcio, também encontrado no mármore, nas conchas e no calcário, irá produzir a cal viva (CaO) e gás carbônico.
 32. O carbonato de cálcio reage com ácidos formando sal, água e CO_2 .

AULA 21**REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO**

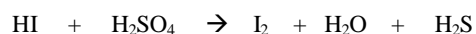
São as reações nas quais há transferência de elétrons. Por causa dessa transferência de elétrons, há variação do número de oxidação.

Oxidação: Perde elétrons = Aumenta o NOX

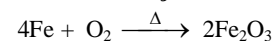
Redução: Recebe elétrons = Diminui o NOX

Agente Oxidante é a substância que possui o elemento que sofreu redução.**Agente Redutor** é a substância que possui o elemento que sofreu oxidação.

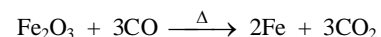
Oxidante	provoca oxidação	porque sofre redução
Redutor	provoca redução	porque sofre oxidação

Exercícios de Sala ✎**133) UFSC-** Na reação representada abaixo, diga qual é o elemento que sofre oxidação, qual é o elemento que sofre redução, qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor e assinale as opções corretas:

01. Sofre Oxidação: I
 02. Agente Oxidante: H_2SO_4
 04. Sofre Redução: S
 08. Agente redutor: H_2SO_4
 16. Agente Redutor: HI

134) ACADE Observe a reação

- a) O ferro sofre redução
 b) O gás oxigênio é o agente oxidante
 c) O oxigênio sofre oxidação
 d) O ferro é o agente oxidante
 e) n.d.a

Tarefa Mínima ✎**135) ACADE** A equação abaixo representa o processo de uma redução do ferro nos altos fornos.

A alternativa que mostra o agente redutor nesse processo é:

- a) CO_2 b) Fe_2O_3 c) Fe d) C e) CO

136) UFSC Sobre o fenômeno de oxirredução, é **correto** afirmar que:

01. Oxidante é a espécie química que recebe elétrons.
02. A oxidação é o fenômeno de perda de elétrons.
04. Na reação $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$, o íon prata reduz-se
08. A redução é o fenômeno de ganho de elétrons
16. O redutor é a espécie química que recebe elétrons.
32. Na reação $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ ocorre oxidação do níquel.

Tarefa Complementar

137) Dada a reação abaixo, podemos afirmar que:



01. O elemento que se oxida é o Mn.
02. O agente redutor é o $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
04. O agente oxidante é o KMnO_4 .
08. O elemento que se reduz é o Mn.
16. O agente oxidante é o $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
32. O agente redutor é o KMnO_4 .

AULA 22

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES

Balancear uma equação química significa atribuir coeficientes às substâncias de tal maneira que a quantidade de átomos de cada elemento seja igual no reagente e no produto. Pode ser feito de duas maneiras:

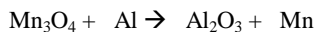
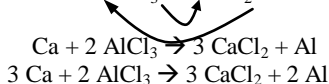
- Método das Tentativas
- Método da Oxirredução

Método das Tentativas:

Indicado nas equações mais simples.

1. Selecione os elementos que só aparecem uma vez entre os reagentes e uma vez entre os produtos;
2. Escolha aquele que aparece em maior quantidade (maiores índices);
3. Transforme o índice do produto em coeficiente do reagente, e vice-versa.
4. Acerte as quantidades dos outros elementos, dando preferência àqueles que só tenham uma substância por acertar.

Ex.: $\text{Ca} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Al}$

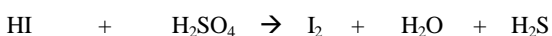


Método da Oxirredução (Redox):

Indicado em equações mais complexas que tenham algum elemento variando o Nox.

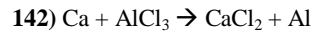
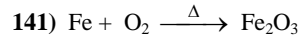
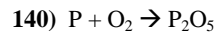
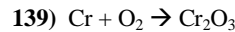
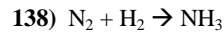
1. Determinar o Nox de todos os elementos;
2. Achar os elementos que sofreram variação de Nox;
3. Calcular a variação (Δ) de cada um;
4. Escolher a substância que tem este elemento em maior quantidade (maior índice), desde que seu nox não repita;
5. Calcular o Δ_T ($\Delta \times$ índice);
6. Se for possível, simplifique os valores encontrados;
7. Inverta os valores encontrados para um como coeficiente do outro;
8. Continue o balanceamento por tentativas.

Atividade Interativa!

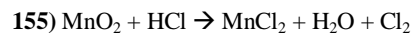
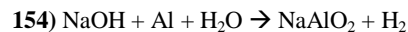
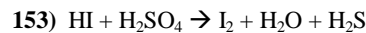
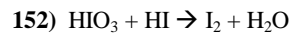
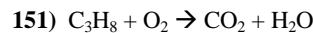
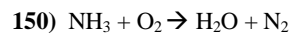
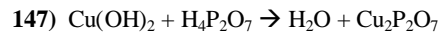
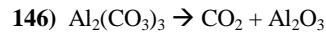
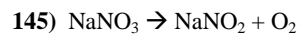


Exercícios de Sala

Da **questão 107 a 124**, acerte os coeficientes das equações químicas abaixo e **some os valores encontrados**:



Tarefa Mínima



Tarefa Complementar

156) UFSC Dada a reação química expressa pela equação: $\text{a H}_3\text{PO}_4 + \text{b Na}_2\text{O} \rightarrow \text{c Na}_3\text{PO}_4 + \text{d H}_2\text{O}$ e, sendo: (A) + (B) \rightarrow (C) + (D), respectivamente, os reagentes e produtos, assinale a(s) proposição(ões) **correta(s)**. (Obs: Os coeficientes **a, b, c** e **d** devem estar na sua proporção mínima de números inteiros).

01. A dissociação iônica do ácido (A) é feita em três etapas.
02. O Na_3PO_4 é um sal neutro.
04. O coeficiente do reagente (B) é 3.
08. A soma de todos os coeficientes da equação ($a+b+c+d$) é 10.
16. As substâncias reagentes (A) e (B) são, respectivamente, um ácido triprotônico e uma monobase.
32. O produto (D) é um óxido ácido.
64. A soma dos coeficientes dos reagentes da equação ($a+b$) é 4.

157) UFSC Na seguinte equação química não balanceada $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu}$, assinale no cartão-resposta a soma da(s) proposição(ões) **verdadeira(s)**.

01. Temos uma reação de oxirredução.
02. O número de oxidação do cobre no CuSO_4 é +2.
04. O átomo de ferro perde 2 elétrons.
08. Houve oxidação do ferro.
16. O cobre sofre oxidação.
32. Após balanceamento, a soma dos menores números inteiros possíveis para os coeficientes é 9.
64. O ferro é o agente oxidante.

AULA 23**CÁLCULOS QUÍMICOS****CONCEITOS BÁSICOS:**Unidade de Massa Atômica (u.m.a.):

Para medir uma grandeza qualquer utilizamos uma unidade padrão. Por exemplo: para medir comprimento, normalmente utiliza-se o metro (m); para medir massa, as unidades mais usadas são o grama (g) e o quilograma (kg).

Para determinar a massa de um átomo foi criada a “unidade de massa atômica” (u.m.a. ou μ), que equivale a 1/12 da massa do isótopo 12 do carbono ($A=12$, $Z=6$, 6 prótons e 6 nêutrons), ou seja, aproximadamente a média entre a massa de um próton e a de um nêutron.

Massa Atômica de um Elemento Químico:

É a média das massas de todos os átomos de um determinado elemento, dadas as proporções em que os diversos isótopos se encontram na natureza

Ex: Os isótopos do cloro são: Cl_{17}^{35} (75%) e Cl_{17}^{37} (25%)

$$M_{Cl} = 35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$$

Átomo-grama (at.g):

É a massa atômica expressa em gramas.

Massa Molecular ou Peso Molecular:

É a soma das massas de todos os átomos que compõem uma determinada substância.

Molécula-grama (mol):

É a massa molecular expressa em gramas.

Número de Mols (n):

É a relação entre a massa da amostra da substância e a

$$\text{sua molécula-grama. } n = \frac{m}{mol}$$

Número de Avogadro:

É o número de átomos existentes em um átomo-grama de um elemento ou o número de moléculas existentes em uma molécula-grama de uma substância e é igual a $6,02 \times 10^{23}$.

MOL:

Atualmente o termo mol não é mais utilizado apenas para molécula-grama, e sim para uma determinada quantidade (o número de Avogadro) de qualquer coisa. Ex.:

1 dúzia = 12

1 centena = 100

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

Volume Molar:

É o volume ocupado por um mol de qualquer substância gasosa. Nas CNTP, o volume molar de qualquer substância é igual a 22,4L.

CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão):

Temperatura = $0^\circ\text{C} = 273\text{K}$

Pressão = 1atm = 760mmHg

Se a substância se encontrar em outras condições de temperatura e pressão, devemos recorrer à Equação de Clayperon.

$$\boxed{PV = nRT}$$

Exercícios de Sala

158) Quantos mols há em 360g de glicose ($C_6H_{12}O_6$)?

159) Quantos gramas há em 0,5 mol de $K_2Cr_2O_7$?

160) Qual o volume, em litros, ocupado por 880g de oxigênio (CO_2) nas CNTP?

Tarefa Mínima

161) Quantos mols há em 360g de grafite ($C_{(s)}$)?

162) Quantos gramas há em 4,5 mols de H_2O ?

163) Qual o volume ocupado por 640g de oxigênio (O_2) nas CNTP?

- a) 44,8. b) 224 c) 22,4 d) 448 e) n. d. a.

Tarefa Complementar

164) Quantos mols há em 360g de água?

165) Quantos gramas há em 7 mols de H_2SO_4 ?

166) Qual é, aproximadamente, a massa em gramas de um átomo de carbono?

- a) 2×10^{23}
b) 2×10^{-23}
c) 6×10^{23}
d) 6×10^{-23}
e) n.d.a.

167) Qual o volume, em litros, de um cilindro que armazena 800g de Argônio (Ar) a uma pressão de 4,1atm à temperatura de 27°C ?

Dado: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

AULA 24**CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO****LEIS DAS REAÇÕES QUÍMICAS**

As bases para os cálculos de substâncias que participam de uma reação química surgiram no século XVIII, com as leis de Lavoisier e de Proust:

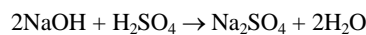
- Lei de Lavoisier (conservação das massas): “Numa reação química, em um sistema fechado, a massa dos reagentes é igual à dos produtos”.
- Lei de Proust (lei das proporções constantes): “As substâncias participantes de uma reação química estão em uma proporção, em massa, constante e definida”.

Cálculo Estequiométrico

É o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas (massas, volumes, número de mol e o número de moléculas), feito com base nas leis das reações e executado, em geral, com o auxílio das equações químicas correspondentes. Esse tipo de cálculo segue, em geral, as seguintes regras:

- 1- Escrever a equação química balanceada;
- 2- Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, que poderá ser em massa, n° de mol, volume, etc., conforme o problema exigir.

Ex.: Qual a massa de Na_2SO_4 formada a partir da neutralização de 16g de NaOH?



2mol	1mol
$2 \times 40\text{g/mol}$	$1 \times 142\text{g/mol}$
80g	142g
16g	$x = 28,4\text{g}$

Rendimento:

É definido pela relação entre a massa efetivamente formada de um determinado produto e a massa prevista pelos cálculos. É dado por:

$$r = \frac{m_{obtida}}{m_{esperada}} \times 100\%$$

Ex.:

Sabendo que, na reação descrita no exercício anterior, verificou-se a formação de 20g de Na_2SO_4 , qual foi o rendimento da reação?

$$r = \frac{m_{obtida}}{m_{esperada}} \times 100\% \text{ , sendo } m_{real} = 20\text{g e } m_{esperada} = 28,4\text{g}$$

$$r = \frac{20}{28,4} \times 100\% \therefore r = 70,4\%$$

Ou, por regra de três:

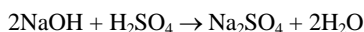
$$28,4\text{g} \equiv 100\%$$

$$20,0\text{g} \equiv \boxed{x = 70,4\%}$$

Reagente Limitante e Reagente em Excesso:

Quando for dada a massa de dois (ou mais) reagentes, deve-se descobrir qual dos dois está (se tiver um deles) em excesso. O que estiver em quantidade proporcionalmente menor será chamado de “reagente limitante” e todos os cálculos deverão ser feitos a partir dele. Pode-se, inclusive calcular a quantidade em excesso do outro reagente.

Ex.: Qual é o reagente limitante e qual a massa em excesso do outro reagente quando reagem 49g de H_2SO_4 com 45g de NaOH ?



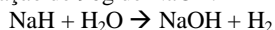
x = 40g (massa utilizada)

Reagente limitante: H_2SO_4

Massa em excesso: 5g de NaOH

Exercícios de Sala

168) A equação abaixo descreve uma reação na qual se misturou 72g de NaH com 72g de H_2O , obtendo como resultado a formação de 90g de NaOH .



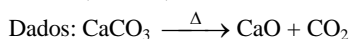
Assinale as opções corretas:

01. O NaH é o reagente limitante.
02. O excesso em gramas de água é 18.
04. A reação apresenta um rendimento de 75%.
08. A água é o reagente limitante.

Tarefa Mínima

169) UFPR Que quantidade de cal (óxido de cálcio) será produzida por calcinação de uma tonelada de calcário puro (carbonato de cálcio)?

Ca = 40; C = 12; O = 16.



- a) 840 kg
- b) 790 kg
- c) 240 kg
- d) 700 kg
- e) 560 kg

170) Quantos gramas de água devem ser decompostos para produzirem 11,2 litros de oxigênio, medidos nas CNTP?

171) Dada a reação $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, se reagirmos 3 gramas de hidrogênio e 30 gramas de oxigênio, qual a massa em excesso?

172) Qual o rendimento aproximado de uma reação que forma 168g de CaO a partir de 400g de CaCO_3 ?

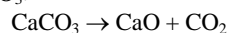


- a) 42%.
- b) 56%.
- c) 75%.
- d) 84%.
- e) 100%.

Tarefa Complementar

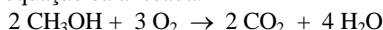
173) Sabendo que o ouro 18 quilates é uma mistura que contém 75% de ouro, 12,5% de prata e 12,5% de cobre, diga quantos gramas de ouro há em 80g de ouro 18?

174) Qual a massa de CaO obtida a partir da pirólise de 300g de CaCO_3 .



- a) 56.
- b) 112
- c) 168
- d) 224.
- e) n.d.a.

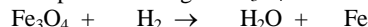
175) A combustão completa do metanol pode ser representada pela equação balanceada:



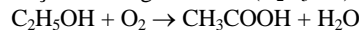
Quando se utiliza 320g de metanol (CH_3OH), são formados:

01. 44g de CO_2 .
02. 440g de CO_2 .
04. 448L de CO_2 nas CNTP.
08. 224L de CO_2 nas CNTP.
16. 44,8L de CO_2 nas CNTP.
32. 10 mol de CO_2 .
64. 2 mol de CO_2 .

176) A respeito da equação abaixo, calcule a massa de Fe formada a partir de 464g de Fe_3O_4 .



177) Qual a massa de ácido acético (CH_3COOH) obtida a partir da oxidação de 230g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).



178) “Numa reação química, em um sistema fechado, a massa dos reagentes é igual à dos produtos”. Esta afirmação é atribuída a:

- a) Dalton.
- b) Proust.
- c) Lavoisier.
- d) Rutheford.
- e) Thomson.

179) Assinale a(s) alternativa(s) correta(s):

01. Composição centesimal indica a porcentagem em massa de cada elemento químico presente na composição da substância.
02. Fórmula mínima indica a quantidade de átomos de cada elemento químico presente em uma molécula.
04. Fórmula molecular indica a proporção mínima entre os elementos constituintes de uma substância.
08. Nenhuma das afirmações anteriores está correta.

180) Qual o rendimento aproximado de uma reação que forma 42g de CaO a partir de 100g de CaCO_3 ?

- a) 42%.
- b) 56%.
- c) 75%.
- d) 84%.
- e) 100%.

181) Assinale a(s) alternativa(s) correta(s):

01. Para se fazer cálculos sobre uma reação química, é necessário que a sua equação química esteja devidamente balanceada.
02. O volume molar de uma substância gasosa qualquer depende apenas da pressão e da temperatura, qualquer que seja a substância.
04. Massa molecular é a soma das massa de todos os átomos que compõem esta substância.
08. O número de Avogadro ($6,02 \times 10^{23}$) indica a quantidade de moléculas existentes em um mol de qualquer substância.

GABARITOS

X	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	X	04	D	E	E	08	B	53	39	16
1	10	57	C	C	B	D	02	08	09	82
2	03	A	05	62	E	E	B	C	D	A
3	19	08	58	47	D	C	B	B	54	C
4	69	04	45	15	40	29	C	19	16	10
5	D	B	82	A	23	43	12	63	61	D
6	07	E	C	B	92	61	B	25	26	D
7	E	D	C	05	24	B	D	E	A	B
8	27	B	C	D	D	C	08	31	B	D
9	D	C	E	C	D	A	E	09	C	38
10	A	D	B	09	C	B	B	B	D	E
11	E	E	B	D	E	47	B	C	42	40
12	36	38	37	14	E	E	13	D	D	D
13	A	09	59	23	B	E	47	14	06	09
14	11	09	10	24	13	05	05	08	20	06
15	15	13	12	18	11	09	15	43	02	147
16	448	30	81	D	20	686	B	120	07	E
17	18	08	C	60	C	42	336	300	C	01
18	C	15	X	X	X	X	X	X	X	X