



Ensino Médio

1ª
série

Química

Manual exclusivo do aluno

Capítulo 1: Teoria Quântica Moderna

O conceito de átomo é um dos mais importantes na química, dado seu poder explicativo. O modelo atômico contemporaneamente empregado na pesquisa em química deriva, em grande parte, de conceitos oriundo da teoria quântica. De fato, ao longo do século XX, esta teoria constitui-se como uma orientação importante para o estudo da matéria, de modo que, tornou-se um componente indispensável do pensamento químico atual.

Um ponto de partida para a compreensão do modelo atômico é o caráter fundamental de todo sistema quântico. Considera-se que tal noção surge em 1900, a partir do estudo realizado por Max Planck acerca do espectro da radiação emitida por corpos aquecidos, conhecido como problema da radiação do corpo negro. Na dedução da expressão que pretende descrever os dados experimentais do espectro as energias individuais das partículas que compõem o corpo aquecido são somadas. Essa soma só conduz à expressão correta se os valores de energia de cada partícula forem, apenas, múltiplos inteiros de um valor mínimo, que é a energia do estado fundamental. Ou seja, a energia de cada partícula só pode ter valores discretos. O quantum de energia nasce da interpretação desse fato: para que uma partícula mude o valor de energia é preciso que adquira ou perca uma quantidade definida de energia, denominada **quantum de energia**.

Em suma, para que um sistema seja considerado como quântico deve possuir alguma propriedade cujos valores sejam discretos, variem descontinuamente. Diz-se que essa propriedade está quantizada.

Comportamento dual (onda/partícula) da radiação e da matéria

A aplicação do quantum de energia ao estudo de interações matéria/radiação conduziu à junção das representações básicas da mecânica e do eletromagnetismo - o corpúsculo e a onda.

Em 1925, Luis de Broglie estendeu a noção de comportamento dual à matéria, atribuído comportamento ondulatório a estes tais como os elétrons, até então compreendidos como partículas.

Desde então, luz e matéria admitem dois modelos: onda e partícula. Cada modelo explica fenômenos que o outro não possibilita explicar, de modo que, não se encontra uma situação em que ambos os modelos possam ser empregados simultaneamente. Onda e partícula, ou comportamento ondulatório e corpuscular, são modelos completamente da luz e da matéria. Resumidamente, pode-se associar o comportamento de um sistema quântico a um modelo corpuscular ou a um modelo ondulatório, a depender da situação experimental. Diz-se que o sistema apresenta dualidade ou complementaridade (onda-partícula) de comportamento.

Indeterminação da trajetória do movimento

No caso de sistemas quânticos tais como partículas atômicas e subatômicas, verificou-se a impossibilidade de determinar a posição e a velocidade num determinado instante e com grande exatidão, inviabilizando o cálculo da trajetória por falta de informações.

Heisenberg, constatou que os movimentos dos sistemas quânticos não podem ter trajetória definidas. Tal constatação é coerente com a dualidade de modelos empregada na descrição dos sistemas quânticos. A representação ondulatória não é compatível com a exatidão de posição e velocidade.

Conclui-se que, o movimento de um sistema quântico não pode ser completamente descrito uma vez que há incerteza nas medidas simultâneas dos valores de posição e velocidade necessárias à definição da trajetória.

O estado de um sistema quântico

A indeterminação nas medidas simultâneas da posição e da velocidade de um sistema quântico impede uma formulação matemática do movimento nos mesmos moldes da mecânica clássica, requerendo outro formalismo. Uma solução para este problema é devida a Erwin Schrodinger, que elaborou uma equação para o cálculo da energia dos sistemas quânticos a partir das ideias de comportamento ondulatório da matéria. Schrodinger compreendia sistemas quânticos tais como átomos e moléculas “como criações mais ou menos temporárias dentro do campo de ondas”, priorizando a representação ondulatória em detrimento da representação corpuscular.

Um dos principais resultados das ideias de Schrodinger é que a energia de um sistema quântico pode ser calculada por uma equação diferencial de formato específico, conhecida atualmente como equação de Schrodinger. A cada valor de energia calculado corresponde uma função de onda solução da equação.

Os estados de um sistema quântico e os correspondentes valores de energia encontram-se associados por um conjunto de números quânticos – números que variam descontinuamente no conjunto dos números reais – presentes nas expressões matemáticas das funções de onda e na fórmula para o cálculo da energia. Tais números surgem durante a resolução da equação de Schrodinger, como multiplicadores dos valores de grandezas físicas, quantizando-as.

Caráter probabilístico do comportamento de um sistema quântico

A adoção de dois modelos incompatíveis para representar os sistemas quânticos – onda e partícula – revela o incompleto conhecimento acerca da sua natureza. Tal situação se agrava com a indefinição de

trajetória do sistema: já não é possível prever seu movimento com certeza. O fato é que, se um sistema for localizado em determinado ponto em um dado instante, não há como prever exatamente sua posição em outro instante posterior, ou mesmo, saber onde esteve antes. Entretanto, se há um sistema, é certo que esteve em algum lugar, de modo que, pode-se pensar em seccionar o espaço e determinar a probabilidade de encontrá-lo em cada região, obtendo uma distribuição de probabilidade.

Born associou a probabilidade ao quadrado do módulo da função de onda, interpretando-o a densidade de probabilidade de se encontrar o sistema em dada região do espaço e em um intervalo de tempo considerado.

O modelo atômico atual

O modelo atômico atual resulta do aprimoramento de modelos elaborados ao longo do século XIX e XX. Admite que um átomo possui núcleo em torno do qual movimentam-se os elétrons. Tal movimento não pode ser completamente descrito, uma vez que as trajetórias dos elétrons são indeterminadas. Contudo, é possível calcular a probabilidade de encontrar os elétrons em setores determinados em torno do núcleo atômico.

O átomo é atualmente entendido como um sistema quântico: os elétrons do átomo possuem valores discretos de energia. A resolução da equação de Schrodinger para um átomo tem como resultados os possíveis valores de energia e as funções de onda que representam os correspondentes estados eletrônicos. Costuma-se caracterizar abreviadamente um estado eletrônico pelo conjunto de números quânticos constitutivo de sua expressão matemática.

Exercício

1. Explique as características da teoria atômica.
2. O que é um quantum de energia?
3. O que fala o modelo atômico atual?
4. Diferencie os modelos clássicos do modelo atômico atual.

Capítulo 2: Classificação Periódica

Histórico

Com o passar dos séculos, o número de elementos químicos conhecidos foi aumentando e os cientistas foram descobrindo que certos elementos químicos têm propriedades semelhantes.

Assim, por exemplo, o cobre, a prata e o ouro são usados para a fabricação de vários objetos, como joias, bijuterias, fios elétricos, além de outros, pois são metais fáceis de modelar; além disso conduzem bem o calor e a eletricidade.

Por outro lado, o grande número de elementos químicos no século XIX levou os cientistas a criar

gráficos, tabelas ou classificações em que todos os elementos fossem reunidos em grupos com propriedades semelhantes.

De todas as tentativas de classificação dos elementos químicos, a mais meticulosa foi a feita por Dimitri Ivanovitch Mendeleev em 1869. Esse cientista ordenou cerca de 60 elementos químicos conhecidos em sua época em 12 linhas horizontais, em ordem crescente das massas atômicas e tomando o cuidado de colocar na mesma vertical os elementos de propriedades químicas semelhantes.

A classificação periódica moderna

Na tabela periódica atual, os elementos químicos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, originando na horizontal (em linhas) os períodos e, na vertical (em colunas), as famílias ou os grupos.

Atualmente a tabela periódica apresenta, sete períodos e dezoito grupos ou famílias. A disposição dos elementos na tabela periódica é de tal forma que elementos com propriedades semelhantes ficam no mesmo grupo.

Alguns grupos, por sua importância para a química, recebem nomes especiais, como mostra a tabela abaixo.

Grupos	Nomes
1 ou 1A	Metais alcalinos
2 ou 2A	Metais alcalinos terrosos
16 ou 6A	Calcogênios
17 ou 7A	Halogênios
18 ou 8A	Gases nobres

Os elementos dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 apresentam um comportamento químico relativamente menos complexo que os demais e são frequentemente denominados elementos representativos. Os dos grupos de 3 a 12 são chamados elementos de transição, sendo que os lantanídeos e os actinídeos são especificamente denominados elementos de transição interna.

Outra separação que se pode notar na classificação periódica é a que divide os elementos em metais, ametais e gases nobres.

Exercícios

01. (UFSM-RS) Um átomo neutro tem o número de massa igual a 40 e o número de nêutrons igual a 21. Esse átomo corresponde ao:
- Zr
 - Pr
 - K
 - Sc
 - Pm
02. (Univali-SC) O bromato de potássio, produto de aplicação controversa na fabricação de pães, tem por fórmula KBrO_3 . Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula, são de quais grupos?
03. (F. Ibero-Americana-SP) O grupo da tabela periódica que se caracteriza por apresentar predominância de elementos artificiais é o dos:
- Lantanídeos.
 - Gases nobres.
 - Metais de transição.
 - Metais alcalino-ferrosos.
 - Actinídeos.
04. (UFV-MG) Associe a segunda coluna de acordo com a primeira e assinale a opção que contém a sequência correta:
- Metais alcalinos.
 - Metais alcalinos-terrosos.
 - Halogênios.
 - Metais de transição.
- F, Br, I.
 - Na, K, Cs.
 - Ca, Sr, Ba.
 - Fe, Co, Ni.
- I, II, III, IV.
 - III, I, II, IV.
 - III, II, I, IV.
 - IV, II, III, I.
 - III, I, IV, II.
05. (Unisinos - SP) Entre as alternativas abaixo, indique aquela que contém afirmações exclusivamente corretas sobre os elementos cujas configurações eletrônicas são apresentadas a seguir:

Elemento	Configuração eletrônica
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
E	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- O elemento C é um gás nobre e o elemento B é um halogênio.
 - Os elementos A e C situam-se, respectivamente, no terceiro e quarto período da tabela periódica.
 - O elemento E é um calcogênio, e situa-se no quinto período da tabela periódica.
 - O elemento B é um halogênio do segundo período, enquanto o elemento D situa-se no sexto período da tabela periódica.
 - O elemento A é um metal alcalino-terroso.
06. (UFAL) - Para um elemento químico representativo (grupos 1,2,13,14,15,16,17,18), o número de elétrons na camada de valência é o número do grupo. O número de camadas eletrônicas é o número do período. O elemento químico com configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ está situado na tabela periódica no grupo:
- 3A e período 4.
 - 3B e período 3.
 - 5A e período 4.
 - 5B e período 5.
 - 4A e período 4.
07. (PUC - RS) A substância química que está poluindo as águas de rios brasileiros, em função do garimpo de ouro, no seu estado elementar, é um:
- Metal de elevado ponto de fusão;
 - Metal do grupo 2 B da Classificação Periódica dos Elementos;
 - Gás do grupo dos halogênios;
 - Metal alcalino-terroso;
 - Elemento representativo.
08. (Uel) Considere os itens a seguir. Na tabela periódica
- Os elementos representativos são os das famílias indicadas com letras A (1A, 2A etc...).
 - Na, Mg, Ca, Rb, Ba e Ra são os elementos alcalinos.
 - F, O e Cl estão entre os elementos mais eletronegativos.
- I é correto.
 - II é correto.
 - III é correto.
 - I e II são corretos.
 - I e III são corretos.

Capítulo 3: Propriedades Periódicas

Muitas das propriedades dos elementos químicos variam periodicamente com o aumento de seus números atômicos, alcançando valores máximos e mínimos em colunas bem definidas da classificação periódica, sendo por isso chamadas de propriedades periódicas. Como exemplos, podemos citar a densidade absoluta, o volume atômico, as temperaturas de fusão e as de ebulição etc. Esse fato costuma ser traduzido pela chamada lei da periodicidade ou lei de Moseley:

Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência dos números atômicos dos elementos.

Raio atômico

É difícil medir o raio de um átomo, pois a nuvem de elétrons que o circunda não tem limites bem definidos. Costuma-se então medir, com o auxílio de raios X, a distância entre dois núcleos vizinhos e dizer que o raio atômico é a metade dessa distância. De um modo mais completo, dizemos que o **raio atômico** de um elemento é a metade da distância internuclear mínima que dois átomos desse elemento podem apresentar, sem estarem ligados quimicamente.

Na tabela periódica o sentido de crescimento dos raios atômicos, na vertical, aumenta de cima para baixo porque os átomos têm, nesse sentido, um número crescente de camadas eletrônicas. Na horizontal, os raios atômicos aumentam para a esquerda. Isso acontece porque, para a direita, as camadas eletrônicas são atraídas cada vez mais intensamente pelo núcleo, pois a carga positiva do núcleo também cresce para a direita.

Volume atômico

Chama-se volume atômico de um elemento o volume ocupado por 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$). Observe que o “volume atômico” não é o volume de 1 átomo, mas o volume de um conjunto de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos; conseqüentemente, no volume atômico influem não só o volume individual de cada átomo como também o espaçamento existente entre os átomos.

Na tabela periódica, os elementos de maior volume atômico estão situados na parte inferior e nas extremidades da tabela. Na coluna da tabela, a variação do volume atômico é semelhante à do raio atômico.

Densidade absoluta

O aumento da variação da densidade absoluta na tabela periódica, é situada no centro e na parte inferior da tabela.

Ponto de fusão e ponto de ebulição

Nos grupos 1 e 2 na tabela periódica, os elementos de maiores TF e TE estão situados na parte superior da tabela. Nos outros grupos da tabela, os elementos com maiores pontos de fusão e ebulição estão situados na parte inferior.

Quando se trata dos períodos, de modo geral a TF e TE crescem das extremidades para o centro da tabela.

Uma exceção importante é o carbono com ponto de fusão igual a $3.800\text{ }^\circ\text{C}$, isso acontece pela capacidade de formar estruturas com grandes números de átomos.

Potencial de ionização

Chama-se potencial de ionização ou energia de ionização a energia necessária para “arrancar” um elétron de um átomo isolado no estado gasoso.

Num período ou num grupo, a energia de ionização será tanto maior quanto menor for o raio atômico.

Eletroafinidade ou afinidade eletrônica

Chama-se eletroafinidade ou afinidade eletrônica a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso.

Quanto menor for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.

Exercícios

- (UFV-MG) Os átomos neutros de dois elementos químicos A e B, estáveis, apresentam respectivamente as distribuições eletrônicas:
 - A: K-2, L-8, M-7.
 - B: K-2, L-7.
 Pode-se dizer, a respeito desses dois elementos, que:
 - a. Apresentam o mesmo número de nêutrons.
 - b. São metais.
 - c. Apresentam o mesmo número de prótons.
 - d. Pertencem à mesma família da tabela periódica.
 - e. Apresentam o mesmo raio atômico.
- As são feitas com base na combinação de pigmentos inorgânicos, materiais formadores de película e solventes. A mistura de diferentes pigmentos é responsável pela grande variedade de tons e cores existentes. Na composição dos pigmentos, podemos encontrar

diversos elementos químicos, tais como Pb, Fe, Al, Si, Hg, Cr e Ba.

- a. Qual, dentre esses elementos, apresenta menor potencial de ionização?
 - b. Quais desses elementos são metais de transição?
03. (PUC-RS) Comparando o cloro e o sódio, os dois elementos químicos formadores do sal de cozinha, é correto afirmar que:
- a. O cloro tem menor energia de ionização.
 - b. O sódio tem raio atômico maior.
 - c. O sódio tem maior afinidade eletrônica.
 - d. Os íons de ambos são isoeletrônicos.
 - e. Ambos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.
04. Indique se são verdadeiras (V) ou falsas (F) as afirmações relacionadas com as propriedades periódicas dos elementos.
- I. Dependem das massas atômicas dos elementos.
 - II. Repetem-se em intervalos mais ou menos regulares em relação ao aumento dos números atômicos.
 - III. São semelhantes em um mesmo grupo de elementos.
 - IV. São semelhantes em um mesmo grupo de elementos.
 - V. Em um mesmo grupo, os valores numéricos das propriedades periódicas sempre aumentam, quando há aumento do número atômico dos elementos.
05. A alternativa que apresenta os elementos em ordem crescente de seus potenciais de ionização é:
- a. Hélio, carbono, berílio, sódio.
 - b. Neônio, flúor, oxigênio, lítio.
 - c. Sódio, neônio, carbono, lítio.
 - d. Flúor, potássio, carbono, berílio.
 - e. Potássio, sódio, nitrogênio, neônio.
06. (Unifor-CE) Sejam os seguintes átomos neutros representados pelos símbolos hipotéticos X, Y, Z e T e suas respectivas configurações eletrônicas:
- X $\rightarrow 1s^2$
Z $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Y $\rightarrow 1s^2 2s^2$
T $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

O que apresenta maior energia de ionização é:

- a. Y
 - b. Z
 - c. T
 - d. X
 - e. Nenhuma das alternativas.
07. (UFMG) A propriedade cujos valores diminuem à medida que aumenta o número atômico na coluna dos halogênios é:
- a. Densidade da substância elementar.
 - b. Primeira energia de ionização do átomo.
 - c. Raio atômico.
 - d. Temperatura de ebulição da substância elementar.
 - e. Temperatura de fusão da substância elementar.
08. (Fesp-SP) Constituem propriedades aperiódicas dos elementos:
- a. Densidade, volume atômico e massa atômica.
 - b. Ponto de fusão, eletronegatividade e calor específico.
 - c. Volume atômico, massa atômica e ponto de fusão.
 - d. Massa atômica, calor específico e ponto de fusão.
 - e. Massa atômica e calor específico.

Capítulo 4: Ligações Químicas

Na natureza os átomos também se unem, dando origem à enorme variedade de materiais conhecidos atualmente.

Em condições ambientes, apenas os gases nobres são formados por átomos isolados uns dos outros, ou seja, átomos que têm pouca tendência de se unir com outros átomos; dizendo então que eles são muito estáveis, ou seja, pouco reativos. Os átomos dos demais elementos químicos, pelo contrário, não só se atraem mutuamente como também atraem átomos de outros elementos, formando agregados suficientemente estáveis, que constituem as substâncias compostas. As forças que mantêm os átomos unidos são fundamentalmente de natureza elétrica e são denominadas ligações químicas.

Através das percepções observadas na metade do século XIX, surgiu a ideia de valência, entendida como a capacidade de um átomo ligar-se a outros. Dizemos que o hidrogênio tem uma valência: é monovalente; o oxigênio tem duas valências: é bivalente; o nitrogênio tem três valências: é trivalente; o carbono tem quatro valências: é tetravalente; e assim por diante.

Apesar dessas constatações, somente em 1916 os cientistas Gilbert N. Lewis e Walter Kossel chegaram a uma explicação para as uniões entre os átomos, criando a teoria eletrônica de valência. Considerando as configurações eletrônicas dos gases nobres, com exceção do Hélio, constatou-se que os átomos dos gases nobres têm sempre 8 elétrons na última camada eletrônica, o chamado octeto eletrônico.

Foi associando a observação de que os átomos dos gases nobres têm pouca tendência a se unirem entre si ou com outros átomos com a observação de que os átomos dos gases nobres têm o número máximo de elétrons na última camada, que os cientistas Lewis e Kossel lançaram esta hipótese: os átomos, ao se unirem, procuram perder ou ganhar elétrons na última camada até adquirirem a configuração eletrônica de um gás nobre. Essa hipótese costuma ser traduzida pela chamada regra do octeto.

A Regra do octeto, é definida pela estabilidade adquirida de um átomo quando possui 8 elétrons na última camada eletrônica.

Uma ligação química pode ser de três tipos: iônica, covalente e metálica.

Ligação Iônica

Nas uniões entre átomos, existe a tendência ao equilíbrio e melhor distribuição de forças entre os átomos que participam da ligação química.

A ligação iônica é a união entre átomos, depois que um átomo transfere definitivamente um, dois ou mais elétrons a outro átomo.

A ligação iônica é, em geral, bastante forte, mantendo os íons firmemente presos no reticulado. Por esse motivo, os compostos iônicos são sólidos e, em geral, tem ponto de fusão e ponto de ebulição elevados. A ligação ocorre, em geral, entre átomos de metais com átomos de ametais.

Quando um átomo perde elétrons, o núcleo passa a atrair mais fortemente os elétrons restantes; desse modo, o diâmetro ou raio do cátion é sempre menor que o diâmetro ou raio do átomo original. Ao contrário, quando um átomo recebe elétrons, a repulsão entre os próprios elétrons fará com que a distância entre eles aumente, aumentando assim o raio do ânion; conseqüentemente, o raio do ânion é sempre maior que o raio do átomo original.

Ligação Covalente

Esse tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos tendem a receber elétrons. Como é impossível que todos os átomos recebam elétrons sem ceder nenhum, eles compartilham seus elétrons, formando pares eletrônicos. Cada par eletrônico é constituído por um elétron de cada átomo e pertence simultaneamente aos dois átomos. Como não ocorre ganho nem perda de elétrons, formam-se estruturas eletricamente neutras, de grandeza limitada, denominadas moléculas.

Conseqüentemente, esse tipo de ligação aparece entre dois átomos de ametais, ou entre um desses elementos e o hidrogênio.

Quando se trata não mais da ligação covalente usual, em que cada ligação é formada por 1 elétron de cada átomo, mas de uma covalência especial, na qual o par eletrônico é cedido apenas por um dos átomos da ligação, antigamente, esse tipo de ligação era denominada ligação dativa e indicada por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par eletrônico.

Alguns compostos não obedecem à regra do octeto, como por exemplo, as ligações se completam com menos de 8 elétrons. Isso acontece com o berílio (Be) e o boro (B), que, em certas moléculas, não completam o octeto.

Em outros casos, as ligações perfazem mais do que 8 elétrons. Ocorre geralmente com o fósforo (P) e o enxofre (S), que, em certas moléculas, aparecem com 10 e 12 elétrons na camada de valência.

Esses casos só ocorrem quando o átomo central é relativamente grande, para que possa acomodar tantos elétrons ao seu redor. Por isso essa chamada camada de valência expandida só aparece em elementos a partir do terceiro período da tabela periódica.

Ligação Metálica

Uma das principais características dos metais é a condução fácil da eletricidade. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons levou à criação da chamada teoria da nuvem eletrônica. Em linhas gerais, essa teoria diz que muitos átomos do metal “soltam” elétrons, que passam a transmitir livremente pelo reticulado metálico. Forma-se então, no interior do metal, uma “nuvem” de elétrons, que mantém os átomos unidos – essa é a ligação metálica.

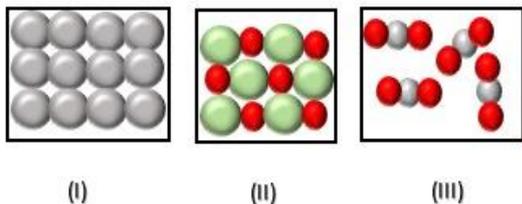
Os metais têm propriedades características, que permitem muitas aplicações práticas no dia-a-dia. As principais são: o brilho característico, boa condutividade, alto ponto de fusão, resistência à tração, maleabilidade e ductilidade.

Exercícios

01. Explique por que o íon sódio (Na^+) é muito mais estável que o átomo de sódio (Na).
02. O átomo de alumínio tem configuração eletrônica $2 - 8 - 3$; o do oxigênio, $2 - 6$. Quais são as configurações dos íons formados? Qual é a fórmula do composto resultante?
03. (UFPA) Sejam os elementos X, com 53 elétrons, e Y, com 38 elétrons. Depois de fazer a sua distribuição eletrônica, pode-se afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:
 - a. YX_2 .
 - b. Y_3X_2 .
 - c. Y_2X_3 .
 - d. Y_2X .
 - e. YX .
04. Os elementos X e Y, tem configurações eletrônicas $1s^2, 2s^2, 2p^5$ e $1s^1$, respectivamente, em suas camadas de valência.
 - a. A que grupos da tabela periódica pertencem os elementos X e Y?
 - b. Qual será a fórmula do composto constituído pelos elementos X e Y? E o tipo de ligação formada? Justifique sua resposta.
05. (Fecolinas-TO/Fundeg-MG) Sabendo que o número atômico do cálcio é 20 e do cloro é 17, a fórmula de um provável composto entre os dois elementos será:
 - a. CaCl_3 .
 - b. CaCl .
 - c. Ca_2Cl_2 .
 - d. Ca_3Cl_2 .
 - e. CaCl_2 .
06. (UCDB-MS) Um elemento de configuração $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ possui forte tendência para:
 - a. Perder 5 elétrons.
 - b. Perder 1 elétron.
 - c. Perder 2 elétrons.
 - d. Ganhar 2 elétrons.
 - e. Ganhar 1 elétron.
07. Baseado nas posições dos elementos na tabela periódica, preveja a fórmula do composto químico formado pelos seguintes pares de elementos químicos.
 - a. Carbono e bromo.
 - b. Magnésio e cloro.
 - c. Potássio e enxofre.
 - d. Nitrogênio e cloro.
 - e. Silício e cloro.
 - f. Fósforo e flúor.
08. (Unirio-RJ) O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença deste gás, o globo seria gelado e inabitável. Porém, quando ele é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:
 - a. 4.
 - b. 1.
 - c. 2.
 - d. 3.
 - e. 0.
09. (Unifor-CE) Quando se comparam as espécies químicas CH_4 , NH_3 e NaCl , pode-se afirmar que os átomos estão unidos por ligações covalentes somente no:
 - a. CH_4 e no NH_3 .
 - b. NH_3 e no NaCl .
 - c. CH_4 e no NaCl .
 - d. CH_4 .
 - e. NH_3 .

Justifique sua resposta.

10. (Fuvest-SP) As figuras abaixo representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente.



Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente:

- Cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
 - Cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
 - Dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
 - Ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
 - Ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.
11. Dos elementos Cloro, Fósforo e Mercúrio, qual é o que apresenta carácter metálico mais pronunciado? Por quê?
12. Cite três propriedades referentes aos metais. Dê cinco exemplos de metais.
13. Considere as espécies químicas Br_2 e KBr . Dados os números de elétrons na camada de valência, $K=1$ e $\text{Br}=7$, explique, justificando, o tipo de ligação que ocorre entre os átomos de:
- Bromo, no Br_2 .
 - Potássio e bromo, no KBr .

Capítulo 5: Geometria Molecular e Polaridade de Moléculas

Geometria molecular

Quando átomos de ametais se unem, formam por meio de uma ou mais ligações covalentes. Como consequência dessa união, surgem as moléculas com dois ou mais átomos.

Utilizam a expressão geometria molecular para designar a maneira como os núcleos dos átomos que constituem a molécula se acham posicionados uns em relação aos outros.

Os pares de elétrons que ligam os átomos, e até mesmo os pares não ligantes, se repelem, procurando alcançar a disposição mais espaçada possível no espaço. Por exemplo, a molécula CH_4 não é plana, mas sim espacial. O átomo de carbono está no centro de um tetraedro regular, e os quatro átomos de hidrogênio, nos vértices desse tetraedro. Essas ideias representam a chamada teoria da **repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR)**.

Em linhas gerais, essa teoria estabelece que, ao redor do átomo central, os pares eletrônicos ligantes e os não-ligantes se repelem, tendendo a ficar tão afastados quanto possível.

Para determinar a geometria de uma molécula, o modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência propõe uma sequência de passos que leva em conta as ideias:

- Escreva a fórmula eletrônica da substância e conte quantos “pares de elétrons” existem ao redor do átomo central.
- Escolha a disposição geométrica que distribua esses “pares de elétrons”, assegurando a máxima distância entre eles.
- Apesar de serem os pares de elétrons que determinam a distribuição geométrica ao redor do átomo central, a geometria molecular é uma expressão da posição relativa dos núcleos dos átomos nela presentes. Assim, considerando apenas os átomos unidos ao átomo central, determinando, finalmente, a geometria da molécula.

Polaridade de ligações

Uma ligação covalente significa o compartilhamento de um par eletrônico entre dois átomos. Quando os dois átomos são diferentes, é comum um deles atrair o par eletrônico para o seu lado, é o que acontece, por exemplo, na molécula HCl .

O cloro atrai o par eletrônico para si. Dizemos, por isso, que o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e que a ligação covalente está polarizada, ou seja, que se trata de uma ligação covalente polar.

A partir disso denomina-se que eletronegatividade é a capacidade que um átomo tem de atrair para si o par eletrônico que se compartilha com outro átomo, numa ligação química.

Uma decorrência importante do estudo da eletronegatividade dos elementos é que, em função da diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos, pode-se classificar as ligações covalentes em ligações apolares e ligações polares.

As ligações apolares são as que apresentam a mesma eletronegatividade, ou seja, a diferença entre eles será igual ou aproximada a zero.

Enquanto as ligações polares possuem diferentes eletronegatividades, assim a diferença entre elas não será zero.

Surge então a dúvida, quando uma molécula tem ligações polares, ela será obrigatoriamente polar? Nem sempre, pois a polaridade de uma molécula depende não só da polaridade de suas ligações, mas também da forma geométrica da molécula. Quando os vetores momento dipolar se anulam, ela será apolar. Pelo contrário, quando **os vetores momento dipolar** não se anulam, a molécula será polar.

A medida da polaridade das moléculas é feita pelo chamado momento dipolar, que é representado pela letra grega μ (mi) e que depende da diferença de eletronegatividade e da distância entre os átomos da ligação.

É importante comentar que a polaridade das moléculas influi nas propriedades das substâncias. Um exemplo importante é o da miscibilidade (ou solubilidade) das substâncias. A água e o álcool comum, que são polares, misturam-se em qualquer proporção. A gasolina e o querosene, que são apolares, também se misturam em qualquer proporção. Já a água (polar) e a gasolina (apolar) não se misturam.

Desses conceitos decorre a seguinte regra prática: Substância polar tende a se dissolver em outra substância polar e substância apolar tende a se dissolver em outra substância apolar. Ou, de forma mais resumida, “semelhante dissolve semelhante”.

Ligações intermoleculares

O que mantém as moléculas unidas nos estados sólido e líquido são as chamadas ligações ou forças ou interações intermoleculares. São fundamentalmente de três tipos: interações dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio e interações dipolo instantâneo-dipolo induzido.

A molécula de HCl, devido à diferença de eletronegatividade entre H e Cl, é polar. Sua extremidade negativa atrai a extremidade positiva de outra molécula vizinha, o mesmo ocorrendo com sua parte positiva, que interage atrativamente com a parte negativa de outra molécula vizinha. Essa força de atração

entre os dipolos das moléculas é chamada de **interação dipolo-dipolo**, interação dipolo permanente ou, ainda, interação dipolar.

Já, quando, em uma molécula, tivermos o hidrogênio ligado a um átomo pequeno e muito eletronegativo (F, O, N), haverá uma grande polarização dessa ligação, o que produzirá no hidrogênio um intenso polo positivo. Essa polarização leva o hidrogênio a interagir com o par de elétrons de outra molécula vizinha, resultando numa interação extraordinariamente forte entre as moléculas, chamada de **ligação de hidrogênio** ou ponte de hidrogênio. Trata-se de uma interação mais forte do que as do tipo dipolo-dipolo.

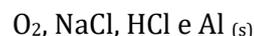
Considere agora uma molécula apolar. Ela possui uma nuvem de elétrons em contínuo movimento. Se, durante uma pequena fração de segundo, essa nuvem eletrônica estiver um pouco deslocada para um dos extremos da molécula, pode dizer que foi criado um **dipolo instantâneo**, ou seja, por um instante apareceram dois polos na molécula.

A extremidade positiva desse dipolo atrai os elétrons da molécula vizinha, na qual, por sua vez, também aparece um dipolo, chamado **dipolo induzido**, isto é, provocado pela primeira molécula. Esses dois dipolos, o instantâneo e o induzido, se atraem como no caso dos dipolos permanentes. A diferença é que essa situação dura apenas fração de segundo. As atrações desse tipo são mais fracas do que entre dipolos permanentes.

As interações dipolo instantâneo-dipolo induzido são conhecidas também como forças dipolo induzido-dipolo induzido ou ainda forças de dispersão de London.

Exercícios.

- Explique o modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR).
- (Ufac) As espécies químicas a seguir apresentam, respectivamente, ligações:



- Covalente apolar, iônica, covalente polar e metálica.
- Covalente apolar, covalente polar, iônica e metálica.
- Iônica, covalente apolar, covalente polar e metálica.
- Metálica, covalente polar, iônica e covalente apolar.
- Covalente polar, iônica, covalente apolar e metálica.

03. Julgue como verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma das seguintes afirmativas:
- Nos compostos covalentes, a ligação ocorre por compartilhamento de elétrons entre átomos.
 - A condutividade elétrica dos metais se explica pela mobilidade dos elétrons a sua estrutura.
 - As ligações iônicas ocorrem entre átomos de eletronegatividade semelhante.
04. O carbono e o silício pertencem à mesma família da tabela periódica.
- Qual o tipo de ligação existente no composto SiH_4 ?
 - Embora a eletronegatividade do silício seja 1,7 e a do hidrogênio 2,1, a molécula do SiH_4 é apolar. Por quê?
05. Qual das substâncias abaixo apresenta moléculas que, nos estados sólido e líquido, estão associadas por pontes de hidrogênio? Explique sua resposta.
- H_2 .
 - CH_4 .
 - NH_3 .
 - PH_3 .
 - NaH .
06. (UFRGS-RS) O gás metano (CH_4) pode ser obtido no espaço sideral pelo choque entre os átomos de hidrogênio liberados pelas estrelas e a grafite presente na poeira cósmica. Sobre as moléculas do metano pode-se afirmar que o tipo de ligação intermolecular e sua geometria são, respectivamente:
- Ligação de hidrogênio e tetraédrica.
 - Força de van der Waals e trigonal plana.
 - Covalentes e trigonal plana.
 - Forças de van der Waals e tetraédrica.
 - Ligações de hidrogênio e trigonal plana.
07. (UEPG-PR) O nitrogênio, principal constituinte do ar atmosférico, é uma substância apolar que pode ser liquefeita a baixas temperaturas. Nesse estado, as forças que unem as moléculas umas às outras são conhecidas como:
- Pontes de hidrogênio.
 - Interações dipolo-dipolo.
 - Ligações metálicas.
 - Pontes bissulfeto.
 - Forças de London.
08. (Unicamp-PE) Qual dos compostos seguintes apresenta maior caráter covalente?
- KBr.
 - NaBr.
 - CaBr_2 .
 - MgBr_2 .
 - BeBr.
09. Qual das moléculas tem maior momento dipolar? Justifique.
- H_2O ou H_2S
 - CH_4 ou NH_3

Capítulo 6: Introdução as Reações Químicas

Se uma ou mais substâncias, presentes no estado inicial de um sistema, transformam-se em uma ou mais substâncias diferentes, que estarão presentes no estado final, a transformação é uma reação química, ou transformação química. Assim, uma **reação química** é um processo em que novas substâncias são formadas a partir de outras.

Para saber se houve uma reação química, precisamos comparar as propriedades das substâncias presentes no sistema, nos estados inicial e final.

Existem muitos exemplos de reações químicas no cotidiano. Entre eles estão a formação da ferrugem, o apodrecimento dos alimentos, a produção de húmus no solo, a queima de gás num fogão e de gasolina, álcool ou óleo diesel no motor de um veículo.

As substâncias inicialmente presentes num sistema e que se transformam em outras devido à ocorrência de uma reação química são denominadas reagentes. E as novas substâncias produzidas são chamadas produtos.

Leis das reações químicas

Não há uma data que possa estabelecer como o início da química. No entanto, alguns cientistas que viveram nos séculos XVII e XVIII deram importantes contribuições para o estabelecimento dessa ciência.

Entre esses cientistas, um dos mais importantes foi o francês Antoine Laurent Lavoisier. Seus trabalhos, realizados no século XVIII, foram tão importantes que alguns o consideram o “pai da química”. Entre suas contribuições, a mais conhecida e relevante é a Lei da Conservação da Massa, enunciada por ele após realizar inúmeras reações químicas dentro de recipientes fechados.

Usando uma balança, Lavoisier determinou a massa do recipiente antes e depois de a reação química acontecer. Comparando as medidas, ele pôde enunciar que:

A massa final de um recipiente fechado, após ocorrer dentro dele uma reação química, é sempre igual a massa inicial.

Essa importante generalização é a **Leis da Conservação da massa**, ou **Lei de Lavoisier**, que também pode ser enunciada de outra maneira:

Quando uma reação química é realizada num recipiente fechado, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes.

Enquanto Lavoisier observou a massa dos componentes de uma reação fechada, o francês Joseph-Louis analisou as reações de decomposição e percebeu que as substâncias compostas têm uma composição fixa.

Por meios de muitos estudos, Proust concluiu que, a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual sua origem.

Em outras palavras, uma certa substância composta, seja obtida de fontes naturais ou produzida em laboratório, sempre é formada pelos mesmos elementos químicos numa mesma proporção, em massa.

Essa generalização ficou conhecida como **Lei das proporções** constantes, ou **Lei de Proust**.

Classificação das reações químicas

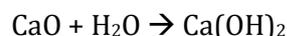
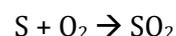
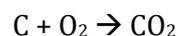
As reações químicas podem ser classificadas segundo vários critérios. Por exemplo, quando uma reação libera energia na forma de calor, ela é chamada de exotérmica. Pelo contrário, quando uma reação consome energia na forma de calor para se processar, é chamada de endotérmica.

No momento, a classificação que mais interessa é a que agrupa as reações em: reações de síntese ou de adição, reações de análise ou de decomposição, reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca, e as reações de dupla-troca ou de dupla substituição.

Reações de síntese ou de adição

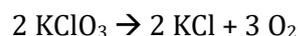
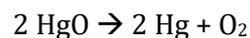
Ocorrem quando duas ou mais substâncias reagem, produzindo uma única substância mais complexa.

A reação de síntese é denominada: síntese total, quando partimos apenas de substância simples; e síntese parcial, quando, entre os reagentes, já houver no mínimo uma substância composta. Por exemplo:



Reações de análise ou de decomposição

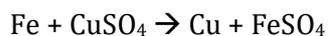
Ocorrem quando uma substância se divide em duas ou mais substâncias de estruturas mais simples. Por exemplo:



Certas reações de análise ou de decomposição recebem nomes especiais, como: pirólise, decomposição pelo calor; fotólise, decomposição pela luz; e eletrólise, decomposição pela eletricidade.

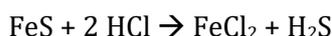
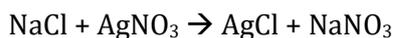
Reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca

Ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta e desloca desta última uma substância simples:



Reações de dupla-troca ou de dupla substituição

Ocorrem quando dois compostos reagem, permutando entre si dois elementos ou radicais e dando origem a dois novos compostos:



Quando ocorre uma reação química?

Para duas substâncias reagirem quimicamente, é necessário que suas moléculas ou íons sejam postos em contato do modo mais eficaz possível. Além disso, é necessário que os reagentes tenham uma certa reatividade ou afinidade química, ou seja, uma certa tendência a reagir.

Embora seja fácil constatar que existem reagentes mais reativos e outros menos reativos, deve-se avisar que o estudo da reatividade e da afinidade química é bastante complexo. Entretanto, para as reações comuns, pode-se indicar certos critérios que permite prever quais serão os produtos formados, a partir de determinados reagentes.

Exercícios

- Quando uma folha de papel queima, diz que há uma reação química. Já quando uma folha de papel é resgada, não há química. Explique a razão para a diferente classificação de ambos os processos.
- (UFPE) Considere as seguintes tarefas realizadas no dia-a-dia de uma cozinha e indique aquelas que envolvem transformações químicas:
 - Aquecer uma panela de alumínio.
 - Acender um fósforo.
 - Ferver água.
 - Queimar açúcar para fazer caramelo.
 - Fazer gelo.

03. O óxido nítrico foi estudado em laboratório. Na decomposição de diferentes quantidades dessa substância os resultados foram:

Decomposição de:	Oxido nítrico	Nitrogênio	Oxigênio
15g de óxido	15 g	7 g	8 g
30g de óxido	30 g	14 g	16 g
60g de óxido	60 g	28 g	32 g
90g de óxido	90 g	42 g	48 g

Mostre, em seu caderno, que esses resultados estão de acordo com a Lei de Lavoisier e com a Lei de Proust.

- (Uespi) Qualquer que seja a procedência ou processo de preparação do NaCl, pode-se afirmar que sua composição é sempre 39,32% de sódio e 60,68% de cloro, com base na lei de:
 - Lavoisier.
 - Dalton.
 - Proust.
 - Richter.
 - Avogadro.
- Dadas as reações abaixo, apresente sua classificação:
 - $\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn} (\text{NO}_3)_2$
 - $(\text{NH}_4)_2 + \text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
 - $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{NaCl}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - $2 \text{AgCl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{NaCl}$
 - $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
 - $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
 - $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$
 - $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
 - $3 \text{CuSO}_4 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Cu}$

Capítulo 7: Reações de Oxirredução

O fogo é o exemplo mais comum de oxirredução: quando um material qualquer entra em combustão, ele reage com o oxigênio do ar, e nessa reação ocorre oxirredução. O fenômeno da oxirredução também está presente quando o ferro enferruja, quando as calças jeans descoram, quando se descolorem os cabelos, com água oxigenada, quando as pilhas e acumuladores produzem eletricidade e em muitas outras situações.

Do ponto de vista da estrutura da matéria, a oxirredução é apenas a transferência de elétrons entre átomos.

Na formação de uma ligação iônica, um dos átomos cede definitivamente elétrons para outro, por exemplo, o sódio (Na) cede um elétron para o cloro (Cl), dizemos daí, que o Na sofreu oxidação (perda de elétrons) e o cloro sofreu redução (ganhou elétrons). Evidentemente, os fenômenos de oxidação e de redução são sempre simultâneos e constituem a chamada reação de oxirredução ou redox.

Conceitos de oxidação e redução

O significado primitivo da palavra oxidação foi o de reação com o oxigênio. Enquanto a palavra redução, tinha como significado, volta ao estado inicial.

Atualmente a oxidação é a perda de elétrons, ao mesmo tempo que a redução é o ganho de elétrons. Quando se trata de uma reação de oxirredução, falamos então que houve a transferência de elétrons.

No exemplo citado anteriormente, o cloro é chamado de oxidante, porque provoca as oxidações do sódio. Ao contrário, o sódio é chamado de redutor, pois provoca a redução do cloro.

Reações de oxirredução

Para que uma reação de oxirredução ocorra, um dos reagentes deve apresentar a tendência de ceder elétrons, e outro, de receber elétrons. Em relação a essas tendências, é fundamental destacar o comportamento dos metais e dos ametais.

Os metais têm sempre tendência para ceder elétrons; conseqüentemente, os metais se oxidam e agem como redutores. Comparando vários metais, consegue-se determinar quais são os metais que têm maior tendência e quais os que tem menos tendência para ceder elétrons. A partir disso, surgiu a fila da reatividade ou fila de tensões eletrolíticas, que é dada parcialmente a seguir:

K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe H Cu Hg Ag Au



Reatividade (eletropositividade) crescente

Qualquer metal dessa fila pode ceder elétrons, ou seja, reduzir cátions de outro metal colocando à sua direita na fila.

Os ametais têm sempre tendência para receber elétrons; conseqüente, os não-metais se reduzem e agem como oxidantes. Pode-se também arrumar os ametais em uma fila de reatividade:

F O Cl Br I S



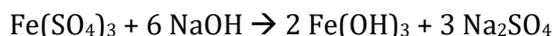
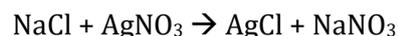
Reatividade (eletronegatividade) crescente

Qualquer ametal dessa fila pode receber elétrons ou oxidar, ou seja, deslocar qualquer outro ametal que venha mais adiante na fila.

Reações que não são de oxirredução

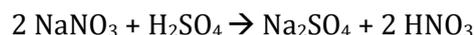
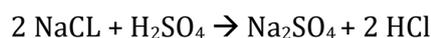
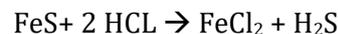
As mais importantes, nesse caso, são as reações de dupla-troca. Elas ocorrem em três situações: Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes, quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes e quando um dos produtos for menos ionizável que os reagentes.

Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes, a reação de dupla-troca pode acontecer desde que tenha reagentes solúveis e ao menos um produto insolúvel que irá formar um precipitado.

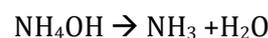
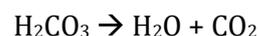


Lembre-se que a maior parte das reações ocorre em solução aquosa.

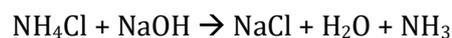
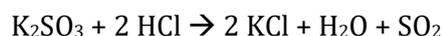
Quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes, a reação de dupla-troca pode acontecer se houver pelo menos um produto volátil.



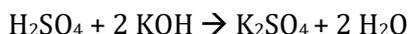
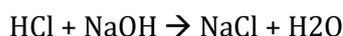
Os exemplos mais importantes de produtos gasosos que tendem a escapar do sistema em reação são os ácidos HF, HCl, HBr, HI, H₂S e HCN. Pelo contrário, o H₂SO₄ é muito pouco volátil (ácido fixo), servindo, por isso, para produzir outros ácidos. Três casos importantes de desprendimento gasoso são devido às seguintes decomposições espontâneas:



Por esse motivo, em toda reação de dupla-troca, em que deveria haver produção de H₂CO₃, H₂SO₃ ou NH₄OH, terá, na verdade, água e CO₂, SO₂ ou NH₃, respectivamente.

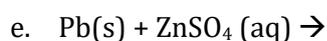
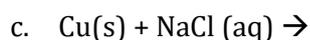
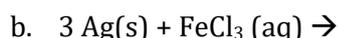
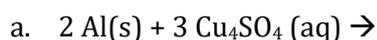


Quando um dos produtos for menos ionizável que os reagentes, nesse caso, o exemplo mais comum é a reação de salificação, na qual se forma um sal (composto iônico) e água (composto molecular)



Exercícios

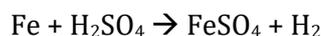
01. (UFSM-RS) Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, assinale a reação que irá ocorrer espontaneamente:



02. (Mackenzie-SP) Analisando a fila de reatividade dada, pode-se afirmar que a reação que não ocorrerá é:



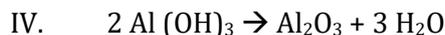
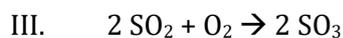
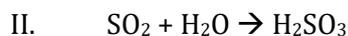
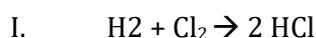
03. Dada a equação:



a. Qual é o oxidante?

b. Qual é o redutor?

04. (UFV-MG) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:



Quais são as reações de oxirredução?

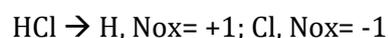
Capítulo 8: Número de Oxidação

Conceito de número de oxidação

No caso dos compostos iônicos, chama-se número de oxidação (Nox) a própria carga elétrica do íon, ou seja, o número de elétrons que o átomo perdeu ou ganhou. Por exemplo:

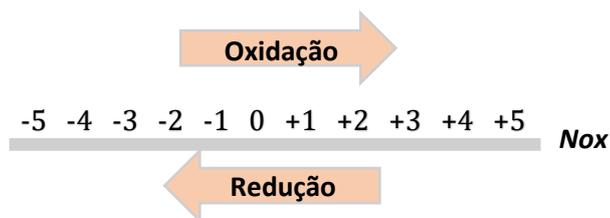


E no caso dos compostos covalentes? Nesse caso, não há um átomo que perca e outro que ganhe elétrons, já que os átomos estão compartilhando elétrons. Entretanto pode-se estender o conceito de número de oxidação também para os compostos covalentes, dizendo que seria a carga elétrica teórica que o átomo iria adquirir se houvesse quebra da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo. Por exemplo, já se sabe que no HCl o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e, em consequência, atrai o par eletrônico covalente para si.



Em suma, nos compostos iônicos, os números de oxidação é a carga elétrica do íon. Nos compostos covalentes, o número de oxidação é a carga elétrica que o átomo iria adquirir se houvesse ruptura da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.

Dado o conceito de número de oxidação, pode-se ampliar o conceito de oxidação e de redução, dizendo que, oxidação é a perda de elétrons ou o aumento do número de oxidação de um elemento. Enquanto a redução é o ganho de elétrons ou a diminuição do número de oxidação de um elemento.



Número de oxidação usuais

É importante lembrar que, o número de oxidação de um elemento ou substância simples é zero. Nos compostos, temos os seguintes valores usuais:

I. O número de oxidação do hidrogênio é sempre +1 (exceto nos hidretos metálicos, como NaH, CaH₂ etc., nos quais é -1);

II. O número de oxidação do oxigênio é sempre -2 (exceto nos peróxidos, como H₂O₂, Na₂O₂ etc., nos quais é -1);

III. O número de oxidação dos elementos das colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16 e 17, da classificação da tabela periódica pode

ser deduzido do próprio número da coluna, de acordo com a tabela a seguir:

Nº da coluna	1	2	13	14	15	16	17
Nox Máx. (perda de e ⁻)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Nox Min. (ganho de e ⁻)				-4	-3	-2	-1

Cálculo dos números de oxidação

É fácil calcular o número de oxidação de um elemento que aparece numa substância, se você lembrar que a soma dos números de oxidação de todos os átomos, numa molécula, é zero.

Para calcular o número de oxidação de um elemento formador de um íon composto, deve-se lembrar que a soma dos números de oxidação de todos os átomos, num íon composto, é igual a própria carga elétrica do íon.

Exercícios

- Quais são os números de oxidação do iodo nas substâncias I₂, NaI, NaIO₄ e AlI₃?
- Determine o número de oxidação dos compostos abaixo:
 - KMnO₄
 - CaCO₃
 - CaC₂
 - CO₂
 - CH₄
 - N₂O₅
 - NO
 - HNO₃
 - NaNO₂
- (UFV-MG) A substância na qual o manganês apresenta maior número de oxidação é:
 - K₂MnO₄
 - KMnO₄
 - MnO₂
 - Mn
 - MnSO₄
- (UGF-RJ) Os números de oxidação dos halogênios nos compostos KBr, NaIO₃, F₂ e Cl₂O₃ são, respectivamente:
 - 1, +5, 0, +3.
 - 1, -5, -2, -3.
 - +1, -1, -2, +2.
 - +1, +3, 0, +5.
 - 1, -1, -1, -1.

Capítulo 9: Funções Inorgânicas

Introdução

Uma classificação importante das substâncias químicas é a que as divide em inorgânicas e orgânicas.

No século XX dizia-se que uma substância inorgânica é a que se origina dos minerais, enquanto a substância orgânica é a que se origina dos organismos vivos. Posteriormente, verificou-se que todas as substâncias orgânicas contêm o elemento carbono, então, passou a dizer que a substância orgânica, são as que contêm carbono. Já as inorgânicas são formadas pelos demais elementos químicos.

Atualmente, são conhecidas exceções; de fato, há compostos que se comportam como substâncias inorgânicas, como o CO, CO₂, Na₂, CO₃, KCN etc., mas que contêm carbono. Devido às suas características, essas substâncias são consideradas inorgânicas.

Acontece, porém, que o número de compostos inorgânicos é também muito grande, o que determina sua subdivisão em agrupamentos menores denominados funções químicas inorgânicas. De modo geral, conceitua-se função química como um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes, denominadas propriedades funcionais. As principais funções inorgânicas são os **ácidos, bases, sais e óxidos**.

Ácidos, bases e condutividade elétrica

Analisando inicialmente o NaOH e HCl, observa-se que nenhuma das duas conduzem corrente elétrica. E para explicar esse fato, vamos partir da informação de que a corrente elétrica é um fluxo ordenado de cargas elétricas.

No NaOH sólido há íons, mas eles não estão livres para se movimentar. Estão “travados” em suas respectivas posições no retículo cristalino iônico do composto. O HCl gasoso é formado por moléculas, e por isso, não conduz corrente elétrica.

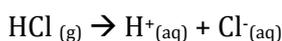
Entretanto quando dissolvidos em soluções aquosas, os mesmos conduzem corrente elétrica. Isso ocorre pois quando o NaOH se dissolve na água, sofre o processo de dissociação iônica. A dissociação iônica é a separação dos íons que ocorre quando uma substância iônica se dissolve em água.



Através da dissociação iônica passam a existir, na solução, íons livres para se movimentar e, dessa forma, conduzir a corrente elétrica. Todas as substâncias iônicas, ao se dissolverem em água, sofrem o processo de dissociação iônica. Entre essas substâncias iônicas, pode-se destacar as bases, das quais NaOH é um exemplo.

O HCl, por sua vez, é uma substância molecular, pois a ligação entre o H e o Cl é covalente. Como não

há íons no HCl, ele não pode sofrer dissociação iônica. Ao dissolver na água ocorre o processo de ionização, onde as moléculas são quebradas ao entrar em contato com a água, originando íons.



Graças a ionização, quando o HCl se dissolve em água são criados íons livres para conduzir a corrente elétrica.

Fundamentado em experiências de condutividade elétrica, o químico Arrhenius propôs, em 1887, as seguintes definições:

Ácido é todo composto que, dissolvido em água, origina H^{+} como único cátion (o ânion varia de ácido para ácido).

Base é todo composto que, dissolvido em água, origina OH^{-} como único ânion (cátion varia de base para base).

Assim, para Arrhenius, o íon H^{+} é o responsável pelo sabor azedo dos ácidos e por sua ação sobre indicadores. Da mesma forma, o íon OH^{-} é o responsável pelo sabor adstringente das bases, por sua ação sobre indicadores e pelo ataque à pele, tornando-a escorregadia.

Ácidos

Os ácidos podem ser divididos em dois grupos: os que não contêm oxigênio (não-oxigenados) e os que contêm (oxigenados).

Os ácidos não-oxigenados (hidrácidos) são substâncias gasosas nas condições ambientes, como por exemplo HF, HCl, HBr, HI, H_2S e HCN. Quando dissolvidas em água são consideradas ácidos, pois sofrem ionização liberando íons H^{+} . Para denominar esse tipo de ácido, basta escrever o nome do elemento, seguido da terminação **ídrico**:

HF: ácido fluorídrico

HCl: ácido clorídrico

HBr: ácido bromídrico

HI: ácido iodídrico

H_2S : ácido sulfídrico

HCN: ácido cianídrico

Há várias maneiras de ensinar a dar nome para os **ácidos oxigenados (oxiácidos)**. Mas a que se considera mais prática para ser apresentada neste momento requer que se conheça a fórmula de seis ácidos, quatro dos quais são:

HNO_3 : ácido nítrico

HClO_3 : ácido clórico

H_2SO_4 : ácido sulfúrico

H_3PO_4 : ácido fosfórico

Perceba que todos os nomes terminam em **ico**. A partir deles, acrescentando ou retirando oxigênio, consegue-se a fórmula de outros ácidos.

HClO_4 (ácido perclórico)	-	-	-
HClO_3 (ácido clórico)	H_2SO_4 (ácido sulfúrico)	HNO_3 (ácido nítrico)	H_3PO_4 (ácido fosfórico)
HClO_2 (ácido cloroso)	H_2SO_3 (ácido sulfuroso)	HNO_2 (ácido nitroso)	H_3PO_3 (ácido fosforoso)
HClO (ácido hipocloroso)	-	-	H_3PO_2 (ácido hipofosforoso)

Carbono e boro formam os ácidos carbônico e bórico, cujas fórmulas são úteis conhecer:

H_2CO_3 : ácido carbônico

H_3BO_3 : ácido bórico

Como já visto, elementos pertencentes a um mesmo grupo da tabela periódica possuem propriedades semelhantes. Assim, bromo (Br) e iodo (I) originam ácidos semelhantes aos do cloro, pois todos pertencem ao grupo dos halogênios.

Há alguns ácidos que podem ser encarados como provenientes de desidratação de outros ácidos. Nesse caso utilizam-se os prefixos meta e piro para fazer a diferenciação.

H_3PO_4 (ácido fosfórico/ortofosfórico) – $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_3$ (ácido metafosfórico)

$2 (\text{H}_3\text{PO}_4)$ (ácido fosfórico/ortofosfórico) – $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (ácido pirofosfórico)

Sobre os prefixos orto, meta e piro, pode-se dizer que:

- I. O prefixo orto indica apenas que o ácido em questão pode gerar outro por desidratação; esse prefixo pode ser omitido.
- II. O prefixo meta indica que o ácido pode ser encarado como proveniente da retirada de 1 molécula de água e de 1 molécula do ácido orto.
- III. O prefixo piro indica que o ácido pode ser encarado como proveniente da retirada de 1 molécula de água e de 2 moléculas do ácido orto.

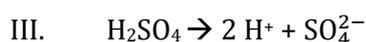
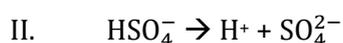
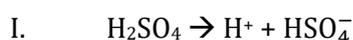
Ionização de ácidos

A fórmula estrutural ajuda a entender a carga do ânion resultante. Na ionização quebra-se uma ligação covalente e ambos os elétrons permanecem no ânion. Assim, o hidrogênio adquire carga positiva (H^+) e o ânion carga negativa.



Os ácidos podem ser classificados de acordo com o número de hidrogênio ionizáveis que há em suas moléculas. Assim, HCl e HNO_3 são monoácidos, H_2CO_3 e H_2SO_4 são diácidos, H_3PO_4 e H_3PO_3 são triácidos e $H_4P_2O_7$ é tetrácido.

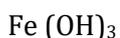
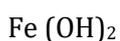
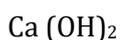
Quando um ácido libera mais de um H^+ , na verdade ele o faz em etapas, liberando um por vez. Assim, podemos escrever uma equação química para cada etapa de ionização.



Os ácidos fosforo e hipofosforoso, apesar de possuírem três hidrogênios em suas moléculas, não perdem todos os três na forma de H^+ .

Bases

As bases de Arrhenius são compostos iônicos formados por um cátion de elemento metálico ligado ionicamente ao íon OH^- . Por exemplo:



Os metais listados na tabela abaixo, formam apenas uma base, cujo nome é dado escrevendo “**hidróxido de**” seguidas pelo nome do metal. **Exemplos de metais que formam um só cátion.**

Elemento metálico	Carga em ligação iônica	Nomenclatura
Alcalinos	+1	Hidróxido de sódio
Alcalinos-terrosos	+2	Hidróxido de cálcio
Prata	+1	Hidróxido de prata
Zinco	+2	Hidróxido de zinco
Alumínio	+3	Hidróxido de alumínio

Os metais da tabela abaixo, apresentam metais que formam mais de um cátion, assim dão origem a mais de uma base e, dessa forma, o nome deve levar isso em conta para que não haja confusão. O modo moderno de nomear essas bases é escrever “hidróxido de” seguido do nome do metal e de um número, em algarismos romanos e entre parênteses, que corresponde à carga do cátion do metal.

Elemento metálico	Carga em ligação iônica
Cobre	Cu^+ / Cu^{2+}
Mercúrio	Hg_2^{2+} / Hg^{2+}
Ouro	Au^+ / Au^{3+}
Ferro	Fe^{2+} / Fe^{3+}
Níquel	Ni^{2+} / Ni^{3+}
Cromo	Cr^{2+} / Cr^{3+}
Cobalto	Co^{2+} / Co^{3+}
Estanho	Sn^{2+} / Sn^{4+}
Chumbo	Pb^{2+} / Pb^{4+}
Manganês	Mn^{2+} / Mn^{3+} / Mn^{4+}

Exemplos de nomenclatura do quadro acima:

$CuOH$: hidróxido de cobre (I)

$Cu(OH)_2$: hidróxido de cobre (II)

$Fe(OH)_2$: hidróxido de ferro (II)

$Fe(OH)_3$: hidróxido de ferro (III)

Quando o metal possuir apenas duas cargas, há um outro modo para denominar as bases, mais antigo, porém ainda em uso. Ele consiste na palavra “hidróxido” seguida do nome do elemento com a terminação **oso** no caso de ser o cátion com a carga menor e a terminação **ico** no caso de ser a maior. Assim:

$CuOH$: hidróxido cuproso

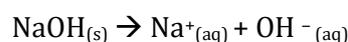
$Cu(OH)_2$: hidróxido cúprico

$Fe(OH)_2$: hidróxido ferroso

$Fe(OH)_3$: hidróxido férrico

Dissociação iônica das bases de metais

Em água, os hidróxidos de metais, que são substâncias iônicas, sofrem dissociação iônica, em que o íon negativo liberado é a hidroxila:

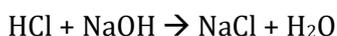


As bases podem ser classificadas de acordo com o número de hidroxilas presentes em suas fórmulas. Assim, NaOH e KOH são monobases, $Ca(OH)_2$ e $Fe(OH)_2$ são dibases e $Al(OH)_3$ e $Fe(OH)_3$ são tribases.

Sais

Quando se mistura uma solução aquosa de HCl e uma solução aquosa de NaOH ocorre uma reação entre os íons H^+ e OH^- , formando água. Essa reação é chamada de neutralização.

A neutralização faz com que os íons H^+ e OH^- presentes em solução se transformem em água e, dessa forma, permaneçam em solução apenas os íons Na^+ e Cl^- .



Se, após uma mistura das soluções, evaporarmos completamente a água, restará no fundo do recipiente um sólido branco, cuja fórmula é NaCl. Esse composto pertence ao grupo de substâncias químicas chamadas sais.

Pode-se definir **Sal** como um composto iônico que contém cátion proveniente de uma base e ânion proveniente de um ácido.

Para dar nome a um sal é necessário conhecer o nome do ânion presente nesse sal. A nomenclatura dos ânions é feita substituindo-se a terminação do nome do ácido pela terminação do nome do ânion, conforme a seguinte regra:

ÁCIDO →	ÂNION
ídrico →	eto
oso →	ito
oco →	ato

Veja exemplos do nome de ânions, deduzidas a partir do nome dos ácidos correspondentes.

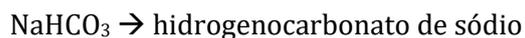
Fluorídrico →	Fluoreto
Clorídrico →	Cloreto
Sulfuroso →	Sulfito
Nitroso →	Nitrito
Sulfúrico →	Sulfato
Nítrico →	Nitrato

A nomenclatura dos sais é feita escrevendo -se o nome do ânion, a palavra “de” e o nome do cátion. Por exemplo:



Hidrogenossais

A nomenclatura dos hidrogenossais é muito semelhante à dos sais normais, diferindo no fato de indicarmos a quantidade de hidrogênios ionizáveis por meio dos prefixos mono-hidrogeno (o mono pode ser omitido), di-hidrogeno etc.



Os hidrogeno-sais eram antigamente chamados de sais ácidos. Assim, outra opção para dar nome a esses sais é fazer uso dos termos monoácido, diácido etc. Essa forma de nomenclatura tende, contudo, ao desuso.

Hidroxissais

Sua nomenclatura, semelhante à nomenclatura dos hidrogenossais, é indicada pelos prefixos monohidroxí, di-hidroxí etc.



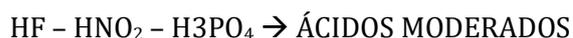
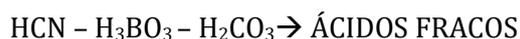
Os hidroxissais eram antigamente chamados de sais básicos. Outra forma de nomenclatura utiliza os termos monobásico, dibásico etc. Essa forma de nomenclatura tende ao desuso.

Ácido, bases e sais como eletrólitos

→ Força dos ácidos

O **grau de ionização de um ácido** indica a porcentagem das moléculas dissolvidas na água que sofreram ionização.

Fundamentados na determinação experimental do grau de ionização, os químicos puderam classificar os ácidos em fortes, moderados e fracos. O esquema a seguir mostra a ordem crescente de força para alguns ácidos.



Para os ácidos inorgânicos oxigenados há uma regra empírica que funciona para descobrir se um ácido é forte. Subtraia o número de hidrogênio ionizáveis do número de oxigênio: se o resultado for 2 ou 3, será um ácido forte; 1, moderado; 0, fraco.

O ácido carbônico (H_2CO_3) é uma importante exceção a essa regra. Ele é um ácido fraco, ao contrário do que prevê a regra. Trata-se de um ácido instável, que sofre decomposição em gás carbônico e água.



Como boa parte das moléculas dissolvidas se decompõe, restam poucas moléculas de H_2CO_3 para sofrer ionização, o que faz a solução apresentar baixa condutividade elétrica. Por isso, o H_2CO_3 é considerado fraco.

→ Solubilidade e força das bases

Por meio de experimentos, os químicos concluíram que, no que diz respeito à solubilidade, os hidróxidos podem ser divididos em solúveis (os metais alcalinos e a amônia), parcialmente solúveis (os metais alcalinos-terrosos, exceto $Mg(OH)_2$) e insolúveis (os demais compostos).

São denominadas bases fortes aquelas que são solúveis ou parcialmente solúveis em água e que, por esse motivo, ao se dissolverem em água são capazes de fornecer soluções com concentrações apreciáveis de íons OH^- . Por sua vez, são chamadas de bases fracas aquelas que, sendo insolúveis, fornecem soluções com concentrações muito baixas de íons OH^- . Assim, temos:

Bases fortes: as de metais alcalinos e alcalinos-terrosos (exceto $Mg(OH)_2$); **Bases fracas:** as demais.

Apesar de a amônia ser uma base solúvel em água, ela é classificada como base fraca porque em suas soluções há baixas concentrações de íons OH^- .

→ Solubilidade e “força” dos sais

Existe um limite para a quantidade de um composto iônico que pode se dissolver em água. Dizer que um sal é “solúvel” significa que ele se dissolve em quantidade apreciável em água. E dizer que ele é “insolúvel” não significa que não se dissolve em água, mas que se dissolve em pequeníssima quantidade.

São geralmente solúveis os sais contendo o ânion	Exceções importantes (insolúveis)
NO_3^- (nitrato)	-
CH_3COO^- (acetato)	-
Cl^- (cloreto)	Se o cátion for Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
Br^- (brometo)	Se o cátion for Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
I^- (iodeto)	Se o cátion for Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
SO_4^{2-} (sulfato)	Se o cátion for Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
S^{2-} (sulfeto)	Se o cátion for NH_4^+ , alcalino ou alcalino-terroso
CO_3^{2-} (carbonato)	Se o cátion for NH_4^+ ou alcalino
PO_4^{3-} (fosfato)	Se o cátion for NH_4^+ ou alcalino

Anteriormente foi apresentada informações sobre a força dos ácidos e bases. No caso dos sais, contudo, não é costume falar em “força”. Isso porque, do ponto de vista prático, é mais importante saber se um sal é solúvel ou insolúvel. Os sais solúveis produzem soluções com alta concentração de íons e que conduzirão bem a corrente elétrica.

Óxidos

Óxido é todo composto químico formado pelo oxigênio e um outro elemento que não seja o flúor.

Há fundamentalmente dois modos para dar nome aos óxidos. Um deles é mais utilizado para os óxidos moleculares e o outro para os óxidos iônicos

Uma vez que o oxigênio é um não-metal, para que um óxido seja molecular basta que o oxigênio esteja combinado com outro ametal ou com um semi-metal.

NO → monóxido de nitrogênio

NO_2 → dióxido de nitrogênio

N_2O_3 → trióxido de dinitrogênio

CO → monóxido de carbono

CO_2 → dióxido de carbono

Cl_2O_6 → hexóxido de dicloro

Enquanto os óxidos iônicos apresentam oxigênio combinado com um metal. Ele segue a regra de escrever “óxido de” seguido pelo nome do metal. Caso seja um metal que forme mais de um cátion, então deve-se acrescentar, no final, um número, em algarismo romano e entre parêntese, que corresponde à carga do cátion do metal.

Na_2O → óxido de sódio

CaO → óxido de cálcio

K_2O → óxido de potássio

BaO → óxido de bário

Alguns óxidos podem ser obtidos a partir da desidratação de ácidos. Esses óxidos, que têm um comportamento químico intimamente relacionado ao ácido do qual provêm, são chamados de **óxidos ácidos** ou anidridos. Além da nomenclatura já estudada, há outra forma que se aplica aos óxidos ácidos. Eles podem ser nomeados escrevendo-se a palavra “anidrido” seguida do nome do ácido que origina o óxido.

SO_3 → anidrido sulfúrico / trióxido de enxofre

SO_2 → anidrido sulfuroso / dióxido de enxofre

N_2O_5 → anidrido nítrico / pentóxido de dinitrogênio

N_2O_3 → anidrido nitroso / trióxido de dinitrogênio

CO_2 → anidrido carbônico / dióxido de carbono

$P_2O_5 \rightarrow$ anidrido de fosfórico / pentóxido de difósforo

Observações:

→ Os óxidos ácidos reagem com a água formando ácidos;

→ Os óxidos ácidos reagem com bases formando sal e água.

Existem também, **óxidos básicos**, tais óxidos podem ser encarados como resultado da desidratação dos respectivos hidróxidos, de modo similar aos ácidos.

$CaO \rightarrow$ óxido de cálcio

$Na_2O \rightarrow$ óxido de sódio

Observações:

→ Os óxidos básicos reagem com a água formando base;

→ Os óxidos básicos reagem com ácidos formando sal e água.

Há três tipos óxidos, CO, NO, e N_2O , que, ao contrário dos ácidos e básicos, não reagem com água, nem com ácidos nem com bases. Eles são chamados de **óxidos neutros**.

→ Peróxidos

O íon O_2^{2-} , encontra-se presente em alguns compostos iônicos. É chamado de íon peróxido, e os compostos que o contêm pertencem à classe dos peróxidos. Os peróxidos de maior importância são os de metal alcalinos e alcalinos-terrosos. A nomenclatura é feita de modo semelhante à dos óxidos básicos.

$NaO_2 \rightarrow$ peróxido de sódio

$CaO_2 \rightarrow$ peróxido de cálcio

Exercícios

01. Segundo Arrhenius, qual é o íon responsável pelas propriedades dos ácidos? E das bases?

02. Escreva o nome dos seguintes ácidos:

- HCl
- HClO
- HClO₂
- H₂S
- H₂SO₄
- HNO₃
- HBr
- HCN
- H₃PO₄
- HPO₃
- H₂CO₃
- HMnO₄

03. Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos:

- Nítrico.
- Clórico.
- Carbônico.
- Sulfúrico.
- Fosfórico.
- Nitroso.
- Sulfuroso.
- Hipocloroso.
- Iodídrico.
- Fluorídrico.
- Hipofosforoso.

04. (UVA-CE) Os ácidos HClO₄, H₂MnO₄, H₃PO₃, H₄Sb₂O₇, quanto ao número de hidrogênio ionizáveis, podem ser classificados em:

- Monoácido, diácido, triácido, tetrácido.
- Monoácido, diácido, triácido, triácido.
- Monoácido, diácido, diácido, tetrácido.
- Monoácido, monoácido, diácido, triácido.
- Monoácido, triácido, diácido, tetrácido.

05. (Mackenzie-SP) O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:

- H₂S.
- H₄P₂O₇.
- HCN.
- H₂SO₃.
- HNO₃.

06. Escreva o nome das seguintes bases:

- LiOH
- Ba (OH)₂
- Fe (OH)₂
- Fe (OH)₃
- Sr (OH)₂
- CsOH
- Pb (OH)₂
- Pb (OH)₄

07. Equacione a dissociação iônica de:

- KOH
- Ba (OH)₂
- Fe (OH)₃

08. Escreva as fórmulas de:
- Hidróxido de magnésio.
 - Hidróxido de cálcio.
 - Hidróxido ferroso.
 - Hidróxido férrico.
 - Hidróxido culposo.
 - Hidróxido cúprico.
 - Hidróxido de estanho (II).
 - Hidróxido de estanho (IV).
 - Hidróxido de amônio.
 - Hidróxido de alumínio.
09. (FMU/Fiam-SP) Para combater a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico, costuma-se ingerir um antiácido. Das substâncias abaixo, encontradas no cotidiano das pessoas, a mais indicada para combater a acidez é:
- Refrigerante.
 - Suco de laranja.
 - Água com limão.
 - Vinagre.
 - Leite de magnésia.
10. Escreva a equação da reação de neutralização total entre:
- Ácido sulfúrico e hidróxido de potássio.
 - Ácido nítrico e hidróxido de alumínio.
 - Ácido sulfúrico e hidróxido de ferro (III).
 - Ácido fosfórico e hidróxido de magnésio.
 - Ácido carbônico e hidróxido de amônio.
11. (Evangélica-GO) Os compostos NaNO_3 , NH_4OH , H_2SO_4 , pertencem respectivamente às funções:
- Sal, base, ácido.
 - Ácido, base, sal.
 - Base, sal, ácido.
 - Sal, ácido, base.
 - Ácido, sal, ácido.
12. Dê o nome dos seguintes sais:
- KCl
 - NaBr
 - KI
 - Na_2CO_3
 - CaSO_4
 - K_3PO_4
 - NaNO_3
 - MgCO_3
 - CuSO_4
 - FeS
13. Escreva a fórmula dos seguintes compostos:
- Carbonato ferroso
 - Sulfato de crômio (III)
 - Nitrato de níquel (II)
 - Sulfato de chumbo (IV)
14. (Ufal) Importante substância fertilizante é representada pela fórmula $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Seu nome é:
- Hidrogenossulfato de amônio
 - Sulfito de amônio
 - Sulfato de amônio
 - Sulfato de amônio e hidrogênio.
 - Amoniato de enxofre e oxigênio.
15. Escreva a fórmula dos seguintes óxidos:
- Monóxido de nitrogênio.
 - Monóxido de carbono.
 - Dióxido de carbono.
 - Heptóxido de dicloro.
 - Pentóxido de difósforo.
 - Trióxido de dimanganês.
16. Escreva o nome dos seguintes compostos:
- SO_2
 - SO_3
 - P_2O_3
 - N_2O_4
 - Sb_2O_5
17. (UFV-MG) Assinale a opção que relacione corretamente a fórmula e o nome de um composto inorgânico.
- $\text{NaH} \rightarrow$ hidróxido de sódio.
 - $\text{Fe}_2\text{S}_3 \rightarrow$ sulfeto de ferro (II).
 - $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ óxido de alumínio.
 - $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ ácido sulfúrico.
 - $\text{K}_2\text{Se} \rightarrow$ selenato de potássio.
18. Escreva a fórmula do anidrido:
- Sulfúrico.
 - Sulfuroso.

- c. Carbônico.
- d. Nítrico.
- e. Nitroso.
- f. Permangânico.

19. (FFCL-Belo Horizonte-MG) Em ambiente não-poluído e na ausência de raios e relâmpagos, a água da chuva é ácida por causa da dissolução do ____. A alternativa que completa corretamente a frase é:

- a. Dióxido de carbono.
- b. Gás oxigênio.
- c. Gás sulfúrico.
- d. Óxido nítrico.

20. Escreva as fórmulas do peróxido de:

- a. Potássio.
- b. Magnésio.
- c. Lítio.
- d. Cálcio.

Capítulo 10: Balanceamento de Equações Químicas

Uma equação química está correta quando representa um fenômeno químico que realmente ocorre, por meio de fórmulas corretas (aspecto qualitativo) e coeficientes corretos (aspecto quantitativo).

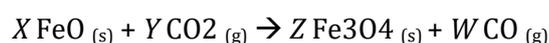
Acertar os coeficientes ou balancear uma equação química é igualar o número total de átomos de cada elemento, no 1º e no 2º membro da equação.

O método usual de balanceamento das equações químicas compreende as seguintes regras práticas:

- I. Raciocinar com o elemento (radical) que aparece apenas uma vez no 1º membro e uma vez no 2º membro da equação.
- II. Preferir o elemento (radical) que possua índices maiores.
- III. Escolhido o elemento (radical), transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes.
- IV. Prosseguir com os outros elementos (radicais), usando o mesmo raciocínio, até o final do balanceamento.

Exercícios

01. (Puc-RS) A magnetita, importante minério de ferro que deu origem a bússola, forma-se no interior da Terra pela reação expressa na equação a seguir:



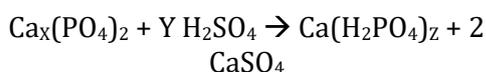
Os coeficientes estequiométricos X, Y, Z e W que tornam a equação corretamente balanceada, são?

02. (Mackenzie-SP) A água oxigenada, usada para limpar ferimentos, é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio que, na presença de luz, decompõe-se em água e gás oxigênio. A alternativa que possui essa reação corretamente equacionada e balanceada é:

- a. $\text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \rightarrow \text{H}_2 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)}$
- b. $\text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O} \text{(líq)} + \text{O}_2 \text{(g)}$
- c. $\text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} \text{(líq)} + \text{O}_2 \text{(g)}$
- d. $2 \text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} \text{(líq)} + \text{O}_2 \text{(g)}$
- e. $2 \text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} \text{(líq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$

03. Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso a

indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito reduzida, num composto muito mais solúvel, que é o superfosfato de cálcio. Representa-se esse processo pela equação:



Quais os valores de X, Y e Z?

04. (Mackenzie-SP)



Supondo que  e  significam átomos diferentes, então o esquema acima representará uma reação química, balanceada se substituirmos as letras X, Y e W, respectivamente, pelos valores:

- 3, 2 e 1.
- 1, 2 e 3.
- 1, 2 e 2.
- 2, 1 e 3.
- 3, 1 e 2.

Capítulo 11: Cálculos Químicos

Unidade de massa atômica (u)

Átomos são pequenos demais para poder ser manipulados individualmente e, portanto, para ter sua massa determinada em balanças comuns. No final do século XIX, os cientistas começaram a desenvolver um aparelho denominado espectrômetro de massa, que permite a comparação da massa de átomos com uma unidade previamente estabelecida.

Os cientistas escolheram um dos isótopos do elemento químico carbono e atribuíram a ele o valor de 12 para comparar a massa dos átomos. Como se vê, foi escolhido algo inerente ao mundo microscópico, algo da mesma ordem e grandeza da massa dos átomos. Por uma simples questão de conveniência, que tem a ver com o complexo funcionamento dos espectrômetros de massa, foi escolhido como unidade de massa atômica (u) um doze avos da massa do isótopo do carbono de número de massa 12, isto é, $1/12$ da massa do ^{12}C . Essa unidade de medida para a massa de átomos é denominada **unidade de massa atômica** e é simbolizada por **u**.

De todos os elementos químicos conhecidos, apenas vinte existem na natureza sob a forma de um único tipo de átomo, ou seja, vinte elementos não apresentam dois ou mais isótopos naturais. Eles são:

Be - 9u	Sc - 45u	Nb - 93u	Tb - 159u
F - 19u	Mn - 55u	Rh - 103u	Ho - 165u
Na - 23u	Co - 59u	I - 127u	Tm - 169u
Al - 27u	As - 75u	Cs - 133u	Au - 197u
P - 31u	Y - 89u	Pr - 141u	Bi - 209u

O fato de a massa de um átomo de flúor ser 19u significa que seus átomos têm massa que é 19 vezes maior que $1/12$ da massa de um átomo de ^{12}C .

Massa atômica é a massa do átomo ou a média de seus átomos medida em unidade de massa atômica (u).

Quando dois ou mais átomos se unem por ligações covalente, o resultado é uma molécula. A massa de uma molécula pode ser calculada simplesmente somando-se as massas dos átomos que a constituem.

Massa molecular é a massa da molécula medida em unidade de massa atômica (u).

A grandeza quantidade de matéria

Qualquer amostra de uma substância contém um número extremamente grande de entidades da qual a substância é feita. Essa amostra está associada a uma determinada massa, expressa em gramas. Torna-se então necessário um fator de conversão que relacione u, com grama.

O número $6 \cdot 10^{23}$ é o fator de conversão entre o grama, que corresponde ao nível macroscópico, e a

unidade de massa atômica, que corresponde ao nível microscópico.

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

Expressar a quantidade de entidades microscópicas presentes em uma amostra de matéria é muito importante, pois permite comparar amostras, interpretar fenômenos e fazer previsões acerca desses fenômenos.

Para que os químicos possam especificar o número de átomos em uma amostra não como átomos individuais, mas preferencialmente em termos de “pacotes” contendo um determinado número de átomos, foi criada uma grandeza denominada quantidade de matéria. A unidade do SI para essa grandeza é o mol.

O **mol** é definido como a “quantidade de matéria de um sistema que contém tantas unidades elementares quantos forem os átomos contidos em 0,012 kg de ^{12}C ”.

Constante de Avogadro

Por menores que sejam, amostras de substâncias são formadas por um número extremamente grande de entidades. A essas amostras está associada uma determinada quantidade de matéria. Existe uma relação de proporcionalidade entre o número de entidades na amostra e sua quantidade de matéria. Dessa forma pode-se afirmar que, para qualquer amostra de uma determinada substância, seu número de entidades (N) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n).

A **constante de Avogadro (N_A)** é o número de entidades por unidade de quantidade de matéria. Seu valor pode ser medido experimentalmente e o valor obtido é aproximadamente $6 \cdot 10^{23}$.

Pode-se afirmar que uma quantidade de substância que contenha um número igual à constante de Avogadro de partículas unitárias contém uma quantidade de matéria de partículas unitárias correspondente a 1 mol.

Massa Molar (M)

Para qualquer amostra de substância, sua massa (m) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria. A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para massa, conhecida como “massa molar (M)”, nada mais é que a massa da substância por uma unidade de quantidade de matéria.

$$M = \frac{m \text{ (gramas)}}{n \text{ (mol)}}$$

Exercícios

01. Qual é a unidade de medida escolhida como a mais conveniente para expressar a massa de átomos? Como ele foi definida?

02. (UFRRJ) Um elemento M apresenta os isótopos ^{79}M e ^{81}M . Sabendo que a massa atômica do elemento M é 79,90 u, determine os percentuais de cada isótopo do elemento M.
03. (Cergranrio-RJ) Um elemento genérico X tem massa atômica 75,2 u e apresenta os isótopos X^{74} , X^{75} , X^{76} . Sabendo-se que a ocorrência do isótopo 75 é de 40%, a ocorrência do isótopo 76 é de:
- 10%
 - 20%
 - 40%
 - 45%
 - 50%
04. (Unifor-CE) Dos seguintes compostos, qual apresenta massa molecular igual a 30?
- C_2H_6
 - PH_3
 - NH_3
 - NO_2
 - N_2O_3
05. (Ufac) A massa molecular do composto $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ é: (Dados: H=1 u, O= 16u, Na= 23 u, S=32 u.)
- 142 u.
 - 196 u.
 - 426 u.
 - 444 u.
 - 668 u.
06. Qual é a massa de um átomo de ouro que está eletricamente neutro? E de um íon Au^{+} ? E de um íon Au^{3+} ?
07. Qual é a massa de um átomo de enxofre que está eletricamente neutro? E de um íon sulfeto (S^{2-})?
08. Calcule o número de átomos presentes nas seguintes amostras:
- 5,4 g de alumínio.
 - $197 \cdot 10^{-2}$ de ouro.
 - $9,2 \cdot 10^2$ de sódio.
09. Imagine que um copo contenha 252g de água e esse seja bebido por uma pessoa em 7 goles.
- Qual a massa de água ingerida, em média, em cada gole, admitindo-se que todos os goles sejam “iguais”?

- b. Quantas moléculas são engolidas em um único gole?
10. (Furg-RS) Qual a quantidade de matéria em átomos de hidrogênio que está presente em um mol do composto benzoato de amônio ($\text{NH}_4\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2$)?
11. Quantos átomos de alumínio há em uma panela que contém 810g desse metal?
12. Calcule a massa molar das substâncias moleculares representadas pelas seguintes fórmulas: N_2 , O_2 , O_3 , H_2O , CH_4 , CO_2 , SO_2 , SO_3 , Cl_2 , H_2SO_4 , HNO_3 e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
13. Determine a massa molar do íon nitrato (NO_3^-) e a massa molar do íon sulfato (SO_4^{2-})

Capítulo 12: Cálculos Estequiométricos

Cálculo estequiométrico ou **estequiometria** é o cálculo das quantidades das substâncias que reagem e/ou são produzidas em uma reação química.

Uma equação química, escrita com fórmulas corretas e corretamente balanceada, fornece informações quantitativas de grande importância.

Regras fundamentais

- I. Escrever a equação química mencionada no problema.
- II. Acertar os coeficientes dessa equação (lembre-se de que os coeficientes, indicam a proporção em mols existente entre os participantes da reação).
- III. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em mols etc., conforme as conveniências do problema.

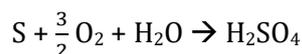
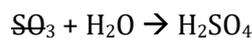
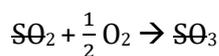
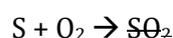
Casos particulares de cálculo estequiométrico

→Primeiro caso: quando aparecem reações consecutivas

Considerando, como exemplo, a fabricação industrial do ácido sulfúrico a partir do enxofre, que se processa em três reações consecutivas, de acordo com as equações a seguir.

Quando um problema fornece, por exemplo, a massa inicial de enxofre e pede a massa do H_2SO_4 produzido, um dos caminhos do cálculo seria manter as três equações separadas e calcular primeiro a massa de SO_4 . No entanto, é muito mais rápido “somar algebricamente” as equações químicas e efetuar o cálculo estequiométrico diretamente na equação final.

Exemplo: Qual é a massa de H_2SO_4 produzida a partir de 8 t de enxofre?



$$\text{S} = 32 \text{ t} \quad \text{---} \quad \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ t}$$

$$\text{S} = 8 \text{ t} \quad \text{---} \quad \text{H}_2\text{SO}_4 = x$$

$$x = 24,5 \text{ t de H}_2\text{SO}_4$$

Nesse tipo de problema é indispensável que:

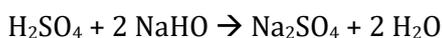
- I. Todas as equações estejam balanceadas individualmente.
- II. As substâncias intermediárias sejam canceladas; em certos problemas isso nos obriga a “multiplicar” ou “dividir” um ou outra equação por números convenientes, que nos leve ao cancelamento desejado.

Daí para diante recai num cálculo estequiométrico comum, em que a regra de três é estabelecida em função da equação química que resulta da soma das equações intermediárias.

→ Segundo caso: reagente em excesso versus reagente em falta (reagente limitante)

Por exemplo, misturam-se 147 g de ácido sulfúrico e 100 g de hidróxido de sódio para que reajam segundo a equação $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$. (Massas atômicas: H=1; O=16; Na=23; S=32). Pede-se para calcular a massa do sulfato de sódio formada e a massa do reagente que sobra em excesso após a reação.

Calcular inicialmente a massa de NaOH que reagiria com os 147 g de H_2SO_4 mencionados no problema.



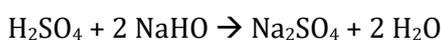
98 g ----- 2 . 40 g

147g ----- x g

x= 120g de NaOH

Isso é impossível, pois o enunciado do problema informa que tem apenas 100g de NaOH. Diz então que, neste problema, o H_2SO_4 é o reagente em excesso, pois seus 147 g precisariam de 120 g de NaOH para reagir completamente.

Agora invertendo o cálculo, isto é, determinar a massa de H_2SO_4 que reage com os 100g de NaOH dados no enunciado.



98g ----- 2 . 40g

y g ----- 100 g

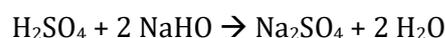
y= 122,5 g de

Agora isso é possível, e significa que os 100 g de NaOH dados no problema reagem com 122,5 g de H_2SO_4 . Como tem 147 g de H_2SO_4 , sobrarão ainda 24,5 g, o que responde a segunda pergunta do problema.

Ao contrário do H_2SO_4 que, neste problema é o **reagente em excesso**, diz que o NaOH é o **reagente em falta**, ou melhor, o **reagente limitante** da reação, pois o NaOH será o primeiro reagente a acabar ou se esgotar, pondo assim um ponto final na reação

e determinando as quantidades de produtos que poderão ser formados.

Em resumo, sendo dadas as quantidades de dois ou mais reagentes, deve-se efetuar todos os cálculos com base no reagente em falta ou reagente limitante. Tem-se então:



2 . 40 g ----- 142 g

100 g ----- z

z= 177,5 g de Na_2SO_4

→ Terceiro caso: quando os reagentes são substâncias impuras

Na química é comum o uso de reagentes impuros, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas. Considerando o caso do calcário, que é um mineral formado principalmente por CaCO_3 (substância principal), porém acompanhado de várias outras substâncias (impurezas). Supondo que contém, 100 g de calcário, onde 90 g é de CaCO_3 e 10 g de impurezas.

Sendo assim, define-se: **Graus de impureza (p)** é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

No exemplo acima, temos : $p = \frac{90}{100} = 0,9$

Porcentagem de pureza (P) é a porcentagem da massa da substância pura em relação à massa total da amostra.

$P = 90\%$

Onde, $P = 100 . p$

→ Quarto caso: quando o rendimento da reação não é total.

É comum uma reação química produzir uma quantidade de produto menor do que a esperada pela equação química correspondente, quando isso acontece, diz que o rendimento da reação não foi total. Esse fato pode ocorrer porque a reação é “incompleta” (reação reversível) ou porque ocorrem “perdas” durante a reação.

Considerando, por exemplo, a reação $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ e supor que, pelo cálculo estequiométrico normal, deveriam ser produzidos 200 L de CO_2 . Admitindo ainda que, devido a perdas, foram produzidos apenas 180 L de CO_2 . Diz então que:

Rendimento (r) é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida em uma reação e a quantidade que teoricamente seria obtida, de acordo com a equação química correspondente.

No exemplo acima, teria: $r = \frac{180}{200} = 0,9$

Rendimento porcentual (R) é o rendimento de uma reação expresso em termos porcentuais.

$$R = 90\%$$

$$R = 100 \cdot r$$

Exercícios

01. Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54g de cobre metálico (massa atômica O=16; Cu= 63,5).

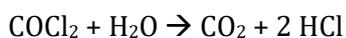
02. (PUC-RS) O carvão de silício (SiC) possui uma estrutura idêntica à do diamante e, por isso, apresenta elevada dureza, sendo utilizado, por exemplo, na confecção de esmeril para afiar facas e no corte de vidros. Uma forma de obtenção do carvão de silício dá-se por meio da reação de aquecimento de coque com areia, conforme expressa a equação a seguir:



A massa de carvão de silício, em kg, que se forma a partir da utilização de 1kg de carbono presente no coque é, aproximadamente:

- a. 0,33
- b. 0,78
- c. 1,11
- d. 1,44
- e. 3,33

03. (PUC-MG) Fosgênio, COCl_2 , é um gás venenoso. Quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir ácido clorídrico (HCl), que causa graves danos pulmonares, levando, finalmente, à morte: por causa disso, já foi até usado como gás de guerra. A equação química dessa reação é:



Se uma pessoa inalar 198 mg de fosgênio, a massa de ácido clorídrico, em gramas, que se forma nos pulmões, é igual a:

- a. $1,09 \cdot 10^{-1}$
- b. $1,46 \cdot 10^{-1}$
- c. $2,92 \cdot 10^{-1}$
- d. $3,65 \cdot 10^{-2}$
- e. $7,30 \cdot 10^{-2}$

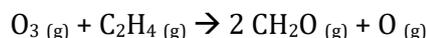
04. Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de temperatura e pressão, por calcinação de 200g de carbonato de cálcio (massas atômicas: C= 12, O=16, Ca= 40).

05. (Cesgranrio-RJ) O CO_2 produzido pela decomposição térmica de 320g de carbonato de cálcio teve seu volume medido a 27°C e 0,8atm. O valor, em litros, encontrado foi:

- a. 22,4
- b. 44,8
- c. 67,2
- d. 71,6
- e. 98,4

06. Quantos mols de ácido clorídrico são necessários para produzir 23,4g de cloreto de sódio? (Massas atômicas: Na=23, Cl= 35,5)

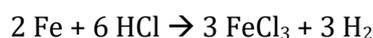
07. (PUC-RJ) Na poluição atmosférica, um dos principais irritantes para os olhos é o formaldeído, CH_2O , o qual é formado pela reação do ozônio com o etileno:



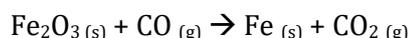
Num ambiente com excesso de $\text{O}_3 \text{ (g)}$, quantos mols de etileno são necessários para formar 10 mols de formaldeído?

- a. 10 mols
- b. 5 mols
- c. 3 mols
- d. 2 mols
- e. 1 mol

08. Quantas moléculas de gás hidrogênio (H_2) são produzidas pela reação de 112g de ferro com ácido clorídrico de acordo com a equação a seguir?



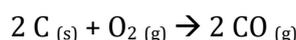
09. (UFPE) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação:

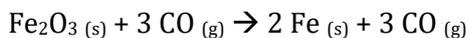


Percebe-se dessa reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação? Considere: número de Avogrado igual a $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- a. $6 \cdot 10^{23}$
- b. $24 \cdot 10^{23}$
- c. $12 \cdot 10^{23}$
- d. $36 \cdot 10^{23}$
- e. $18 \cdot 10^{23}$

10. (Fuvest-SP) Duas das reações que ocorrem na produção de ferro são representadas por:

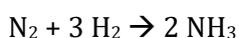




O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em quilogramas, de carvão consumido na produção de 1 tonelada de ferro. (Massas atômicas: Fe= 56, C=12, O= 16).

11. (Fuvest-SP) A combustão do gás metano, CH₄, dá como produto CO₂ e H₂O, ambos na fase gasosa. Se 1L de metano for queimado na presença de 10 L de O₂, qual o volume final da mistura resultante? Suponha todos os volumes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e comportamento ideal para todos os gases.

12. (Vunesp) Considere a reação em fase gasosa:



Fazendo-se reagir 4 L de N₂ com 9L de H₂ em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- Os reagentes estão em quantidades estequiométricas.
 - O N₂ está em excesso.
 - Após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.
 - A reação se processa com aumento do volume total.
 - Após o termino da reação, serão formados 8 L de NH₃.
13. (UFRN) Uma amostra de calcita, contendo 80% se carbonato de cálcio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação abaixo:



Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800g de calcita?

14. (Cesgranrio-RJ) Num processo de obtenção de ferro a partir de hematita (Fe₂O₃), considere a equação abaixo:



Utilizando-se 4,8 toneladas de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

- 2688 kg
- 3360 kg
- 1344 t
- 2688 t
- 3360 t

Referências

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos da química: volume único**/ Ricardo Feltre. – 4. Ed. – São Paulo: Moderna, 2005

PERUZZO, Francisco Miragaia. **Química: na abordagem do cotidiano, volume único**/ Francisco Miragaia Peruzzo (Tito), Eduardo Leite do Canto. – 3. Ed. – São Paulo: Moderna 2007.

SILVA, José Luiz P.b.; CUNHA, Maria Bernadete de Melo. **Para compreender o modelo atômico quântico**. 2008. 10 f. TCC (Graduação) - Curso de Química, Ufba, Salvador-ba, 2008.

USBERCO, João. **Química, volume único**/ João Usberco, Edgard Salvador. – 7. Ed. Reform. – São Paulo: Saraiva 2006.