

QUÍMICA

CAPÍTULO 01: ASPECTOS MACROSCÓPICOS DA MATÉRIA	466
CAPÍTULO 02: ÁTOMOS E MOLÉCULAS	475
CAPÍTULO 03: CLASSIFICAÇÃO E PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS	482
CAPÍTULO 04: LIGAÇÃO QUÍMICA	487
CAPÍTULO 05: FUNÇÕES DA QUÍMICA INORGÂNICA	496
CAPÍTULO 06: REAÇÕES QUÍMICAS	506
CAPÍTULO 07: QUANTIDADE DE MATÉRIA	513
CAPÍTULO 08: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	516
CAPÍTULO 09: ESTUDO DO GASES	523
CAPÍTULO 10: SOLUÇÕES	527
CAPÍTULO 11: TERMOQUÍMICA	534
CAPÍTULO 12: CINÉTICA QUÍMICA	540
CAPÍTULO 13: EQUILÍBRIO QUÍMICO	550
CAPÍTULO 14: ELETROQUÍMICA	554
CAPÍTULO 15: RADIOATIVIDADE	564

PROFESSOR:

Capítulo 01: Aspectos Macroscópicos da Matéria

MATÉRIA E ENERGIA

1.1. MATÉRIA

Matéria é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço, ou seja, possui volume.

Ex.: madeira, ferro, água, areia, ar, ouro e tudo o mais que imaginemos, dentro da definição acima.

Obs.: a ausência total de matéria é denominado vácuo.

* **Corpo**

Corpo é qualquer porção limitada de matéria.

Ex.: tábua de madeira, barra de ferro, cubo de gelo, pedra.

* **Objeto**

Objeto é um corpo fabricado ou elaborado para ter aplicações úteis ao homem.

Ex.: mesa, lápis, estátua, cadeira, faca, martelo.

1.2 Energia

Na verdade, não existe uma definição satisfatória para energia. Porém, pode-se afirmar que o conceito de energia está diretamente relacionado à realização de trabalho, ao fato de provocar modificações na matéria e de ser interconvertível em suas várias formas.

1.3 Formas de energia

1.3.1 Energia cinética

Energia cinética é a energia associada ao movimento e depende da massa (m) e da velocidade (v) de um corpo.

É calculada pela expressão: $E = m \cdot v^2 / 2$

1.3.2 Energia potencial

É aquela que se encontra armazenada num determinado sistema e que pode ser utilizada a qualquer momento para realizar uma tarefa.

Existem dois tipos de energia potencial: a elástica e a gravitacional.

⇒ **A energia potencial gravitacional**

Está relacionada com uma altura (h) de um corpo em relação a um determinado nível de referência.

É calculada pela expressão: $E_{pg} = p \cdot h$ ou $E_{pg} = m \cdot g \cdot h$

⇒ **A energia potencial elástica**

Está associada a uma mola ou a um corpo elástico.

É calculada pela expressão: $E_{pe} = kX^2 / 2$

K = Constante da mola (varia para cada tipo de mola, por exemplo a constante da mola de um espiral de caderno é bem menor que a constante da mola de um amortecedor de caminhão)

X = Variação no tamanho da mola

Obs.: No Sistema Internacional de Unidades (SI), a energia é expressa em joule (J).

Obs.: Existem outras formas de energia: energia elétrica, térmica, luminosa, química, nuclear, magnética, solar (radiante).

1.4 Lei da conservação da energia

A energia não pode ser criada nem destruída. Sempre que desaparece uma quantidade de uma classe de energia, uma quantidade exatamente igual de outra(s) classe(s) de energia é (são) produzida(s).

No mundo real as transformações químicas ou físicas podem ocorrer em vários sistemas por isso é importantíssimo conhecermos e sabermos classificar os sistemas que existem em nosso universo.

1. Classificação dos sistemas

Sistema é uma porção limitada do universo, considerada como um todo para efeito de estudo.

Sistema homogêneo ou material homogêneo ou matéria homogênea é aquele que apresenta as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão em que seja examinado.

Sistema heterogêneo ou material heterogêneo ou matéria heterogênea é aquele que não apresenta as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão em que seja examinado.

Fases são as diferentes porções homogêneas, limitadas por superfícies de separação, que constituem um sistema heterogêneo.

A partir das noções de matéria e energia, podemos classificar os sistemas em função da sua capacidade de trocar matéria e energia com o meio ambiente.

➤ **Sistema aberto**

Tem a capacidade de trocar tanto matéria quanto energia com o meio ambiente.

Ex.: água em um recipiente aberto (a água absorve a energia térmica do meio ambiente e parte dessa água sofre evaporação).

➤ Sistema fechado

Tem a capacidade de trocar somente energia com o meio ambiente. Esse sistema pode ser aquecido ou resfriado, mas a sua quantidade de matéria não varia.

Ex.: Um refrigerante fechado.

➤ Sistema isolado

Não troca matéria nem energia com o sistema.

Obs.: a rigor não existe um sistema completamente isolado.

Ex.: um exemplo aproximado desse tipo de sistema é a garrafa térmica.

Agora estamos prontos para começarmos nossos estudos sobre os aspectos macroscópicos da matéria.

2. Propriedades da matéria

Propriedades são determinadas características que, em conjunto, vão definir a espécie de matéria.

Podemos dividi-las em 3 grupos: gerais, funcionais e específicas.

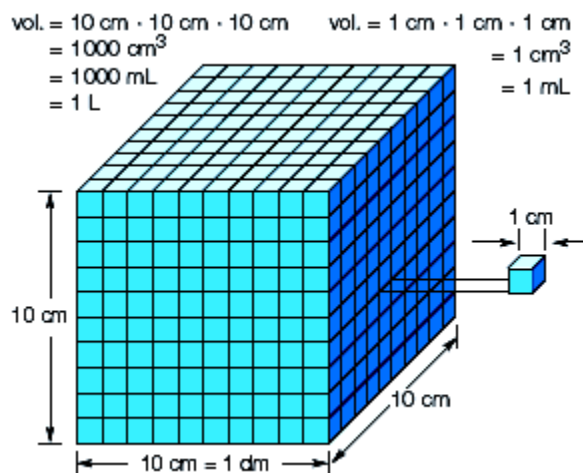
4.1 Propriedades gerais

São propriedades inerentes a toda espécie de matéria.

- **Massa:** é a medida da quantidade de matéria.

Obs.: é importante saber a diferença entre massa e peso. O peso de um corpo é a força de atração gravitacional sofrida pelo mesmo, ou seja, é a força de atração que o centro da terra exerce sobre a massa dos corpos. O peso de um corpo irá variar em função da posição que ele assumir em relação ao centro da terra, enquanto a massa é uma medida invariável em qualquer local. Em Química trabalhamos preferencialmente com massa.

Volume (V): é a extensão de espaço ocupado por um corpo.



No SI, a unidade-padrão de volume é o metro cúbico (m^3). No entanto, a unidade mais usada em Química é o litro (L).

m^3	1000 dm^3 ou 1000 L
dm^3 ou L	1 dm^3 ou 1 L
cm^3 ou mL	0,001 dm^3 ou 0,001 L $10^{-3} dm^3$ ou $10^{-3} L$

- **Inércia:** é a propriedade que os corpos têm de manter o seu estado de movimento ou de repouso inalterado, a menos que alguma força interfira e modifique esse estado.

Obs.: a massa de um corpo está associada à sua inércia, isto é, a dificuldade de fazer variar o seu estado de movimento ou de repouso, portanto, podemos definir massa como a medida da inércia.

- **Impenetrabilidade:** duas porções de matéria não podem ocupar, simultaneamente, o mesmo lugar no espaço.

- **Divisibilidade:** toda matéria pode ser dividida sem alterar a sua constituição, até um certo limite ao qual chamamos de átomo.

- **Compressibilidade:** sob a ação de forças externas, o volume ocupado por uma porção de matéria pode diminuir.

Obs.: de uma maneira geral os gases são mais compressíveis que os líquidos e estes por sua vez são mais compressíveis que os sólidos.

- **Elasticidade:** Dentro de um certo limite, se a ação de uma força causar deformação da matéria, ela retornará à forma original assim que essa força deixar de agir.

- **Porosidade:** a matéria é descontínua. Isso quer dizer que existem espaços (poros) entre as partículas que formam qualquer tipo de matéria. Esses espaços podem ser maiores ou menores, tornando a matéria mais ou menos densa.

Ex.: a cortiça apresenta poros maiores que os poros do ferro, logo a densidade da cortiça é bem menor que a densidade do ferro.

4.2 Propriedades funcionais

São propriedades comuns a determinados grupos de matéria, identificados pela função que desempenham.

Ex.: ácidos, bases, sais, óxidos, álcoois, aldeídos, cetonas.

4.3 Propriedades específicas

São propriedades individuais de cada tipo particular de matéria. Podem ser: organolépticas, químicas ou físicas.

➤ Organolépticas

São propriedades capazes de impressionar os nossos sentidos, como a cor, que impressiona a visão, o sabor, que impressiona o paladar, o odor que impressiona o nosso olfato e a fase de agregação da matéria (sólido, líquido, gasoso, pastoso, pó), que impressiona o tato.

Ex.: água pura (incolor, insípida, inodora, líquida em temperatura ambiente)
barra de ferro (brilho metálico, sólida)

➤ Químicas

Responsáveis pelos tipos de transformação que cada matéria é capaz de sofrer. Relacionam-se à maneira de reagir de cada substância.
Ex.: oxidação do ferro, combustão do etanol.

➤ Físicas

São certos valores encontrados experimentalmente para o comportamento de cada tipo de matéria quando submetidas a determinadas condições. Essas condições não alteram a constituição da matéria, por mais diversas que sejam. As principais propriedades físicas da matéria são:

- **Pontos de fusão e solidificação**

São as temperaturas nas quais a matéria passa da fase sólida para a fase líquida e da fase líquida para a sólida respectivamente, sempre em relação a uma determinada pressão atmosférica.

Ponto de fusão normal: é a temperatura na qual a substância passa da fase sólida para a fase líquida, sob pressão de 1atm. Durante a fusão propriamente dita, coexistem essas duas fases. Por isso, o ponto de solidificação normal de uma substância coincide com o seu ponto de fusão normal.

- **Pontos de ebulição e condensação**

São as temperaturas nas quais a matéria passa da fase líquida para a fase gasosa e da fase gasosa para a líquida respectivamente, sempre em relação a uma determinada pressão atmosférica.

Ex.: água 100 ° C; oxigênio -182,8 ° C; fósforo branco 280 ° C.

Ponto de ebulição normal: é a temperatura na qual a substância passa da fase líquida à fase gasosa, sob pressão de 1 atm. Durante a ebulição propriamente dita, coexistem essas duas fases. Por isso, o ponto de condensação normal de uma substância coincide com o seu ponto de ebulição normal.

- **Densidade**

É a relação entre a massa e o volume ocupado pela matéria.

$$d = m/v$$

Ex.: água 1,00 g/cm³; ferro 7,87 g/cm³.

Para sólidos e líquidos, a densidade geralmente é expressa em gramas/centímetros cúbicos (g/cm³); para gases, costuma ser expressa em gramas/litro (g/L).



Nas regiões polares, é comum a presença de grandes blocos de gelo (água pura), os *icebergs*, flutuando na água do mar (água e outros materiais). Isso ocorre porque a densidade do gelo (0,92 g/cm³) é menor que a densidade da água do mar (1,03 g/cm³).

- **Dureza**

É a resistência que a matéria apresenta ao ser riscada por outra. Quanto maior a resistência ao risco mais dura é a matéria.

Entre duas espécies de matéria, X e Y, decidimos qual é a de maior dureza pela capacidade que uma apresenta de riscar a outra. A espécie de maior dureza, X, Risca a de menor dureza, Y. Podemos observar esse fato, porque sobre a

matéria X, mais dura, fica um traço da matéria Y, de menor dureza.

SUBSTÂNCIA	DUREZA	SUBSTÂNCIA	DUREZA
TALCO	01	FELDSPATO	06
GIPSITA	02	QUARTZO	07
CALCITA	03	TOPÁZIO	08
FLUORITA	04	CORÍNDON	09
APATITA	05	DIAMANTE	10

- Tenacidade**

É a resistência que a matéria apresenta ao choque mecânico, isto é, ao impacto. Dizemos que um material é tenaz quando ele resiste a um forte impacto sem se quebrar. Observe que o fato de um material ser duro não garante que ele seja tenaz; são duas propriedades distintas. Por exemplo: o diamante, considerado o material mais duro que existe, ao sofrer um forte impacto quebra-se totalmente.

- Brilho**

É a capacidade que a matéria possui de refletir a luz que incide sobre ela. Quando a matéria não reflete luz, ou reflete muito pouco, dizemos que ela não tem brilho. Uma matéria que não possui brilho, não é necessariamente opaca e vice-versa. Matéria opaca é simplesmente aquela que não se deixa atravessar pela luz. Assim, uma barra de ouro é brilhante e opaca, pois reflete a luz sem se deixar atravessar por ela.

3. Transformações químicas e físicas

Uma substância sofre **transformação física**, quando não há alteração na sua constituição (ou natureza) moleculares. Ex.: as mudanças de estado são transformações físicas, a dissolução do sal, ou açúcar, etc.

Uma substância sofre **transformação química**, quando há alteração na sua natureza molecular, o que impede a recuperação da substância (por métodos elementares). Ex: combustões, decomposições, digestões, cozimentos, etc. Todos esses fenômenos recebem o nome de reações químicas.

4. Estado físico e mudança de estado.

5.1 Estados físicos da matéria.

Fase sólida

A característica da fase sólida é a rigidez. As substâncias apresentam maior organização de suas partículas constituintes, devido a possuir menor energia. Essas partículas formam

estruturas geométricas chamadas retículos cristalinos. Apresenta forma invariável e volume constante.


Fase líquida

A característica da fase líquida é a fluidez. As partículas se apresentam desordenadas e com certa liberdade de movimento. Apresentam energia intermediária entre as fases sólida e gasosa. Possuem forma variável e volume constante.

Fase gasosa

A característica da fase gasosa é o caos. Existem grandes espaços entre as partículas, que apresentam grande liberdade de movimento. É a fase que apresenta maior energia. Apresenta forma e volume variáveis.

Em resumo:

Sólido	Líquido	Gasoso
Características macroscópicas		
 Cubos de gelo.	 Jarra com suco.	 Bexigas.
Características microscópicas		
		

5.2 Mudança de estado.

O estado de agregação da matéria pode ser alterado por variações de temperatura e de pressão, sem que seja alterada a composição da matéria. Cada uma destas mudanças de estado recebeu uma denominação particular:

- **Fusão:** é a passagem da fase sólida para a líquida.
- **Vaporização:** é a passagem do estado líquido para o estado gasoso. Obs.: a vaporização pode receber outros nomes (evaporação, ebulição e calefação), dependendo das condições em que o líquido se transforma em vapor.
- **Evaporação:** é a passagem lenta do estado líquido para o estado de vapor, que ocorre predominantemente na superfície do líquido, sem causar agitação ou o surgimento de bolhas no seu interior. Por isso, é um fenômeno de difícil visualização. Ex.: bacia com água em um determinado local, roupas no varal.

▪ **Ebulição:** é a passagem rápida do estado líquido para o estado de vapor, geralmente obtida pelo aquecimento do líquido e percebida devido à ocorrência de bolhas.

Ex.: fervura da água para preparação do café.

▪ **Calefação:**

é a passagem muito rápida do estado líquido para o estado de vapor, quando o líquido se aproxima de uma superfície muito quente.

Ex.: Gotas de água caindo sobre uma frigideira quente.

▪ **Sublimação:**

é a passagem do estado sólido diretamente para o estado gasoso e vice-versa.

Obs.: alguns autores chamam de **ressublimação** a passagem do estado de vapor para o estado sólido.

▪ **Liquefação ou condensação:**

é a passagem do estado gasoso para o estado líquido.

▪ **Solidificação:**

é a passagem do estado líquido para o estado sólido.



5. Mistura e substância pura

Mistura

É qualquer sistema formado de duas ou mais substâncias puras, denominadas componentes. Pode ser homogênea ou heterogênea, conforme apresente ou não as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão em que seja examinada.

Toda mistura homogênea é uma solução, por definição.

Substância pura é todo material com as seguintes características:

- Unidades estruturais (moléculas, conjuntos iônicos) quimicamente iguais entre si.
- Composição fixa, do que decorrem propriedades fixas, como densidade, ponto de fusão e de ebulição, etc.
- A temperatura se mantém inalterada desde o início até o fim de **todas** as suas mudanças de estado físico (fusão, ebulição, solidificação, etc.).

- Pode ser representada por um fórmula porque tem composição fixa.

- Não conserva as propriedades de seus elementos constituintes, no caso de ser substância pura composta.

As misturas não apresentam nenhuma das características acima. Essas são as diferenças entre as misturas e as combinações químicas (substâncias puras compostas).

6. Substância simples e alotropia

Substância simples é toda substância pura formada de um único elemento químico.

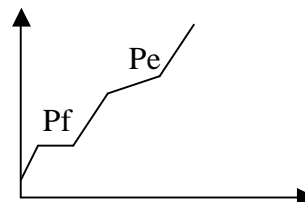
Alotropia é o fenômeno em que um mesmo elemento químico (átomos de mesmo Z) forma duas ou mais substâncias simples diferentes.

Elemento	Variedades alotrópicas	
Carbono (C)	Diamante (C _n)	Grafite (C _n)
Oxigênio (O)	Oxigênio (O ₂)	Ozônio (O ₃)
Fósforo (P)	Fósforo branco (P ₄)	Fósforo vermelho (P _n)
Enxofre (S)	Enxofre rômico (S ₈)	Enxofre monoclínico (S ₈)

7. Mistura eutética e mistura azeotrópica

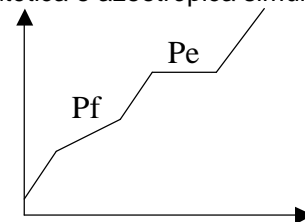
8.1 Mistura eutética

Existem misturas que, como exceção, se comportam como se fossem substâncias puras no processo de fusão, isto é, a temperatura mantém-se inalterada no início ao fim da fusão. Essas são chamadas **misturas eutéticas**.



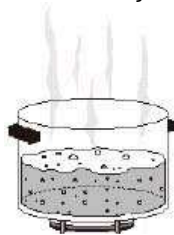
8.2. mistura azeotrópica

Existem misturas que, como exceção, se comportam como se fossem substâncias puras em relação à ebulição, isto é, a temperatura mantém-se inalterada do início ao fim da ebulição. Essas são chamadas **misturas azeotrópicas**. Não é conhecida nenhuma mistura que seja eutética e azeotrópica simultaneamente.



Exercícios

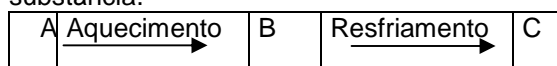
01. (UFMG-00) A figura representa um sistema constituído de água em ebulição.



Todas as seguintes afirmativas relacionadas à situação representada estão corretas, **EXCETO**

- A) A vaporização é um processo endotérmico.
 B) As bolhas formadas no interior do líquido são constituídas de vapor d'água.
 C) O sistema apresenta água líquida em equilíbrio com vapor d'água.
 D) Um grande número de moléculas está passando do estado líquido para o gasoso

02. (UFV-96) No esquema abaixo, A, B e C representam os estados físicos de uma substância.



Pode-se afirmar que os estados físicos A, B e C são, respectivamente:

- a) sólido, líquido e gasoso.
 b) líquido, sólido e gasoso.
 c) gasoso, líquido e sólido.
 d) líquido, gasoso e sólido.
 e) gasoso, sólido e líquido.

03. (UFV-03) A naftalina, nome comercial do hidrocarboneto naftaleno, é utilizada em gavetas e armários para proteger tecidos, papéis e livros do ataque de traças e outros insetos. Assim como outros compostos, a naftalina tem a propriedade de passar do estado sólido para o gasoso sem fundir-se. Esse fenômeno é chamado de:

- a) liquefação.
 b) sublimação.
 c) combustão.
 d) ebulição.
 e) solidificação.

04. (UNIMEP-02) Adicionando em um béquer (equipamento utilizado em laboratório), álcool comercial (vendido nos supermercados), água, carvão e bolinhas de aço, podemos afirmar que o sistema será..... e apresentará.....fases. Identifique, entre as alternativas abaixo, aquela que completa corretamente as lacunas.

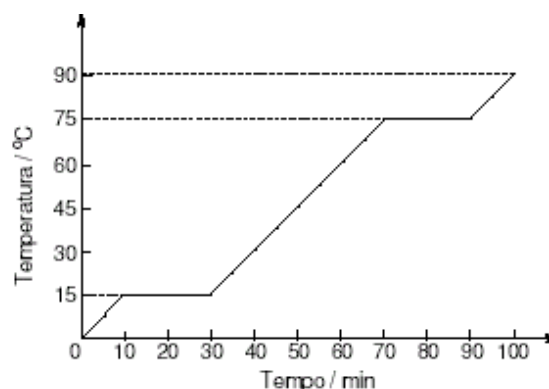
- a) homogêneo, 2 fases;
 b) heterogêneo, 2 fases;
 c) heterogêneo, 3 fases;

- d) homogêneo, 3 fases;
 e) heterogêneo, 4 fases.

05. (PASES-01) Um pedaço de palha de aço deixada ao ar livre adquiriu uma coloração marrom avermelhada. Em relação ao fenômeno, marque a alternativa INCORRETA.

- a) Ocorreu uma reação química.
 b) A massa da palha de aço foi alterada.
 c) Houve mudança de estado físico no sistema.
 d) Houve formação de uma substância composta.
 e) O ferro reagiu com o oxigênio.

06. (PASES-05) O gráfico abaixo representa a variação de temperatura observada ao se aquecer uma substância **A** durante 100 minutos. Considere que o experimento foi realizado nas CNTP.



De acordo com o gráfico acima, responda:

- a) A temperatura de fusão da substância **A** é.....
 b) A temperatura de ebulição da substância **A** é.....
 c) O intervalo de temperatura em que a substância **A** permanece sólida é.....
 d) O intervalo de temperatura em que a substância **A** permanece líquida é.....
 e) Sabendo-se que a substância **A** é líquida à temperatura ambiente e insolúvel em água, que procedimento seria apropriado para a separação de uma mistura de iguais volumes de água e da substância **A**?

8. Processos de separação

Os processos de separação são usados na obtenção dos componentes individuais de uma mistura de dois ou mais componentes. Nem sempre somente um método de separação é suficiente para separar todos os componentes de uma mistura. Os principais processos são citados a seguir.

9.1 Catação

É um método de separação bastante rudimentar, usado para separação de sistemas sólido-sólido. Baseia-se na identificação visual dos componentes da mistura e na separação dos mesmos separando-os manualmente. É o método utilizado na limpeza do feijão antes do cozimento.

9.2 Peneiração

Também conhecido como tamisação, este método é usado na separação de sistemas sólido-sólido, onde um dos dois componentes apresente granulometria que permita que o mesmo fique preso nas malhas de uma peneira.

9.3 Ventilação

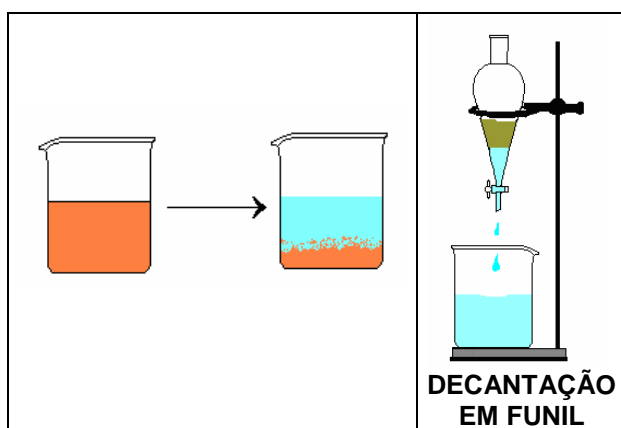
Método de separação para sistemas sólido-sólido, onde um dos componentes pode ser arrastado por uma corrente de ar. Um bom exemplo é a separação da casca e do caroço do amendoim torrado.

9.4 Levigação

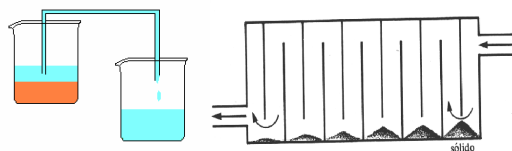
A água corrente arrasta o componente menos denso e o mais denso deposita-se no fundo do recipiente. Um bom exemplo é a lavagem da poeira do arroz.

9.5 Decantação

Permite a separação de líquidos imiscíveis (que não se misturam) ou um sólido precipitado num líquido. Exemplos: água e areia e água e óleo vegetal.



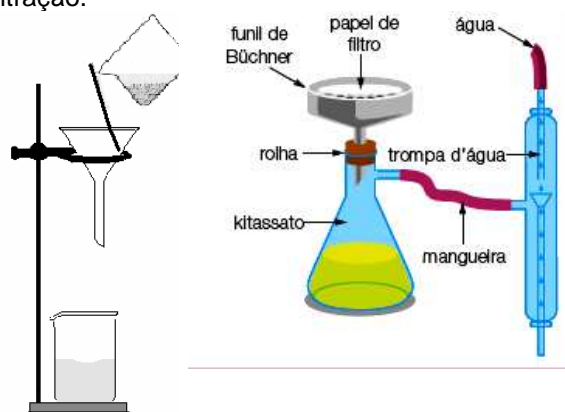
Pode-se aproveitar a pressão atmosférica e a gravidade para auxiliar no processo de decantação. Um dos líquidos pode ser retirado por sufonação, que é a transferência, através de uma mangueira, de um líquido em um posição mais elevada para outra, num nível mais baixo.



Pode-se ainda usar-se o princípio da decantação para a separação de misturas sólido-gás (câmara de poeira). A mistura sólido-gás atravessa um sistema em zigue-zague, o pó, sendo mais denso, se deposita pelo trajeto.

9.6 Filtração

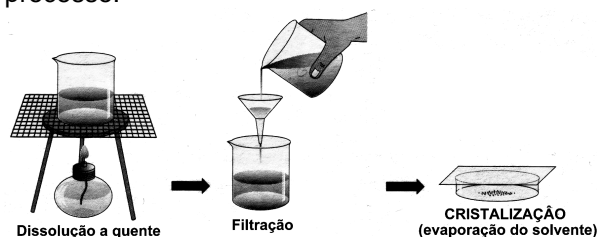
Este é um método de separação muito presente no laboratório químico e também no cotidiano. É usado para separar um sólido de um líquido ou sólido de um gás, mesmo que o sólido se apresente em suspensão. A mistura atravessa um filtro poroso, onde o material particulado fica retido. A preparação do café é um exemplo de filtração.



No cotidiano, o aspirador de pó é o um bom exemplo do processo de filtração. Separa partículas sólidas suspensas no ar aspirado.

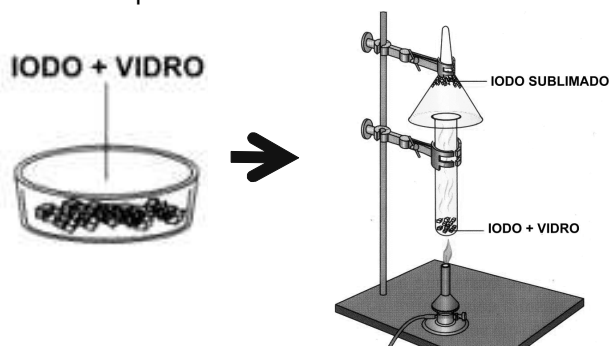
9.7 Evaporação ou cristalização

Método de separação de misturas sólido-líquido por evaporação do solvente, também conhecido como cristalização. Em recipiente aberto, simplesmente permite-se que o solvente evapore, deixando o sólido. Nas salinas, o sal é obtido a partir da água do mar através deste processo.



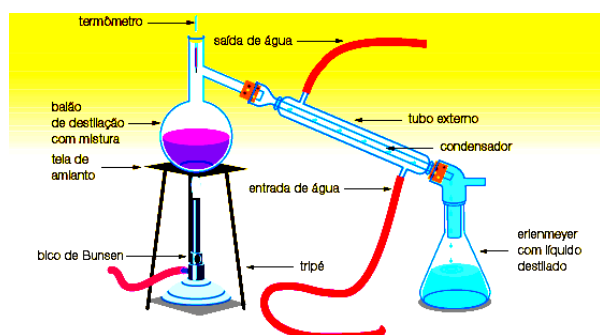
9.8 Sublimação

Processo utilizado quando um dos componentes do sistema sublima (passa diretamente do estado sólido para o gasoso) quando sob aquecimento. O iodo e a naftalina são sólidos que sublimam.



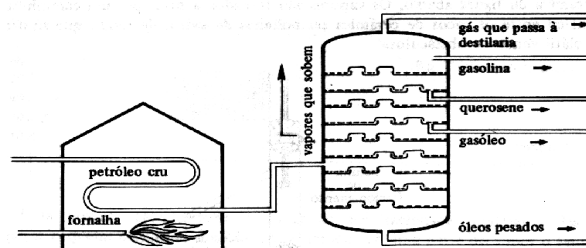
9.9 Destilação simples

A destilação simples é utilizada quando se deseja separar a substância sólida dissolvida do solvente e não se deseja perder este último, como no processo de evaporação. Aquece-se a mistura até atingir o ponto de ebulição do solvente. Não existe necessidade de controle de temperatura, pois o ponto de ebulição do sólido é muito mais elevado que o do solvente.



9.10 Destilação fracionada

É um método de separação de líquidos que participem de mistura homogênea ou heterogênea. Quanto mais distantes forem os pontos de ebulição destes líquidos, mais eficiente será o processo de destilação. Eleva-se a temperatura até que se alcance o ponto de ebulição do líquido que apresente valor mais baixo para esta característica e aguarda-se, controlando a temperatura, a completa destilação deste. Posteriormente, permite-se que a temperatura se eleve até o ponto de ebulição do segundo líquido. Quanto mais próximos forem os pontos de ebulição dos líquidos, menor o grau de pureza das frações destiladas. A destilação fracionada é usada na obtenção das diversas frações do petróleo.



Nos alambiques, este tipo de destilação é usado na obtenção de bebidas como a cachaça e o uísque. Na destilação fracionada em laboratório usa-se um equipamento como o mostrado abaixo.

9.11 Separação magnética ou imantação

Separa os componentes que são atraídos por um ímã daqueles que não apresentam esta propriedade (separação de limalha de ferro da areia).



9.12 Dissolução fracionada

Método de separação de sistemas sólido-sólido, onde somente um dos componentes apresenta solubilidade num dado solvente. A mistura areia e sal é um bom exemplo de aplicação para este método de separação. Adicionando-se água, obtém-se a solubilização do sal na água. Após uma filtração, a areia é separada, bastando realizar uma destilação simples ou evaporação para se separar o sal da água. Este método também é conhecido como extração por solvente.

Exercício

07. (UFES) Para separar os componentes de uma mistura, foi realizada a seguinte sequência de operações:

aquecimento \Rightarrow adição de água e filtração \Rightarrow evaporação

Esse procedimento é recomendável para a seguinte mistura:

- a) areia, açúcar e sal
- b) carvão, areia e açúcar
- c) ferro, enxofre e álcool

- d) enxofre, gasolina e ferro
- e) iodo, sal de cozinha e areia

08. (UEL) De uma mistura heterogênea de dois líquidos imiscíveis e de densidades diferentes podem-se obter os líquidos puros por:

- I. sublimação
- II. decantação
- III. filtração

Dessas afirmações, apenas:

- a) I é correta
- b) II é correta
- c) III é correta
- d) I e II são corretas
- e) II e III são corretas

09. (UFV) Considere os sistemas abaixo:

- I. água e açúcar
- II. álcool e carvão
- III. água e areia
- IV. água e óleo

Assinale a alternativa que relaciona os sistemas que podem ser separados por filtração.

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

10. (UFMG) O método eficaz de separação dos componentes de uma solução aquosa de NaCl (sal de cozinha) é:

- a) decantação
- b) destilação
- c) filtração
- d) recristalização
- e) sublimação

11. (PASES-01) O processo que deve ser utilizado para separar os componentes de uma mistura líquida homogênea formada por água e acetona é:

- a) recristalização.
- b) decantação.
- c) sedimentação.
- d) destilação fracionada.
- e) filtração.

Critérios de pureza

Critérios de pureza são testes de laboratórios para verificar se uma substância é pura. Os mais usados são determinação de PF, PE, densidade e solubilidade.

EXERCICIO

12. Um determinado frasco contém 250g de solução. Se a densidade desta é 1,47g/mL, qual o volume desta?

13. Qual a massa de uma solução de densidade igual a 1,25g/mL e volume de 500mL?

Capítulo 02: Átomos e Moléculas

Evolução Atômica

450 a.C. - Leucipo

A matéria pode se dividir em partículas cada vez menores.

400 a.C. - Demócrito

Denominação átomo para a menor partícula de matéria. Considerado o pai do atomismo grego.

60 a.C. - Lucrécio

Autor do poema De Rerum Natura, através do qual foi consolidado o atomismo de Demócrito.

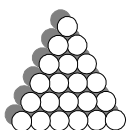
1808 - Dalton

Dalton enunciou seu modelo atômico: O átomo é uma partícula maciça e indivisível. Baseado nas leis de :

Lei Lavoisier: A soma das massas antes da reação é igual a soma das massa após a reação.

Lei de Proust: A proporção das massas que reagem permanecem sempre constantes.

Lei de Dalton: Em uma relação , se a massa de um participante permanece constante , a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos.



Este modelo vingou até 1897.

John Dalton



John Dalton é considerado o pai da Química teórica. Com apenas 12 anos de idade iniciou sua brilhante carreira lecionando em uma escola da comunidade Quaker, da qual era membro. Além de ter elaborado a teoria atômica, Dalton descobriu uma importante lei da Física — a Lei das Pressões Parciais dos Gases. Uma curiosidade sobre a sua vida profissional: ele também atuou como meteorologista, tendo feito cerca de 200 mil anotações.

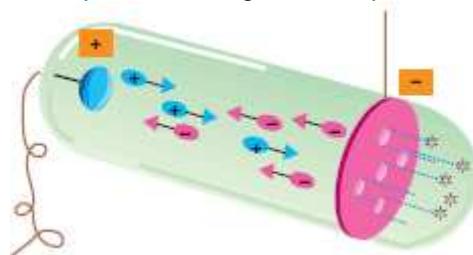
Dalton foi o primeiro cientista a descrever uma deficiência visual — da qual sofria — cujo portador não consegue distinguir algumas cores, entre elas, o vermelho e o verde. O seu trabalho sobre essa deficiência foi tão importante que hoje ela é conhecida por daltonismo. Atualmente, sabe-se que o daltonismo afeta 5% dos homens e 0,5% das mulheres.

1879 - Crookes

Primeiras experiências de descarga elétrica a alto vácuo.

1886 - Eugen Goldstein

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein, usando uma aparelhagem semelhante à de Thomson, observou o aparecimento de um feixe luminoso no sentido oposto ao dos elétrons. Concluiu que os componentes desse feixe deveriam apresentar carga elétrica positiva.



1896 - Becquerel

Descoberta da radioatividade.

Raios $\alpha = 2p + 2n$

Raios $\beta = \text{elétrons (e}^-)$

Raios $\gamma = \text{ondas eletromagnéticas.}$

1897 - Thomson

Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) conseguiu demonstrar que o átomo não é indivisível, utilizando uma aparelhagem denominada tubo de raios catódicos.

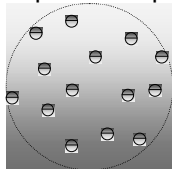
Dentro do tubo de vidro havia, além de uma pequena quantidade de gás, dois eletrodos ligados a uma fonte elétrica externa. Quando o circuito era ligado, aparecia um feixe de raios provenientes do cátodo (eletrodo negativo), que se dirigia para o ânodo (eletrodo positivo). Esses raios eram desviados na direção do pólo positivo de um campo elétrico. Com base nesse experimento, Thomson concluiu que:

a) os raios eram partículas (corpúsculos) menores que os átomos;

b) os raios apresentavam carga elétrica negativa. Essas partículas foram denominadas elétrons (e).

Thomson propôs então um novo modelo, denominado pudim de passas:

O átomo seria uma partícula maciça, mas não indivisível. Seria formado por uma geléia com carga positiva, na qual estariam incrustados os elétrons (modelo do pudim de passas).



Por seu trabalho na determinação das propriedades do elétron, o físico inglês Joseph John Thomson (1856-1909) recebeu o prêmio Nobel de Física em 1906.

1898 - **Casal Curie**

Descoberta do polônio e do rádio. Grandes avanços na área da radioatividade.

1905 - **Einstein**

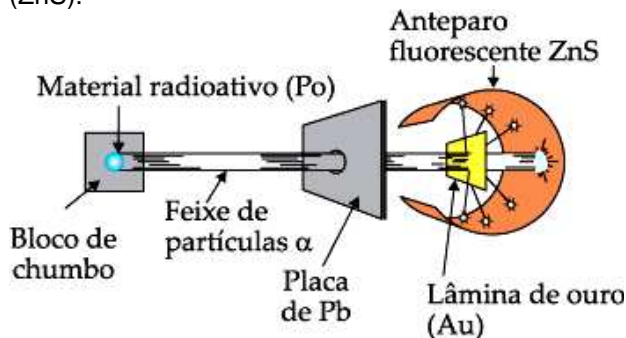
Teoria da relatividade. Relação entre massa e energia ($E = mc^2$). Esclarecimento do efeito fotoelétrico. Denominação fóton para o quantum de energia radiante.

1909 - **Millikan**

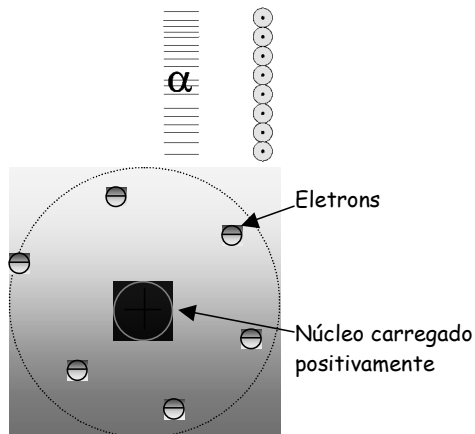
Determinação da carga do elétron.

1911 - **Rutherford**

Átomo não é maciço nem indivisível. O átomo seria formado por um núcleo muito pequeno, com carga positiva, onde estaria concentrada praticamente toda a sua massa. Ao redor do núcleo ficariam os elétrons, neutralizando sua carga. Este é o modelo do átomo nucleado, um modelo que foi comparado ao sistema planetário, onde o Sol seria o núcleo e os planetas seriam os elétrons. Rutherford bombardeou uma fina lâmina de ouro (0,0001 mm) com partículas "alfa" (núcleo de átomo de hélio: 2 prótons e 2 nêutrons), emitidas pelo "polônio" (Po), contido num bloco de chumbo (Pb), provido de uma abertura estreita, para dar passagem às partículas "alfa" por ele emitidas. Envolvendo a lâmina de ouro (Au), foi colocada uma tela protetora revestida de sulfeto de zinco (ZnS).

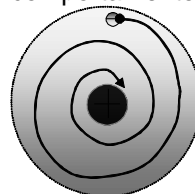


Assim, o átomo seria um imenso vazio, no qual o núcleo ocuparia uma pequena parte, enquanto que os elétrons o circundariam numa região negativa chamada de eletrosfera, modificando assim, o modelo atômico proposto por Thomson.



1913 - **Rutherford - Bohr**

Apesar de revolucionário, o modelo de Rutherford não conseguiu explicar o comportamento dos elétrons ao do núcleo.

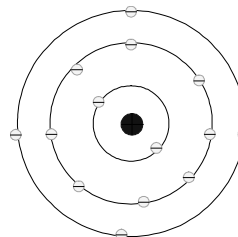


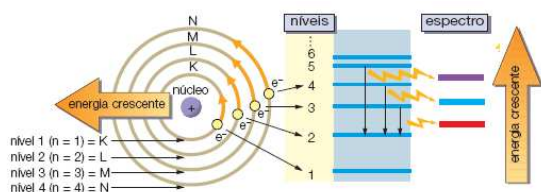
O comportamento mostrado na figura acima que era esperado no modelo de **Rutherford** foi explicado por **Bohr**, em 1913 que propôs seu modelo:

1ª Os elétrons se movimentassem ao redor do núcleo, seguindo trajetórias circulares denominadas de camadas ou níveis.

2ª Estas camadas foram especificadas por letras a partir da mais interna: K, L, M, N, O, P e Q.

3ª Os elétrons podiam ir de um nível mais interno para outro mais externo absorvendo energia, no processo inverso ocorreria emissão de energia.



**1916 - Sommerfeld**

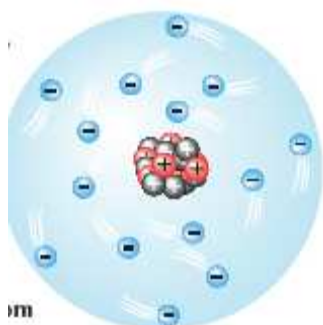
Modelo das órbitas elípticas para o elétron. Introdução dos subníveis de energia.

1926 - Heisenberg

Princípio da incerteza.

1932 - Chadwick

Os nêutrons foram descobertos em 1932 por Chadwick, durante experiências com material radioativo. Ele as denominou nêutrons. Os nêutrons estão localizados no núcleo e apresentam massa muito próxima à dos prótons, mas não têm carga elétrica.



O modelo atômico mais utilizado até hoje é o de Rutherford, com a inclusão dos nêutrons no núcleo.

Constituição do átomo: prótons, nêutrons e elétrons.

	Natureza	Valor relativo	Massa relativa
Próton	Positiva	+1	1
Nêutron	Não existe	0	1
Elétron	Negativa	-1	1/1836

2.1. Camadas eletrônicas (Níveis de Energia)

Os elétrons estão distribuídos em camadas ou níveis de energia:

núcleo	camada						
	K	L	M	N	O	P	Q
	1	2	3	4	5	6	7
	nível						

Através dos postulados de Bohr podemos chegar ao máximo de elétrons nas camadas.

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

2.2. Subníveis de energia (subcamadas)

As camadas ou níveis de energia são formados de subcamadas ou subníveis de energia, designados pelas letras **s, p, d, f**.

Subnível	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

Subníveis conhecidos em cada nível de energia:

Subnível	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d	7s
Nível	1 K	2 L	3 M	4 N	5 O	6 P	7 Q

Subníveis em ordem crescente de energia:

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

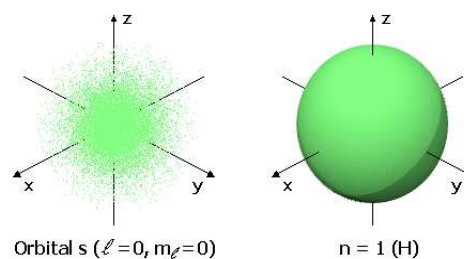
2.3. Orbitais

Os subníveis são formados de orbitais. Orbital é a região da eletrosfera onde há maior probabilidade de estar localizado o elétron do átomo. O número máximo de elétrons em cada orbital é 2.

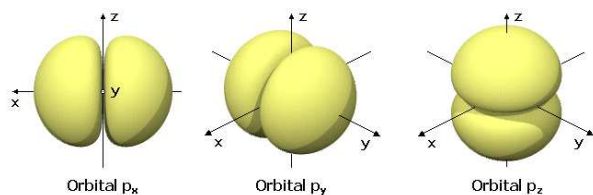
subnível s	um orbital s	só	↓↑
subnível p	três orbitais p		↓↑ ↓↑ ↓↑
subnível d	cinco orbitais d		↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑
subnível f	sete orbitais f		↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑

Orbitais S

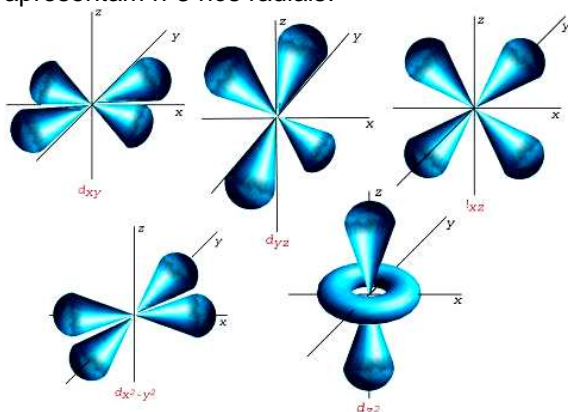
O orbital **s** tem forma esférica.



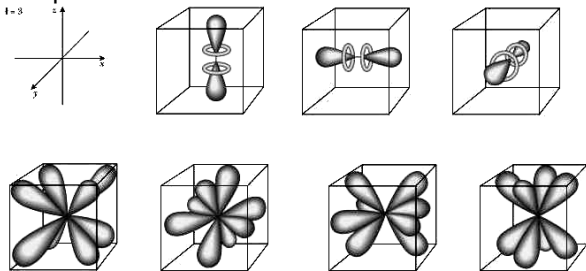
Os orbitais **p** têm forma de duplo ovóide e são perpendiculares entre si (estão dirigidos segundo três eixos ortogonais x, y e z).

**Orbital d**

Os orbitais **d** tem uma forma mais diversificada: quatro deles têm forma de 4 lóbulos de sinais alternados (dois planos nodais, em diferentes orientações espaciais), e o último é um duplo lóbulo rodeado por um anel (um duplo cone nodal). Seguindo a mesma tendência, apresentam $n-3$ nós radiais.

**Orbital f**

Os orbitais **f** apresentam formas ainda mais exóticas, que podem ser derivadas da adição de um plano nodal às formas dos orbitais **d**. Apresentam $n-4$ nós radiais.

**2.4. Spin**

Spin é o movimento de rotação do elétron em torno de seu eixo. Pode ser paralelo ou antiparalelo. A cada um deles foi atribuído um número quântico: $+1/2$ e $-1/2$.

2.5 distribuição eletrônica.

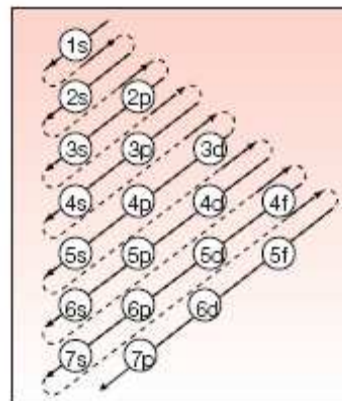
Somados os elétrons alojados nos subníveis de um dado nível, se obtém a quantidade máxima de elétrons que pode ser contida no mesmo. Para se obter a distribuição dos elétrons em níveis de energia ou camadas para um determinado átomo, os seus elétrons devem ser distribuídos em ordem de

energia crescente, nos subníveis, e depois reorganizados em níveis ou camadas. Foi **Linus Pauling** quem calculou a ordem de energia dos subníveis e estabeleceu um diagrama visando facilitar a obtenção da configuração eletrônica dos átomos. O termo camadas continua a ser usado por fatores históricos e também por facilitar a visualização do modelo atômico.



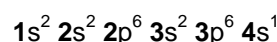
Linus Pauling (1901-1994) recebeu dois prêmios Nobel: de Química, em 1954, e da Paz, em 1962.

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



Ex: A distribuição eletrônica para o átomo de Potássio (K) que tem $Z = 19$ seria obtida da seguinte forma:

$Z = 19$ indica que o potássio no estado neutro, possui igual número de cargas positivas e negativas. Portanto, temos 19 elétrons a distribuir.



Após a distribuição dos elétrons em subníveis, podemos identificar aqueles que possuem mesmo número quântico principal, que indica a que camada pertencem os elétrons.

camada K: $1s^2 = 2$ elétrons

camada L: $2s^2 + 2p^6 = 8$ elétrons

camada M: $3s^2 + 3p^6 = 8$ elétrons
camada N: $4s^1 = 1$ elétron

QUESTIONÁRIO

1. O que é átomo?
2. Quais as características do átomo?
3. Quais as partículas fundamentais do átomo?
4. Qual a localização, carga elétrica, a massa e o símbolo das partículas subatômicas?
5. Qual a relação entre o número de prótons e elétrons no átomo eletricamente neutro?
6. O que é íon?
7. Qual a condição para que o átomo se torne um cátion ou um ânion?
8. O que são número atômicos e número de massa e como calculá-los?
9. O que é elemento químico e como simbolizá-lo?
10. O que são isótopos, isóbaros e isotonos?
11. Quais são os três Princípios dos modelos atômicos de RUTHERFORD-BOHR?
12. Quais os subníveis de energia de cada nível, seus símbolos e o máximo de elétrons que comportam?
13. Como se constrói e como se usa o diagrama de LINUS PAULING, para verificar quais os subníveis mais ou menos energéticos e para fazer a distribuição eletrônica em subníveis?
14. O que é uma série isoeletrônica?
- 15.

EXERCÍCIO DE FIXAÇÃO

1. Determine o número de massa, número atômico, número de prótons e número de elétrons de todos os elementos das famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.
2. Dê 3 exemplos de espécies químicas isoeletrônicas.
3. Dê 3 exemplos de espécies químicas isotópicas.
4. Dê 3 exemplos de espécies químicas isobáricas.
5. Calcule a massa molecular das substâncias abaixo.
 - a) H_2SO_4
 - b) H_2O
 - c) HCl
 - d) HBr
 - e) CH_4
 - f) C_3H_8
 - g) $C_{76}H_{154}$
 - h) $C_2O_2H_2$
 - i) Br_2
 - j) I_2

Ao falhar na preparação, você está se preparando para fracassar.

Benjamin Franklin

Exercícios

1. **(unimep-02)** Partícula subatômica desprovida de carga elétrica, prevista por Rutherford e comprovada em 1932 por James Chadwick. O nome desta partícula é:
 - a) próton;
 - b) nêutron;
 - c) elétron;
 - d) neutrino;
 - e) positron.
2. **(PASES-98)** Os átomos do elemento químico índio (In), com número atômico igual a 49 e número de massa igual a 115, possuem:
 - a) 98 nêutros
 - b) 164 nêutrons
 - c) 49 nêutros
 - d) 66 nêutrons
 - e) 115 nêutrons
3. **(FGV)** Um átomo com 18 elétrons no penúltimo nível energético pode ter número atômico:
 - a) 2
 - b) 8
 - c) 18
 - d) 28
 - e) 30
4. **(Fuvest)** Considere os seguintes elementos e seus respectivos números atômicos:
 - I. Na (11)
 - II. Ca (20)
 - III. Ni (28)
 - IV. Al (13)Dentre eles, apresenta (ou apresentam) elétrons no subnível d de suas configurações eletrônicas apenas:
 - a) I e IV
 - b) III
 - c) II
 - d) II e III
 - e) II e IV
5. **(ACE)** Assinale a alternativa falsa:
 - a) o número de massa de um átomo é dado pela soma do número de prótons e de nêutrons existentes no núcleo;
 - b) um elemento químico deve ter seus átomos sempre como mesmo número de nêutrons;
 - c) o número de prótons permanece constante, mesmo que os números de massa dos átomos de um elemento variem;
 - d) o número atômico é dado pelo número de prótons existentes no núcleo de um átomo;

e) n.d.a

6. (Fuvest) Há exatos 100 anos, J.J. Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico:

- o átomo ser indivisível
- a existência de partículas subatômicas
- os elétrons ocuparem níveis discretos de energia
- os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo
- o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera

Elementos químicos e íons.

Elemento químico: É um conjunto de átomos com o mesmo número atômico. Com isso podemos dizer que o número atômico é responsável pelas propriedades de um mesmo elemento químico.

Íons: São átomos com deficiência de cargas negativas ou positivas. Um íon pode ser um ânion ou um cátion.

Ânion:

Cátion:

Na formação de um íon positivo ou negativo, o número de prótons do átomo nunca se altera. Por isso, mesmo passando a ser um íon, um átomo nunca passa a ser outro elemento químico.

Número atômico, número de massa e isotopia, Isobaria, Isotonia.

Número de Massa (A): informa a soma de prótons e nêutrons contida num determinado átomo.

$$A = P + N$$

Número Atômico (Z): informa a quantidade de prótons contida num determinado átomo. **Átomos com mesmo número atômico pertencem ao mesmo elemento químico.** Ter mesmo valor para Z garante que os átomos possuam mesmo comportamento químico. Z também informa o número de elétrons, se o átomo em questão for neutro.

Isótopos

átomos que apresentam mesmo número atômico e número de massa diferentes. Pertencem ao

mesmo elemento químico, pois têm mesmo valor de Z.

Ex.: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$;

Elementos	Carbono			Oxigênio			Potássio		
Representação	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}^*$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{19}\text{K}^*$	${}^{41}_{19}\text{K}$
Abundância (%)	98,89	1,11	traços**	99,7	0,04	0,2	93,30	0,01	6,70

* Isótopos radioativos.

** Traços = quantidade muito pequena.

Representação	Nomes	Abundância (%)
${}^1_1\text{H}$	hidrogênio leve; hidrogênio comum; prótio	99,985
${}^2_1\text{H}$	deutério	0,015
${}^3_1\text{H}^*$	trítio; tricério; tritério	10^{-7}

* O trítio é radioativo.

Isóbaros

átomos que apresentam valores diferentes para o número atômico e mesmo número de massa.

Ex.: ${}^{42}_{20}\text{Ca}$, ${}^{42}_{21}\text{Sc}$

Isótonos

átomos que apresentam valores diferentes de número atômico e de massa, no entanto, mesmo número de nêutrons ($A - Z$).

Ex.: ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$

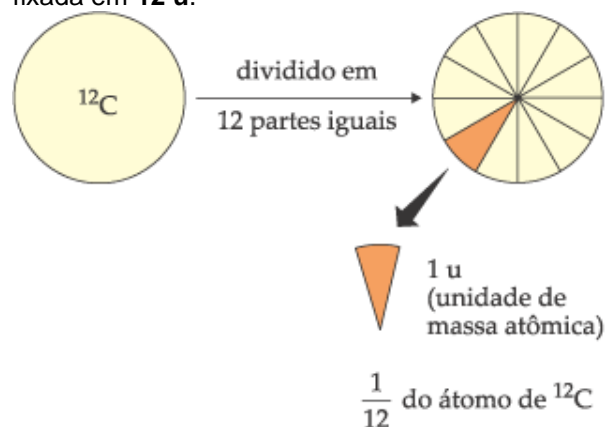
Espécies isoeletrônicas:

São átomos que apresentam o mesmo número de elétrons em sua eletrosfera.

Ex.: Na^+ , F^- , Ne , Mg^{2+} etc...

Massas atômica e molecular.

Massa Atômica: O átomo de ${}^{12}_6\text{C}$ foi escolhido como átomo padrão na construção das escalas de massas atômicas. Sua massa atômica foi fixada em 12 u.



Massa atômica de um átomo é a massa desse átomo expressa em u. Indica quantas vezes a massa do átomo é maior que 1/12 da massa de ${}^{12}_6\text{C}$.

Massa atômica de um elemento formado por uma mistura de isótopos é a massa média dos átomos desse elemento expressa em u. É igual à

média ponderada das massas atômicas dos isótopos constituintes do elemento.

Massa molecular:

Massa molecular de uma substância é a massa da molécula dessa substância expressa em u. Indica quantas vezes a massa da molécula dessa substância é maior que a massa de 1/12 do átomo de ^{12}C .

A massa molecular de uma substância é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula dessa substância.

7. (UNIMEP-03) A carga de um íon monoatômico é $2+$. O núcleo do íon tem número de massa 56. O número de nêutrons no núcleo é 1,15 vezes o número de prótons. O número de elétrons do íon é igual a:

- a) 26;
- b) 24;
- c) 28;
- d) 30;
- e) 45.

8. (IMAN - 01) Íons são átomos ou moléculas com cargas elétricas. Um cátion X^{+3} e um ânion Y^{-2} possuem 10 elétrons, seus números atômicos são, respectivamente:

- a) 8 e 12
- b) 13 e 8
- c) 10 e 8
- d) 13 e 12

9. (UFV - 97) Um átomo possui 29 prótons, 34 nêutrons e 27 elétrons. Assinale a afirmativa INCORRETA:

- a) São necessário mais de 2 elétrons para que se torne eletricamente neutro.
- b) Seu número atômico é 29.
- c) Este átomo é um cátion.
- d) Seu número de massa é 63.
- e) Este elemento encontra-se na coluna 14 da tabela periódica.

10. (UFV-92) Qual das seguintes proposições é FALSA, com respeito aos átomos de argônio, $^{40}_{18}\text{Ar}$?

- a) Todos os núcleos dos átomos de argônio são cercados por 18 elétrons.
- b) O átomo $^{40}_{18}\text{Ar}$ apresenta 22 nêutrons.
- c) Os núcleos dos átomos de argônio contém 22 prótons.
- d) Quase toda a massa atômica do argônio está concentrada em seu núcleo.
- e) O argônio, por ser gás nobre, tem sua última camada eletrônica completa.

11. (UEL) Quantos prótons há no íon X^{3+} de configuração $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$?

- a) 25
- b) 28
- c) 31
- d) 51
- e) 56

Exercícios Gerais

12. Determine o número de massa, número atômico, número de prótons e número de elétrons de todos os elementos das famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.

13. Dê 3 exemplo de espécies químicas isoeletrônicas.

14. Dê 3 exemplo de espécies químicas isotópicas.

15. Dê 3 exemplo de espécies químicas isobáricas.

16. Calcule a massa molecular das substâncias abaixo.

- k) H_2SO_4
- l) H_2O
- m) HCl
- n) HBr
- o) CH_4
- p) C_3H_8
- q) $\text{C}_{76}\text{H}_{154}$
- r) $\text{C}_2\text{O}_2\text{H}_2$
- s) Br_2

17. (FUC - MT) O bromo, que nas condições ambientes se encontra no estado líquido e é formado por átomos representados por $^{80}_{35}\text{Br}$, apresenta:

- a) 25 elétrons na camada de valência
- b) 2 elétrons na camada de valência
- c) 7 elétrons na camada de valência
- d) 35 partículas nucleares
- e) 45 partículas nucleares

18. (UFMG) Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, em diferentes épocas, modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas abaixo:

modelo I: Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares.

modelo II: Átomos maciços e indivisíveis.

modelo III: Núcleo atômico denso, com carga elétrica positiva. Elétrons em órbitas circulares de energia quantizada.

A associação modelo/cientista correta é:

- a) I/Bohr, II/Dalton, III/Rutherford

- b) I/Dalton , II/Bohr , III/Rutherford
 c) I/Dalton , II/Rutherford , III/Bohr
 d) I/Rutherford , II/Bohr , III/Dalton
 e) I/Rutherford , II/Dalton , III/Bohr

19. (UFV-PASES-00) A água comum (H_2O) e a água pesada (D_2O) apresentam diferentes isótopos de hidrogênio. Assinale a afirmativa INCORRETA:

- a) Os átomos de hidrogênio (H) e de deutério (D) possuem o mesmo número atômico.
 b) A água comum (H_2O) e a água pesada (D_2O) apresentam massas moleculares diferentes.
 c) Os átomos de hidrogênio (H) e de deutério (D) possuem número de nêutrons diferente.
 d) A água comum (H_2O) e a água pesada (D_2O) apresentam a mesma densidade.
 e) Os átomos de hidrogênio (H) e de deutério (D) possuem o mesmo número de elétrons.

20. (UFV - 95) As espécies químicas ${}_9F^{-1}$, ${}_{11}Na^{+1}$, ${}_{12}Mg^{2+}$, ${}_{13}Al^{3+}$ e ${}_{14}Si^{4+}$ são isoeletrônicas. Das alternativas abaixo, aquela que apresenta a partícula de maior raio é:

- a) cátion silício (Si^{4+}).
 b) cátion sódio (Na^{+1}).
 c) cátion alumínio (Al^{3+}).
 d) ânion fluoreto (F^{-1}).
 e) cátion magnésio (Mg^{2+}).

21. (UFV - 98) Dentre as alternativas abaixo, a espécie que apresenta MAIOR diâmetro é:

- a) Al^{3+}
 b) F^{-}
 c) Mg^{2+}
 d) Na^{+1}
 e) Ne

Ninguém sabe completamente o que um homem pode conseguir até que, motivado pela vontade, ele reúne suas forças e decide que nada irá derrotá-lo. Germaine St. Cloud

Capítulo 03: Classificação e Propriedades Periódicas dos Elementos

Cronologia

1800 Nesta época os cientistas já conheciam cerca de 60 elementos químicos e se tornou um consenso de todos a necessidade da elaboração de um mecanismo que tornasse possível a organização destes elementos.

1829 Lei das Tríades de Döbereiner

EX Lítio – Sódio – potássio
 Cloro – Bromo – Iodo.

1863 Parafuso telúrico de Chancourtois

Este sistema denominado Parafuso telúrico realmente funciona quando se trata de elementos químicos com número de massa igual ou inferior a 40.

1864 Lei das oitavas de Newlands

John Newlands, cientista e músico, conseguiu associar as duas artes e propôs um modelo de classificação periódica que ficou conhecido com LEIS DAS OITAVAS, neste sistema de classificação as propriedades dos elementos químicos e comparadas com as notas musicais.

EX.

Dó	1	Hidrogênio	Dó	8	Flúor
Ré	2	Lítio	Ré	9	Sódio
Mi	3	Bérrilio	Mi	10	Magnésio
Fá	4	Boro	Fá	11	Alumínio
Sol	5	Carbono	Sol	12	Silício
Lá	6	Nitrogênio	Lá	13	Fósforo
Si	7	Oxigênio	Si	14	Enxofre

1869

Lei periódica de Mendeleev e Lothar Meyer. Classificação periódica com os elementos em ordem crescente de massas atômicas.

1913

Lei de Moseley: conceito atual de número atômico. Classificação periódica com os elementos em ordem crescente de números atômicos.

Período e Famílias dos elementos.

Períodos são as sete filas horizontais da Tabela Periódica; 1º, 2º, 3º, 4º, 5º, 6º, 7º. Reúnem

elementos com configurações eletrônicas diferentes, portanto, com propriedades diferentes.

Famílias ou **grupos** são as dezoito colunas verticais da Tabela Periódica. Reúnem elementos com configurações eletrônicas semelhantes, portanto, com propriedades semelhantes.

Elementos representativos são aqueles cujo subnível de maior energia de seus átomos é s (bloco s) ou p (bloco p).

Bloco s	Grupos IA e IIA
Bloco p	Grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA e 0

Elementos de transição são aqueles cujo subnível de maior energia de seus átomos é d. Constituem o bloco d, os Grupos IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB E VIIIB.

Elementos de transição interna são aqueles cujo subnível de maior energia de seus átomos é f. Constituem o bloco f, os lantanídeos ($Z = 59$ a $Z = 71$) e os actinídeos ($Z = 89$ a $Z = 103$).

O átomo de um elemento localizado no $n^{\text{º}}$ período tem seus elétrons distribuídos em n níveis de energia. Exemplo: elementos do 5º período têm os elétrons de seus átomos distribuídos em 5 níveis de energia.

Classificação dos elementos segundo suas propriedades.

6.1 Metais

Hoje o homem tem conhecimento de 109 elementos químicos sendo que cerca de 2/3 deste elemento apresentam propriedades semelhantes.

Tais propriedades com:

- serem sólidos em temperatura ambiente
 - serem bons condutores de calor e corrente elétrica
 - serem dúcteis
 - serem maleáveis
 - apresentarem o característico brilho metálico
- Nos faz classificar estes elementos em metais

6.2 Ametais

Como foi feito para os elementos químicos denominados de metais também classificaremos outros elementos de acordo com suas propriedades físicas, existe um grupo de elementos químicos que ao contrário dos metais apresentam-se como:

- maus condutores de eletricidade
- Não apresentam brilho

estes elementos serão classificados como ametais pois apresentam característica “oposta” ao metais.

6.3 Gases Nobres

Este grupo de elementos químicos são classificados de acordo com propriedades químicas e não propriedades físicas com o caso dos metais e dos ametais. A principal característica deste grupo é sua grande estabilidade química ou seja pouca reatividade por isto denominados de nobres, outra característica dos grupo de átomos e seu estado físico na temperatura ambiente “gás” com isto estes elementos são denominados de gases nobres.

6.4 Hidrogênio

O elemento químico hidrogênio é um elemento extremamente diferenciado, e de difícil classificação pois possui propriedades dos

Tabela periódica.

Exercícios

1. (UNIMEP-03) Os metais constituem, aproximadamente, 80% da tabela periódica. Apresentam 1, 2 ou 3 elétrons no nível mais energético; são bons condutores de calor e eletricidade; são dúcteis e maleáveis. A alternativa à qual essas características correspondem é

- fósforo, alumínio e iodo.
- sódio, nitrogênio e hidrogênio.
- flúor, ferro e níquel.
- cobalto, estanho e mercúrio.
- potássio, hélio e cromo.

2. (UFV-05) Das afirmativas abaixo, referentes ao elemento Gálio (Ga), assinale a INCORRETA:

- Trata-se de um metal e é mais eletronegativo que o Boro (B).
- Trata-se de um elemento do 4º período.
- Forma um óxido de fórmula Ga_2O_3 .
- A massa do átomo de Gálio é 69,7 u e o seu número atômico é 31.
- A distribuição eletrônica, no estado fundamental, em camadas é 2, 8, 18, 3.

3. (UFV - 98) Associe a segunda coluna de acordo com a primeira e assinale a opção que contém sequência CORRETA:

I - Metais alcalinos () F, Br, I

- II - Metais alcalino-terrosos () Na, K, Cs
 III - Halogênios () Ca, Sr, Ba
 IV - Metais de transição () Fe, Co, Ni

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

4. (UFMG-98) Considerando as partículas constituintes do íon Mg^{2+} e a posição do elemento no quadro

periódico, pode-se afirmar que esse íon

A) apresenta dois níveis completamente preenchidos.

B) apresenta números iguais de prótons e elétrons.

C) tem um núcleo com 14 prótons.

D) tem a mesma configuração eletrônica que o átomo de argônio.

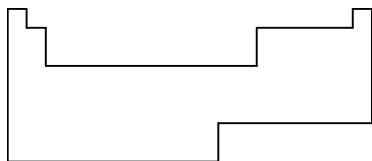
Periodicidade das propriedades químicas dos elementos.

5.1 Propriedades aperiódicas

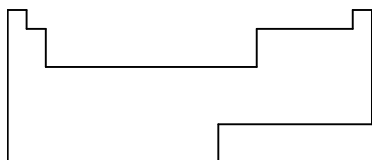
Os valores somente crescem ou decrescem à medida que aumenta o número atômico. Exemplos: massa atômica e calor específico.

EX: Densidade, ponto de fusão

5.1.1 Densidade



5.1.1 Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição

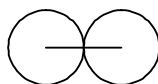


5.2 Propriedades periódicas

Os valores crescem e decrescem sucessivamente à medida que aumenta o número atômico. A maioria das propriedades dos elementos são periódicas.

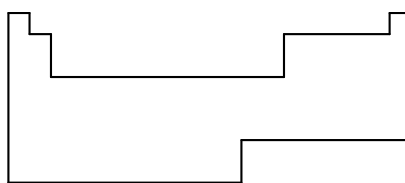
EX: Eletronegatividade, potencial de ionização, raio atômico e etc...

5.2.1 Raio atômico e raio de íons



Não se pode medir com precisão o raio de um átomo isolado mas através de difração de raios X podemos medir a distância "d" existente entre os núcleos de dois átomos e através desta distância podemos determinar o raio de um determinado átomo, pois $R=d/2$.

- Variação do raio atômico nas famílias
- Variação do raio atômico nos períodos



4.1.1 Raio atômico e raio do cátion

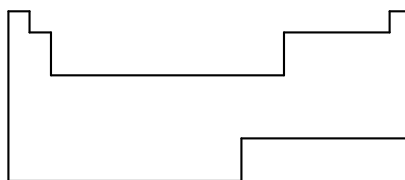
4.1.2 Raio atômico e raio do ânion

5.2.2 Eletronegatividade.

Eletronegatividade de um elemento é uma medida da sua capacidade de atrair os elétrons das ligações covalentes das quais ele participa. Quanto maior for a capacidade de um átomo de atrair os elétrons das ligações covalentes das quais ele participa, maior será a sua eletronegatividade.

Obs: a medida de eletronegatividade assim como muitas outras medidas é uma medida relativa.

- Variação de eletronegatividade nas famílias
- Variação de eletronegatividade nos períodos

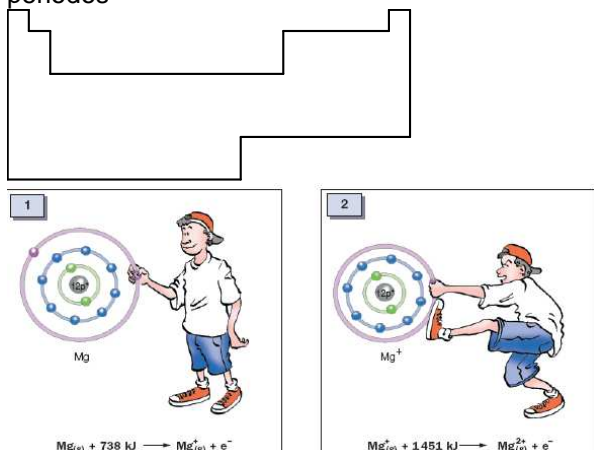


5.2.3 Energia de ionização

Energia de ionização é a energia necessária para arrancar um elétron de um átomo no estado gasoso.

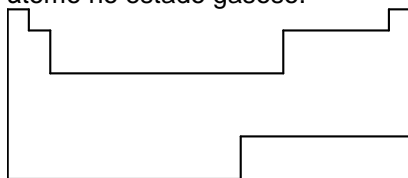
- Variação de potencial de ionização nas famílias

➤ Variação de potencial de ionização nas períodos



5.2.4 Eletroafinidade

Eletroafinidade ou afinidade eletrônica é a energia envolvida na entrada de um elétron num átomo no estado gasoso.



Exercícios

5. (UFJF 00) Os elementos X, Y, Z e W apresentam as configurações eletrônicas indicadas abaixo.

X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 W: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Analisando as alternativas abaixo, marque a opção **INCORRETA**:

- X possui maior energia de ionização;
- W é um alcalino terroso;
- Y é um metal nas CNTP;
- Z possui a menor eletronegatividade.

6. (UNIMEP-02) Baseando-se nas tendências periódicas dos elementos conhecidas, pode-se prever que a energia de ionização cresce na ordem:

- Ar, Na, Cl e Al;
- Na, Al, Cl e Ar;
- Cl, Na, Ar e Al;
- Al, Na, Ar e Cl;
- Ar, Cl, Al e Na.

7. (PASES - 98) Abaixo encontra-se destacada uma das famílias da tabela periódica.

Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra

(Obs.: existe uma tabela periódica no final da prova de vestibular).

Em relação aos elementos desta família (coluna 2), a única afirmativa **INCORRETA** é:

- Todos são muito eletronegativos.
- São chamados metais alcalinos terrosos.
- Os átomos de menor raio atômico são os do elemento berílio.
- Formam com os halogênios (coluna 17) sais de fórmula geral MA_2 .
- Os átomos neutros, no estado fundamental, apresentam dois elétrons na última camada.

8. (UFV-05) Considere as afirmativas abaixo sobre o átomo de Ba e seu íon Ba^{2+} e assinale a **INCORRETA**.

- O Ba é um metal alcalino terroso.
- O íon Ba^{2+} tem 56 prótons e 56 elétrons.
- O íon Ba^{2+} tem raio iônico maior que o íon Sr^{2+} .
- A formação do íon Ba^{2+} se deve à perda de 2 elétrons pelo átomo de Ba.
- O raio iônico do íon Ba^{2+} é menor que o raio atômico do Ba.

9. (ITA-03) das opções abaixo apresenta a comparação **ERRADA** relativa aos raios de átomos e de íons? raio do Na^+ < raio do Na.

- raio do Na^+ < raio do F⁻.
- raio do 2 Mg + < raio do 2 O⁻.
- raio do F⁻ < raio do 2 O⁻.
- raio do F⁻ < raio do 2 Mg +.

Exercícios gerais

10. (UFV - 98) A definição de unidade de massa atômica é:

- 1/12 da massa de um mol de átomos de ^{12}C .
- A massa de um átomo de ^{12}C .
- A massa de um mol de átomo de ^{12}C .
- 1/12 de massa de um átomo de ^{12}C .
- A massa de 1 mg de átomos de ^{12}C .

11. (UFV - 99) Eletronegatividade é uma propriedade periódica importante. Em relação a esta propriedade, assinale a afirmativa **CORRETA**:

- O potássio (K) é mais eletronegativo que o cálcio (Ca).
- O carbono (C) é mais eletronegativo que o silício (Si).
- O sódio (Na) é mais eletronegativo de todos os elementos.
- O flúor (F) é menos eletronegativo de todos os elementos.
- O frâncio (Fr) é mais eletronegativo de todos os elementos.

12. (UFV-00). Considere as afirmativas abaixo:

I- A primeira energia de ionização é a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro no estado gasoso.

II- A primeira energia de ionização do sódio é maior do que a do magnésio.

III- Nos períodos da tabela periódica, o raio atômico sempre cresce com o número atômico.

IV- A segunda energia de ionização de qualquer átomo é sempre maior do que a primeira.

São afirmativas **CORRETAS**:

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

13. (UFV - PASES - 00) Considere os átomos de um elemento cujos átomos neutros, em sua maioria, possuem 30 nêutrons, 26 prótons e 26 elétrons. Trata-se do elemento (consulte a tabela periódica):

- a) Zn
- b) N
- c) Te
- d) Ba
- e) Fe

14. elétron de um átomo no estado gasoso. O gráfico abaixo representa a variação da primeira energia de ionização em função do número atômico dos elementos químicos.

De acordo com a variação da energia de ionização dos elementos da tabela periódica, assinale a alternativa CORRETA:

- a) Os elementos representados por A, B, C, D e E são halogênios.
- b) Os elementos representados por 1, 2, 3, 4 e 5 são metais alcalinos.
- c) Os elementos representados por A, B, C, D e E doam facilmente um elétron.
- d) Os elementos representados por 1, 2, 3, 4 e 5 tendem a formar ânions.
- e) O elemento A é o mais reativo por possuir maior energia de ionização.

15. (UFV - 94) Escreva os nomes dos elementos químicos correspondentes aos seguintes números atômicos:

- a) 11:
- b) 15:
- c) 19:
- d) 20:
- e) 82:

16. (UFV - 95) Várias propriedades químicas dos elementos estão relacionadas com o número de elétrons na última camada.

a) Para os elementos ${}_{13}\text{X}^{27}$ e ${}_{8}\text{Z}^{16}$ o número de elétrons na última camada é:



17. (UFV - 92) Considerando-se os elementos químicos cálcio e enxofre, Pede-se

a) A distribuição eletrônica em níveis de energia (K, L, M, N, O, P, Q) para os elementos cálcio e enxofre;

Cálcio:

Enxofre:

18. (UNB-04) Os acumuladores, mais comumente chamados de baterias, cuja utilização sofreu um aumento considerável com o advento dos aparelhos eletroeletrônicos, geralmente contêm substâncias simples e/ou compostas que envolvem, entre outros, os seguintes elementos químicos: zinco (Zn), mercúrio (Hg), lítio (Li), cádmio (Cd), prata (Ag) e carbono (C). Acerca das propriedades periódicas desses elementos químicos e considerando a tabela periódica anexa, julgue os itens abaixo.

(1) Prata e cádmio pertencem a uma mesma família.

(2) Os átomos de cádmio são maiores que os de zinco.

(2) Mercúrio e zinco pertencem a um mesmo período da tabela periódica.

(4) Os átomos de lítio e carbono têm valores de eletronegatividade muito próximos

"O pessimista queixa-se do vento. O otimista espera que ele mude. O realista ajusta as velas".

Willian George Ward (1812-1992) - Teólogo inglês

Capítulo 04: Ligação Química

Introdução

Antes de iniciarmos nossos estudos sobre ligações químicas é necessário que saibamos que é através das ligações químicas que é possível a existências de todas as coisas em nosso mundo e que é através das quebras e formações de ligações químicas que podemos dar origem a novas substancias.

Orbital

Orbital é uma região do espaço que possivelmente pode se encontrar um determinado elétron. Por isso vamos classificar os orbitais em, orbitais atômicos (como visto no capítulo II) que referem-se a região ocupada por elétrons de um átomo neutro e orbital molecular que se refere a região ocupada por elétrons que formam uma ligação química de uma molécula. Para estes estudo nossas atenções devem estar direcionadas para os orbitais moleculares já que o capítulo se trata de ligações químicas.

2.1 Orbital molecular

2.1.1 Orbital molecular é a região de máxima probabilidade de se encontrar o par de elétrons compartilhado da ligação covalente.

- ♦ **Orbital molecular sigma ou ligação sigma** resulta da interpenetração, num mesmo eixo, de dois orbitais atômicos semicheios, um de cada átomo de ligação, com elétrons de spins opostos. Ex.: CH_4

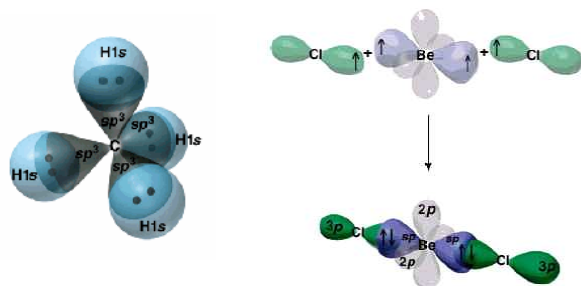


Figura :

Figura :

- ♦ **Orbital molecular pi ou ligação pi** resulta da interpenetração em paralelo de dois orbitais atômicos semicheios, um de cada átomo da ligação, com elétrons de spins opostos.

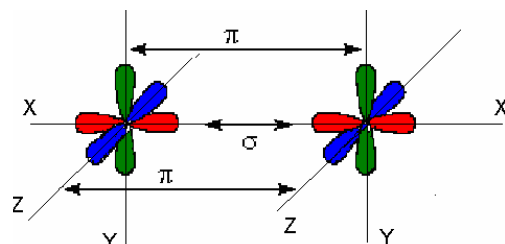


Figura :

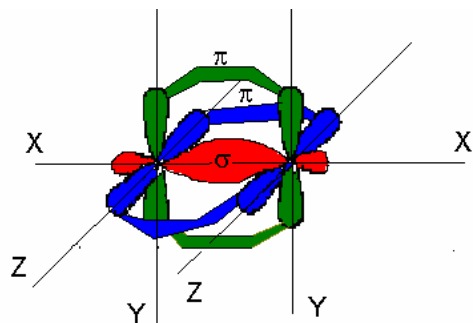


Figura :

Uma ligação simples ($A-B$) é sempre sigma.
 Uma ligação dupla ($A=B$) é sempre uma ligação sigma e outra pi.
 Uma ligação tripla ($A \equiv B$) é sempre uma ligação sigma e duas ligações pi.

Teoria do octeto

Na natureza, todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível. Os átomos ligam-se uns aos outros para aumentar a sua estabilidade. Os gases nobres são as únicas substâncias formadas por átomos isolados. Este fato nos leva a crer que os gases nobres são os únicos átomos estáveis, sabemos também que os gases nobres são os únicos que possuem a camada de valência completa, isto é, com oito elétrons na camada de valência (ou dois, no caso da camada K).

Os átomos dos elementos ligam-se uns aos outros na tentativa de completar a camada da valência de seus átomos. Isso pode ser conseguido de diversas maneiras, dando origem a diversos tipos de ligações químicas.

Valência

Valência de um elemento é o número de ligações que deve fazer para se tornar eletronicamente semelhante ao gás nobre mais próximo. Então, a valência dos elementos está associada diretamente à distribuição eletrônica da última camada do átomo e, por isso, pode ser determinante para as famílias. O agrupamento dos elementos em famílias pode também indicar a tendência dos elementos quanto a ganhar ou perder elétrons, observe:

FAMÍLIAS REPRESENTATIVAS	VALÊNCIA	TENDÊNCIA
1A (exceto hidrogênio)	1	ceder 1 elétron
2 ^A	2	ceder 2 elétrons
3 ^A	3	ceder 3 elétrons
4 ^A	4	difícilmente cede ou recebe elétrons
5 ^A	3	receber 3 elétrons
6 ^A	2	receber 2 elétrons
7 ^A	1	receber 1 elétron

Assim, a valência é determinada conhecendo-se, apenas, o número da família ou o seu número atômico. Por exemplo, a valência do Al (3A) é 3, a do C (4A) é 4, a do Cl (7A) é 1 (pois $8 - 7 = 1$), a do N (5A) é 3 (pois $8 - 5 = 3$). Enfim, memorize.

Os elementos podem ser monovalentes, bivalentes, trivalentes ou tetravalentes, conforme ganhem, percam ou compartilhe 1, 2, 3 ou 4 elétrons, para se estabilizarem como o gás nobre mais próximo.

1. Número de oxidação (NOx)

É a carga elétrica que o átomo adquire ao participar de ligações químicas.

Regras Práticas para Determinação do NOx

- A soma total dos NOx em uma molécula neutra é sempre igual a ZERO.
- O NOx de um elemento em uma substância simples é igual a ZERO.
- A soma dos NOx em um íon é igual à carga do íon.

Possuem NOx Fixo:

- Metais Alcalinos (1A) e Ag = +1
- Metais Alcalinos Terrosos (2A), Zn e Cd = +2
- Alumínio (Al) = +3
- Flúor = -1

Possuem NOx Variável:

- Fe, Co, Ni = +2 ou +3
- Hg, Cu = +1 ou +2
- Sn, Pb = +2 ou +4

O hidrogênio (H) tem NOx = +1, exceto em compostos binários com metais, cujo NOx é -1.

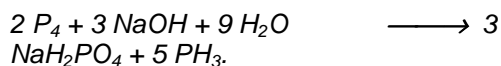
O oxigênio (O) tem NOx = -2, na grande maioria dos casos.

O enxofre (S) possui NOx = -2 (em compostos não oxigenados).

Cl, Br, I possuem NOx = -1 em compostos não oxigenados.

Exercícios

1. (UNIMEP-02) Dada a equação da reação:



O Número de oxidação (NOx) do elemento fósforo (P) nas três substâncias em que ele é um dos componentes é, respectivamente:

- 0, 5+ e 3-;
- 3-, 0 e 5+;
- 5+, 3- e 0;
- 5-, 1+ e 3-;
- 0, 5+ e 1-.**

2. (PASES 98) Os compostos formados pelos pares

Mg e Cl Ca e O Li e O K e Br
Possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são, respectivamente:

- 1 : 1 2 : 2 1 : 1 1 : 2
- 1 : 2 1 : 2 1 : 1 1 : 1
- 1 : 1 1 : 2 2 : 1 2 : 1
- 1 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1
- 2 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1

3. (UFV - 92) Indique a alternativa que fornece o número de oxidação elemento no respectivo íon:

- Cr no $Cr_2O_7^{2-}$ é +7
- N no NO_3^- é +5
- Mn no MnO_4^- é +6
- O no HO^- é -1
- H no H_3O^+ é +3

4. (UFV - 98) A substância na qual o manganês apresenta MAIOR número de oxidação é:

- $MnSO_4$
- K_2MnO_4
- $KMnO_4$
- MnO_2
- Mn

5. (UFV - 93) Dois átomos de carbono podem ligar-se entre si somente por:

- Três pares eletrônicos.
- Um par eletrônico.
- Um ou dois pares eletrônicos.
- Dois ou três pares eletrônicos.
- Um, dois ou três pares eletrônicos.

Tipos de ligação.

6.1 ligação covalente polar e apolar.

Ligação covalente é um par de elétrons compartilhado por dois átomos, sendo um elétron

de cada átomo participante da ligação. Esta ligação ocorre entre ametais e metais. Este tipo de ligação se distingue em ligação covalente polar e ligação covalente apolar dependendo da diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes.

Ligação covalente apolar : Os átomos ligados têm eletronegatividade aproximadamente igual.

Ligação covalente polar : Os átomos ligados têm eletronegatividade um pouco diferentes. A toda ligação covalente polar está associado um vetor polarização, orientado da carga positiva para a negativa. Esta ligação é dita intermediária porque tem propriedades entre a ligação covalente apolar e a ligação iônica.

6.2 ligação iônica.

Ligação iônica ou eletrovalente é a atração eletrostática entre íons de cargas opostas num retículo cristalino. Esses íons formam-se pela transferência de elétrons dos átomos de um elemento para os átomos de outro elemento.

Para se formar uma ligação iônica, é necessário que os átomos de um dos elementos tenham tendência a ceder elétrons e os átomos do outro elemento tenham tendência a receber elétrons.

Quando os átomos de dois elementos A e B têm ambas as tendências a ceder ou a receber elétrons, não pode se formar uma ligação iônica entre eles.

Os átomos com tendência a **ceder** elétrons apresentam um, dois ou três elétrons na camada da valência; são todos átomos de metais, com exceção dos átomos de H e He. Os átomos com tendência a **receber** elétrons apresentam quatro, cinco, seis e sete elétrons na camada da valência; são os átomos dos ametais e do H. Portanto uma ligação iônica forma-se entre um metal e um ametal ou entre um metal e o H. Os elétrons são transferidos dos átomos dos metais para os dos não-metais ou do H.

6.3 ligação metálica.

Ligação metálica é constituída pelos elétrons livres que ficam entre os cátions dos metais (modelo do *gás eletrônico* ou do *mar de elétrons*). Os metais são constituídos por seus cátions mergulhados em um *mar de elétrons*.

A ligação metálica explica a condutividade elétrica, a maleabilidade, a ductilidade e outras propriedades dos metais.

7. Compostos iônicos, moleculares polares e apolares.

✓ **Compostos iônicos ou eletrovalente** é toda substância que apresenta pelo menos uma ligação iônica. Mesmo as substâncias que apresentam ligações iônicas e covalentes são classificadas como iônicas.

EX.: NaCl, KBr, $MgCl_2$, K_2SO_4 etc....

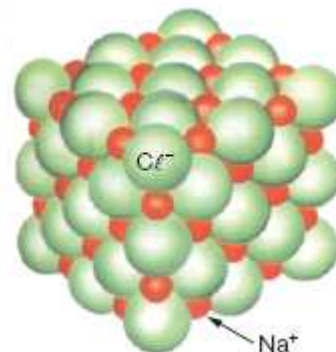


Figura : figura mostra a formação do cloreto de sódio (sal de cozinha)

Compostos moleculares apresenta somente ligações covalentes.

Ex.: H_2O , HCl , O_2 , Cl_2 etc....

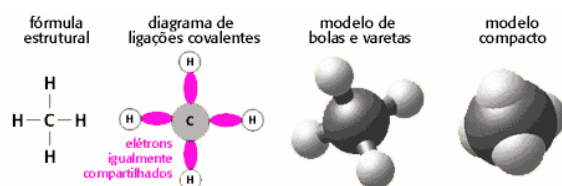


Figura: figura mostra a estrutura geométrica do metano,

▪ Propriedade dos Compostos iônicos:

Alto ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE).

Sólidas à temperatura ambiente.

Conduzem a corrente elétrica no estado fundido e não no estado sólido.

Cristais duros e quebradiços.

OBS.: As substâncias moleculares não apresentam as propriedades acima.

✓ Polaridade das moléculas

Molécula apolar : A soma vetorial dos vetores polarização associados a todas as ligações covalentes polares da molécula é nula.

EX.: CO_2 $\mu =$
 H_2 $\mu =$
 Cl_2 $\mu =$
 CCl_4 $\mu =$

Molécula polar : A soma vetorial dos vetores polarização associados a todas as ligações

covalentes polares na molécula é diferente de zero.

EX.: HF	$\mu =$
H ₂ O	$\mu =$
NH ₃	$\mu =$
HCN	$\mu =$
CO	$\mu =$

✓ **EX.: Solubilidade :**

Substância polar tende a dissolver substância polar e não dissolve ou dissolve pouca quantidade de substância apolar.

Substância apolar tende a dissolver substância apolar e não dissolve ou dissolve pouca quantidade de substância polar.

8. interações intermoleculares.

As forças intermoleculares são geralmente denominadas forças de Van der Waals em homenagem ao físico holandês Van der Waals que, em 1873 propôs a existência dessas forças, as atrações existem tanto em substâncias formadas por moléculas polares como por moléculas apolares, mas essa última foi proposta por Fritz London apenas em 1930.

Estas forças que mantêm as moléculas unidas estas forças podem ser de três tipos

I - atração dipolo induzido: dipolo induzido ou forças de dispersão de London

II - atração dipolo permanente: dipolo permanente

III - ligação de hidrogênio

Substâncias apolares estabelecem somente ligações intermoleculares **I**.

Substâncias polares sem ligações H — F, O — H e N — H estabelecem ligações intermoleculares **I** e **II**, nestes casos as propriedades da substância em grande parte será determinada pela interação do tipo **II**

Substâncias polares com ligações H — F, O — H e N — H estabelecem ligações intermoleculares **I** e **III**. nestes casos as propriedades da substância em grande parte será determinada pela interação do tipo **III**

Quanto maior for o tamanho da molécula, mais fortes serão as forças de dispersão de London.

Quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares, mais elevada será a temperatura de ebulição e fusão.

8.1 interação dipolo-dipolo induzido

Essas forças ocorrem em todos os tipos de moléculas, mas as únicas que nas moléculas apolares

EX. H₂, O₂, F₂, CO₂, CH₄

8.2 interação dipolo-dipolo permanente

Esse tipo de força intermolecular é característico de moléculas polares, veja, como exemplo, a interação existente no HCl sólido.

EX. HCl, HBr, H₂S, CO, HCCl₃, SO₂

8.3 ligação de Hidrogênio

Ligações de hidrogênio - resultam da atração eletrostática entre um par de elétrons de um átomo muito eletronegativo (O, F ou N) e um átomo de hidrogênio que está ligado covalentemente a um outro átomo também muito eletronegativo:

EX. H₂O,

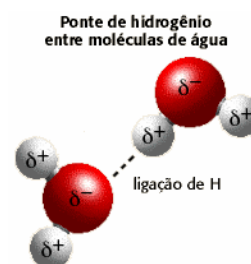


Figura : mostra as ligações de hidrogênio formadas por duas moléculas de água.

9. Fórmulas moleculares, estruturais e eletrônicas.

Formulas Moleculares:

As fórmulas moleculares representam os átomos e o número de átomos que compõem aquela molécula.]

Ex.: H₂O, CH₂CH₂, etc....

Fórmulas eletrônicas :

Estruturas de Lewis ou fórmulas eletrônicas são representações dos pares de elétrons das ligações covalentes entre todos os átomos da molécula, bem como dos elétrons das camadas da valência que não participam das ligações covalentes.

Ex.

fórmulas estruturais:

Estruturas de Couper ou **fórmulas estruturais planas** são representações, por traços de união, de todas as ligações covalentes entre todos os átomos da molécula.

Simples ligação: é uma ligação covalente entre dois átomos (A-B).

Ligação dupla são duas ligações covalentes entre dois átomos (A = B).

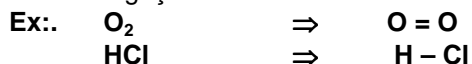
Ligação tripla são três ligações covalentes entre dois átomos ($A \equiv B$).

10. Geometria molecular

A geometria de uma molécula depende do número de átomos participantes e, quando existe um átomo central, da quantidade de elétrons não envolvidos em ligações na última camada deste (os elétrons exercem repulsão entre si). As ligações covalentes são formadas por pares de elétrons. Ocorre então repulsão entre ligações, entre elétrons livres e entre ligações e elétrons livres.

Moléculas com dois átomos (diatômicas)

A molécula será invariavelmente linear. O ângulo entre as ligações será de 180° .



Moléculas com três átomos (triatômicas)

Na ausência de elétrons não envolvidos em ligações na última camada do átomo central: a molécula é invariavelmente linear. O ângulo entre as ligações será de 180° .

Ex.: CO_2

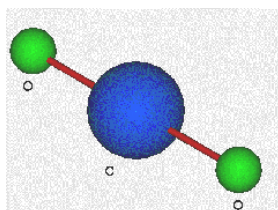


Figura: O gás carbônico (CO_2) apresenta geometria molecular linear, distribuição espacial dos pares eletrônicos linear

Na presença de par ou pares de elétrons não envolvidos em ligações na última camada do átomo central: os elétrons livres repelem os eixos das ligações e a molécula será angular. O ângulo entre as ligações será tanto menor quanto maior for o número de elétrons não envolvidos em ligações na última camada do átomo central.

Ex.: H_2O

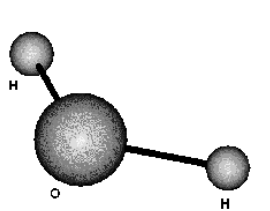


Figura 40 A água (H_2O) apresenta geometria molecular angular, distribuição dos pares de elétrons tetraédrica.

Moléculas com quatro átomos

Na ausência de par de elétrons não envolvidos em ligação na última camada do átomo central: a molécula terá todos os átomos no mesmo plano de três lados (trigonal plana). Os ângulos serão de 120° entre as ligações.

Ex.: BF_3



Na presença de par ou pares de elétrons não envolvidos em ligação na última camada do átomo central: o par de elétrons exerce repulsão sobre os eixos de ligação e distorce a estrutura trigonal plana para uma pirâmide de base trigonal (3 lados).

Ex.: SO_3

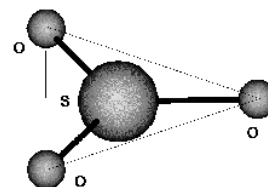


Figura O composto SO_3 apresenta geometria molecular é trigonal plana

Moléculas com cinco átomos

As quatro ligações se distribuirão no espaço de maneira a diminuir ao máximo a repulsão entre elas e a estrutura será um tetraedro com o átomo central ocupando o centro do sólido geométrico.

Ex.: CH_4

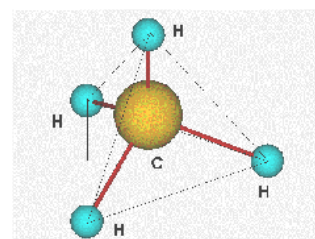


Figura O metano (CH_4) apresenta geometria molecular tetraédrica e distribuição dos pares eletrônicos tetraédrica

Moléculas com seis átomos

As cinco ligações se distribuirão no espaço de maneira a diminuir ao máximo a repulsão entre elas e a estrutura apresenta geometria molecular bipirâmide trigonal.

Ex.: PCl_5

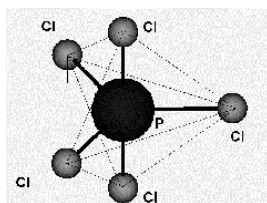


Figura. O PCl_5 apresenta geometria molecular bipirâmide trigonal e possui 5 átomos ligantes.

Resumo de geometria molecular:

Nº de nuvens ao redor do átomo central (A)	Fórmula eletrônica	Orientação das nuvens	Disposição dos ligantes	Geometria molecular
2			$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	sempre linear
3 átomo A no centro de um triângulo			$\text{O}=\text{S}=\text{O}$ $\text{O}=\text{S}=\text{O}$	angular trigonal
4 átomo A no centro de um tetraedro			$\text{H}-\text{N}-\text{H}$ $\text{H}-\text{C}-\text{H}$	angular piramidal tetraédrica

Exercícios

6. (UNIMEP-03) A ligação iônica se caracteriza por apresentar

- elementos muito eletropositivos unidos a elementos muito eletronegativos.
- elementos muito eletronegativos unidos a elementos muito eletronegativos.
- elementos muito eletropositivos unidos a elementos muito eletronegativos.
- elementos pouco eletropositivos unidos a elementos muito eletropositivos.
- elementos pouco eletropositivos unidos a elementos pouco eletropositivos.

7. (UNIMEP-03) O xenônio é gás nobre que forma alguns compostos. Um deles é o tetrafluoreto de xenônio, XeF_4 , sólido branco, cristalino. O tipo de ligação química encontrada no composto é:

- de Van Der Waals;
- metálica;
- iônica;
- covalente;
- de hidrogênio.

8. (PASES 98) As substâncias cujas fórmulas são



representam, da esquerda para a direita, exemplos de compostos:

- lênico covalente polar covalente apolar
- Covalente polar covalente apolar iônico
- Covalente apolar iônico covalente polar
- lênico covalente polar covalente apolar
- Covalente apolar covalente polar iônico

9. (UFV-pases-01) As substâncias NaCl , H_2O , CO e Cl_2 são classificadas como:

- polar, apolar, polar e apolar.
- iônica, polar, polar e apolar.
- polar, iônica, polar e apolar.
- iônica, iônica, polar e apolar.
- iônica, polar, polar e polar.

10. (UFV-01) Quando átomos do elemento A ($Z = 12$) se combinam a átomos do elemento B ($Z = 17$), obtém-se um composto cuja fórmula e tipo de ligação são, respectivamente:

- AB e ligação covalente.
- A_2B e ligação iônica.
- AB e ligação iônica.
- AB_2 e ligação iônica.
- AB_2 e ligação covalente.

Exercícios Gerais

11. (UNIMEP-02) Admitindo-se que os átomos formem número normal de ligações covalentes, pode-se prever que a fórmula do composto mais simples de germânio e bromo será:

- GeBr_2 ;
- GeBr_3 ;
- GeBr ;
- GeBr_4 ;
- GeBr_5 .

12. (UFV) Com relação às ligações químicas, todas as afirmativas abaixo são corretas, EXCETO:

- As ligações entre átomos de pequena diferença de eletronegatividade formam compostos covalentes, bons condutores de eletricidade e de alto ponto de fusão.
- As ligações entre átomos de eletronegatividades muito diferentes formam compostos iônicos, bons condutores de eletricidade quando fundidos ou em solução.
- As ligações covalentes entre átomos de mesma eletronegatividade formam compostos apolares, maus condutores de eletricidade e de baixo ponto de fusão.
- As ligações entre átomos de pequena diferença de eletronegatividade formam

compostos covalentes polares, maus condutores de eletricidade.

e) As ligações metálicas entre átomos iguais e de baixa eletroafinidade formam materiais de alto ponto de fusão e elevada condutividade térmica.

13. (UFV-97) Sabe-se que a fusão da manteiga ocorre a uma temperatura menor do que a fusão do sal de cozinha (NaCl). A explicação para este fato é:

- a) A força das ligações covalentes é maior que a força das ligações iônicas.
- b) As forças intermoleculares da manteiga são menos intensa do que as forças entre os íons no NaCl.
- c) As forças intermoleculares da manteiga são mais intensa do que as forças entre os íons no NaCl.
- d) As ligações metálicas da manteiga são mais fortes do que as ligações covalentes no NaCl.
- e) A força das ligações covalentes é menor do que as forças das ligações iônicas.

QUESTÕES DISCURSIVAS

1. (UFV-PASES-00) Considere os elementos cálcio (Ca), cloro (Cl), oxigênio (O), sódio (Na) e fósforo (P).

a) Usando a tabela periódica e seus conhecimentos sobre ligação química, escreva fórmulas para duas substâncias iônicas e duas substâncias covalentes.

b) Faça a distribuição eletrônica em níveis para um dos cátions dos metais citados:

2. (UFOP-03) Considere as seguintes espécies:

NaCN, HI, Cl, Xe, F, O₂, KCl, CO, Ba²⁺ e P₄

A) A(s) substância(s) que apresenta(m) ligação covalente e iônica é (são):

B) A(s) substância(s) que é(são) sólido(s) molecular(es) a 25 °C e 1 atm é(são):

C) Um exemplo de par isoeletrônico é:

3. (UFV) A configuração eletrônica dos elementos é a principal responsável pelas ligações químicas nas substâncias. Aproveitando os exemplos:

H₂O (l), NaCl (s), Ag (s)

Pede-se:

- a) A estrutura de Lewis do composto que apresenta ligação covalente, indicando se o composto é polar ou apolar;
- b) O conceito de ligação iônica;
- c) A indicação de qual dos elementos envolvidos nos compostos do enunciado é o mais eletronegativo;

d) A relação (>, < ou =) existente entre o raio atômico iônico, de um dos elementos que fazem parte do composto iônico.

Exercícios gerais

1) A fórmula entre cátion X³⁺ e o ânion Y⁻¹ é:

- a) XY.
- b) XY₃.
- c) X₇Y.
- d) X₃Y₇.
- e) X₇Y₃.

2) (Covest-PE) Assinale a alternativa que apresenta composto com ligação química essencialmente iônica?

- a) NaI.
- b) CO₂.
- c) HCl.
- d) H₂O.
- e) CH₄.

3) A camada mais externa de um elemento X possui 3 elétrons, enquanto a camada mais externa de outro elemento Y tem 7 elétrons. Uma provável fórmula de um composto, formado por esses elementos é:

- a) XY₃.
- b) X₅Y.
- c) X₃Y.
- d) X₇Y₃.
- e) XY.

4) **(FAEE-GO)** Um elemento X, cujo número atômico é 12, combina-se com um elemento Y, situado na família 5A da tabela periódica e resulta num composto iônico cuja fórmula provável será:

- a) XY.
- b) XY₂.
- c) X₂Y.
- d) X₂Y₃.
- e) X₃Y₂.

5) Num composto em que, sendo X é o cátion e Y é o ânion e a fórmula é X₂Y₃, provavelmente os átomos X e Y no estado normal tinham os seguintes números de elétrons na camada de valência, respectivamente:

- a) 2 e 3.
- b) 2 e 5.
- c) 3 e 2.
- d) 3 e 6.
- e) 5 e 6.

6) Um elemento X (Z = 20) forma com Y um composto de fórmula X₃Y₂. O número atômico de Y é:

- a) 7.
- b) 9.
- c) 11.
- d) 12.
- e) 18.

7) O elemento químico alumínio ($Z = 13$) pode se ligar a um elemento químico para formar um composto iônico na proporção de 1:3. Esse elemento químico pode ter número atômico:

- a) 11.
- b) 3.
- c) 9.
- d) 31.
- e) 5.

8) **(Covest-PE)** Um metal M do grupo 2A forma um óxido. A fórmula química desse óxido é do tipo:

- a) M_2O .
- b) MO .
- c) MO_2 .
- d) M_2O_2 .
- e) M_2O_3 .

9) Os átomos dos metais alcalinos terrosos (M) apresentam dois elétrons em sua camada de valência. Prevemos, então, que os óxidos e cloretos desses metais tenham, respectivamente, as fórmulas:

- a) MO e MCl_2 .
- b) MO e MCl .
- c) MO_2 e MCl .
- d) MO_2 e MCl_4 .
- e) M_2O e MCl_2 .

10) **(Covest-1.ª fase-90)** Um metal (M) do grupo 2 A forma um óxido. A fórmula química desse óxido é do tipo:

- a) M_2O .
- b) MO .
- c) MO_2 .
- d) M_2O_2 .
- e) M_2O_3 .

11) O átomo neutro de um certo elemento X tem três elétrons de valência. Considerando-se o óxido, o hidreto e o cloreto desse elemento, o composto que está com a fórmula correta é:

- a) XO_3 .
- b) X_3Cl .
- c) X_2O_3 .
- d) X_3Cl_3 .
- e) X_3H .

12) **(Mackenzie-SP)** Para reciclar o alumínio, a partir de latinhas de refrigerantes descartadas, usam-se apenas 5% da energia necessária para produzi-las a partir do óxido de alumínio presente na bauxita. A fórmula do óxido de alumínio é:

Dados: O ($Z = 8$); Al ($Z = 13$).

- a) AlO .
- b) AlO_3 .
- c) AlO_2 .
- d) Al_2O .
- e) Al_2O_3 .

14) Dois elementos químicos X e Y combinam-se formando uma substância molecular: XY_3 .

Portanto X e Y podem ter, respectivamente, os seguintes números atômicos:

- a) 1 e 7.
- b) 2 e 9.
- c) 13 e 16.
- d) 15 e 35.
- e) 20 e 36.

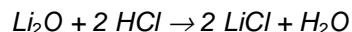
15) **(FEI-SP)** A fórmula $N \square N$ indica que os átomos de nitrogênio estão compartilhando três:

- a) Prótons.
- b) Elétrons.
- c) Pares de prótons.
- d) Pares de nêutrons.
- e) Pares de elétrons.

16) **(UNICID-SP)** O hidrogênio ($Z = 1$) e o nitrogênio ($Z = 7$) devem formar o composto de fórmula:

- a) N_2H .
- b) NH_2 .
- c) NH_3 .
- d) NH_4 .
- e) NH_5 .

17) **(UFPA)** Na reação de óxido de lítio com ácido clorídrico, ocorre a formação de cloreto de lítio e água:



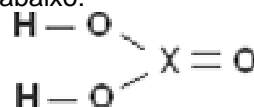
As substâncias envolvidas nessa reação apresentam os seguintes tipos de ligações químicas:

	Li_2O	HCl	$LiCl$	H_2O
a	Covalente	Covalente	Iônica	Iônica
b	Covalente	Iônica	Iônica	Covalente
c	Iônica	Covalente	Covalente	Iônica
d	Iônica	Covalente	Iônica	Iônica
e	Iônica	Iônica	Covalente	Covalente

18) O selênio e o enxofre pertencem à família VIA da tabela periódica. Sendo assim, o seleneto e o sulfeto de hidrogênio são representados, respectivamente, pelas fórmulas:

- a) HSe e $HS..$
- b) H_2Se e HS .
- c) HSe e H_2S .
- d) H_2Se e H_2S .
- e) H_3Se e H_3S .

19) **(UFRJ)** Observe a estrutura genérica representada abaixo:



Para que o composto esteja corretamente representado, de acordo com as ligações químicas indicadas na estrutura, X deverá ser substituído pelo seguinte elemento:

Dados: P ($z = 15$), S ($Z = 16$), C ($Z = 6$), N ($Z = 7$) e H ($Z = 1$).

- Fósforo.
- Enxofre.
- Carbono.
- Nitrogênio.
- Hidrogênio

20) Com base em nosso estudo sobre ligação química, escreva a fórmula estrutural e eletrônica para o composto formado entre o átomo de carbono (família 4A) e o cloro (família 7A), cuja fórmula molecular é CCl_4 . Justifique o tipo de ligação formada nessa união.

- Fórmula eletrônica
- Fórmula estrutural

Justifique o tipo de ligação:

21) Um metal, representado pela letra x , com 2 elétrons na camada de valência, combina-se com um não-metal, representado pela letra y , com 6 elétrons na camada de valência. Qual é a fórmula do composto formado? O composto é covalente ou iônico?

R:

22) (UEL) As estruturas representadas a seguir, para as moléculas de H_2O , NH_3 , CO_2 , O_2 e CH_4 , estão corretas quanto às ligações, EXCETO:

(Dados H_1 , O_8 , N_7 , C_6)

- $\text{H} - \text{O} - \text{H}$
- $\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
- $\begin{array}{c} \text{O} - \text{C} - \text{O} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
- $\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
- $\text{O} = \text{O}$

23) Indique a fórmula química do composto entre carbono com número atômico 6 e hidrogênio com número atômico 1 (estrutural, eletrônica e molecular). Esse composto é conhecido como gás metano, cuja fórmula CH_4

- Fórmula molecular
- Fórmula eletrônica
- Fórmula estrutural

24) Escreva a fórmula eletrônica (Lewis) mais simples a ser formada pela fórmula molecular CO_2 , de acordo com suas configurações fundamentais.

Átomo C: $1s^2, 2s^2, 2p^2$

Átomo O: $1s^2, 2s^2, 2p^4$

25) (CEFET-PR) Os elementos químicos hidrogênio, flúor e sódio combinam-se entre si formando os compostos HF, NaF e F_2 . O tipo de ligação existente, respectivamente, em cada caso é:

- Covalente, iônica, covalente.
- Covalente, covalente, iônica.
- Iônica, iônica, covalente.
- Iônica, covalente, iônica.
- Covalente, iônica, iônica.

26) Dois elementos, representados por X e Y combinam-se. As distribuições de elétrons

De X e Y são as seguintes:

NÍVEIS	K	L	M	N
X	2	8	8	2
Y	2	8	7	

Que alternativa apresenta a fórmula e o tipo de ligação do composto formado?

- X_2Y , covalente
- XY_2 , iônica
- X_2Y_7 , iônica
- X_2Y , iônica
- X_7Y_2 , covalente

27) Um metal, representado pela letra w , com 3 elétrons na camada de valência, combina-se com um não-metal, representado pela letra y , com 5 elétrons na camada de valência. Qual é a fórmula do composto formado? O composto é covalente ou iônico?

R:

28) Indique a fórmula química do composto entre nitrogênio com número atômico 7 e hidrogênio com número atômico 1 (estrutural, eletrônica e molecular). Esse composto é conhecido como gás amoníaco, que constitui uma ótima matéria-prima para a indústria química.

- Fórmula molecular
- Fórmula eletrônica
- Fórmula estrutural

29) (CEFET-PR) Os elementos químicos hidrogênio, flúor, sódio e cloro combinam-se entre si, formando os compostos HF, NaF e NaCl. O tipo de ligação existente, respectivamente, em cada caso é:

- Covalente, iônica, covalente.
- Covalente, covalente, iônica.
- Iônica, iônica, covalente.
- Iônica, covalente, iônica.
- Covalente, iônica, iônica.

30) Dois elementos, representados por X e Y, combinam-se. As distribuições de elétrons de X e Y são as seguintes:

NÍVEIS	K	L	M	N
X	2	8	8	3
Y	2	8	6	

Que alternativa apresenta a fórmula e o tipo de ligação do composto formado ?

- a) X_2Y_3 , iônica
- b) X_6Y_2 , covalente
- c) Y_3X_2 , iônica
- d) X_2Y_3 , covalente
- e) X_3Y_6 , covalente

*A máquina pode substituir 100 pessoas comuns.
Nenhuma máquina pode substituir uma pessoa criativa.*

Elbert Hubbard

Capítulo 05: Funções da Química Inorgânica

Funções Química.

O termo função química é utilizado para agrupar as substâncias que apresentem as mesmas propriedades químicas tais como sabor, tipos de reações características etc...

ácidos

2.1. Conceito e propriedades dos ácidos

Os ácidos são muito comuns em nosso dia-a-dia: o vinagre contém ácido acético ($C_2H_4O_2$); o limão, a laranja e demais frutas cítricas contém ácido cítrico ($C_6H_8O_7$); a bateria de um automóvel contém ácido sulfúrico (H_2SO_4); o ácido muriático, usado para a limpeza de pisos, azulejos, etc., contém ácido clorídrico; e assim por diante.

Mas atenção: de um modo geral, os ácidos são tóxicos e corrosivos, devendo-se nesse caso evitar ingeri-los, respirá-los ou que entrem em contato com a pele. Podemos listar aqui algumas propriedades funcionais dos ácidos, como:

- Possuem sabor azedo;
- Modificam a cor dos indicadores ácido-base;
- Conduzem a corrente elétrica em solução aquosa;
- Reagem com as bases produzindo sal e água;
- Decompõem os carbonatos e bicarbonatos, produzindo sal, dióxido de carbono e água;
- Os ácidos não oxidantes reagem com a maioria dos metais, produzindo sal do metal e gás hidrogênio.

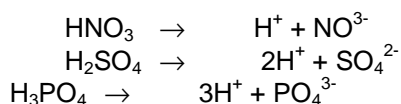
Segundo Arrhenius:

Ácidos são compostos que em solução aquosa se ionizam produzindo como íon positivo apenas cátion hidrogênio (H^+).

O H^+ será então, responsável pelas propriedades comuns a todos os ácidos, sendo chamado, por esse motivo, de radical funcional dos ácidos,

Exemplos:





Atualmente a definição de Arrhenius deveria ser alterada, pois sabemos que, em solução aquosa, o cátion H^+ se une a uma molécula de água formando o íon H_3O^+ , chamado hidrônio ou hidroxônio:



Alguns autores chamam o H_3O^+ de hidrônio ou, também, de hidroxônio. Outros preferem utilizar este último nome para designar o H_3O^+ hidratado, a saber, $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, ou H_9O_4^+ .

De qualquer maneira, ainda continua sendo muito comum o costume de equacionar a ionização de um ácido usando apenas o H^+ . Embora não seja plenamente correto, o uso do H^+ em lugar do H_3O^+ simplifica, sem dúvida, a nossa escrita.

2.2 Nomenclatura dos Ácidos

• Hidrácidos

O nome dos hidrácidos é feito com a terminação ídrico:

Ácido..... ídrico

(nome do ânion)

HCl = Ácido Clorídrico

HI = Ácido Iodídrico

H_2S = Ácido Sulfídrico

HCN = Ácido Cianídrico

Nos hidrácidos é muito comum usarmos: um nome para indicar a substância pura e outro para indicar sua solução aquosa. Por exemplo, HCl puro é um gás chamado de gás clorídrico, cloreto de hidrogênio ou cloridreto; sua solução aquosa é que, na verdade, recebe o nome de ácido clorídrico.

• Oxiácidos

Quando o elemento forma apenas um oxiácido, usa-se a terminação ico:

Ácido ico

(nome do elemento)

H_2CO_3 = Ácido Carbônico

H_3BO_3 = Ácido Bórico

Quando o elemento forma dois oxiácidos:

Ácido ico (Quando o elemento tem N_{ox} maior)

(nome do elemento)

Ácido oso (Quando o elemento tem N_{ox} menor)

(nome do elemento)

HNO_3 ($N_{\text{ox}} = +5$) = Ácido Nítrico

HNO_2 ($N_{\text{ox}} = +3$) = Ácido Nitroso

H_2SO_4 ($N_{\text{ox}} = +6$) = Ácido Sulfúrico

H_2SO_3 ($N_{\text{ox}} = +4$) = Ácido Sulfuroso

Nesses casos, o N_{ox} maior em geral coincide com o número da coluna onde o elemento está situado na Classificação Periódica e o N_{ox} menor é igual a esse número menos dois. Frequentemente, o ácido em N_{ox} maior é o mais comum e o mais importante.

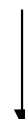
Quando o elemento forma três ou quatro oxiácidos:

Ácido per ico

Ácido ico

Ácido oso

Ácido hipo oso



HClO_4 ($N_{\text{ox}} = +7$) = Ácido Perclórico

HClO_3 ($N_{\text{ox}} = +5$) = Ácido Clórico

HClO_2 ($N_{\text{ox}} = +3$) = Ácido Cloroso

HClO ($N_{\text{ox}} = +1$) = Ácido Hipocloroso

Certos elementos formam vários oxiácidos que diferem entre si, não pelo N_{ox} do elemento central, e sim pelo chamado Grau de Hidratação, que indica a "quantidade de água" que estaria envolvida na formação do oxiácido. Neste caso usam-se os prefixos:

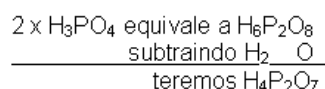
ORTO
PIRO
META

Indica a
quantidade de água perdida pela molécula

Por exemplo, existem os três oxiácidos do fósforo, H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ e HPO_3 , onde o N_{ox} do fósforo é sempre o mesmo, ou seja, +5:

H_3PO_4 , chama-se ortofosfórico, pois é o mais hidratado dos três (o prefixo orto é optativo);

$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7$ chama-se ácido pirofosfórico, pois:



Nesse caso uma molécula de água de duas moléculas do ácido H_3PO_4 .

O HPO_3 chama-se ácido metafosfórico, pois:



O HPO_3 é, sem dúvida o menos hidratado dos três, pois subtraímos uma molécula de água de apenas uma molécula do ácido H_3PO_4 .

2.2. Classificação dos ácidos

- De acordo com o Número de Hidrogênios Ionizáveis:

- Monoácidos: na ionização, a molécula produz apenas um H^+ (HCl , HNO_3 , etc.).
- Diácidos: na ionização, a molécula produz dois H^+ (H_2SO_4 , H_2CO_3 , etc.).
- Triácidos: na ionização, a molécula produz três H^+ (H_3PO_4 , H_3BO_3 , etc.).
- Tetrácidos: na ionização, a molécula produz quatro H^+ ($H_4P_2O_7$, H_4SiO_4 , etc.).

Não são comuns ácidos com mais de quatro hidrogênios ionizáveis por molécula.

Observação

Quando o ácido possui dois ou mais hidrogênios ionizáveis, ele é denominado "poliácido", e na verdade os H^+ se ionizam em etapas sucessivas. Por exemplo, o H_3PO_4 é um triácido, onde temos:

primeira etapa: $H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$

segunda etapa: $H_2PO_4^- \rightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$

terceira etapa: $HPO_4^{2-} \rightarrow H^+ + PO_4^{3-}$

- De acordo com a Presença ou Não de Oxigênio na Molécula

- Hidrácidos: não contém oxigênio. Exemplos: HCl , HBr , H_2S , etc.
- Oxiácidos: contém oxigênio. Exemplos: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , etc.

- De acordo com o Grau de Ionização

- Ácidos fortes: quando $\alpha > 50\%$. Exemplos: HCl ($\alpha = 92\%$), H_2SO_4 ($\alpha = 61\%$), etc.
- Ácidos moderados ou semifortes: quando $5\% < \alpha < 50\%$. Exemplos: HF ($\alpha = 8\%$), H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$), etc.
- Ácidos fracos: quando $\alpha < 5\%$. Exemplos: HCN ($\alpha = 0,008\%$), H_2CO_3 ($\alpha = 0,18\%$), etc.

Com respeito à força dos ácidos, podemos dizer que, dentre os hidrácidos:

- são fortes: HCl , HBr , HI ;
- é moderado: apenas HF ;
- são fracos: todos os demais.

E dentre os oxiácidos, a força é tanto maior quanto maior for a seguinte diferença: (Número de átomos de oxigênio) - (Números de átomos de hidrogênio)

$HClO_4$ 4 - 1 = 3 \Rightarrow ácido muito forte ($\alpha = 97\%$)

HNO_3 3 - 1 = 2 \Rightarrow ácido forte ($\alpha = 92\%$)

H_2SO_4 4 - 2 = 2 \Rightarrow ácido forte ($\alpha = 61\%$)

H_3PO_4 4 - 3 = 1 \Rightarrow ácido moderado ($\alpha = 27\%$)

H_3BO_3 3 - 3 = 0 \Rightarrow ácido fraco ($\alpha = 0,025\%$)

Uma exceção importante é o ácido carbônico (H_2CO_3), que é fraco ($\alpha = 0,18\%$), contrariando, pois, a regra acima.

- De acordo com a Volatilidade:

- Ácidos fixos: ou são sólidos ou são líquidos pouco voláteis. Por exemplo:

$H_2C_2O_4$ é um sólido;

H_2SO_4 é um líquido que ferve a $338^\circ C$ (é o mais fixo dos ácidos comuns).

- Ácidos Voláteis: ou são líquidos voláteis ou gases. Por exemplo:

HNO_3 é um líquido que ferve a $86^\circ C$;

HCl , H_2S , HCN são gases.

Exercícios

I – Assinale com um X, nos parênteses, a alternativa correta.

1. H_2SO_4 é um
 - a. () oxiácido, diprótico, fixo e forte.
 - b. () oxiácido, monoprótico, fixo e fraco.
 - c. () oxiácido, poliprótico, volátil e fraco.
2. Sendo os potenciais de ionização dos ácidos a seguir, podemos dizer que A($\alpha = 93,5\%$) B($\alpha = 61\%$); C($\alpha = 8,5\%$); D($\alpha = 1,34\%$)
 - a. () A é forte e B é moderado.
 - c. () apenas A é fraco.
 - b. () C e D são fracos.
 - d. () C é ácido moderado.
3. São ácidos fortes
 - a. () $H_4Fe(CN)_6$, H_3BO_3 , H_3PO_4 , HCN .
 - b. () HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr
 - c. () H_2S , HCl , HCN , H_2SO_4 .
 - d. () H_3PO_2 , H_4SiO_4 , H_2Se , H_3PO_3 .
4. São ácidos voláteis
 - a. () os que têm alto ponto de ebulição.
 - b. () os que são sólidos
 - c. () todos os que são gasosos.
 - d. () Nenhuma resposta está correta.
5. Sobre as funções já estudadas, podemos dizer que
 - a. () o elemento funcional dos óxidos é o oxigênio com Nox negativo.
 - b. () para se ter uma base segundo Arrhenius, temos que ter um cátion ligado à hidroxila (OH^-).
 - c. () a característica fundamental dos ácidos é a existência do radical funcional H^+ .
 - d. () Todas as alternativas estão corretas.

II – Faça o que se pede.

6. Dê a nomenclatura dos ácidos.

a. HCl -

b. HI -

c. HBr -

d. H_2S -

e. H_2Se -

f. HF -

7. Dê a nomenclatura dos oxiácidos.

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| a. Hmno_4 | f. H_3PO_4 |
| b. HClO_3 | g. HClO_2 |
| c. HIO_4 | h. H_4SiO_4 |
| d. H_2CO_3 | i. HIO |
| e. H_2MnO_4 | j. H_2SiO_3 |

8. Complete as reações, simplificando os produtos, quando necessário, e dando o nome dos ácidos.

- a. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
 b. $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 c. $\text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 d. $\text{I}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
 e. $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

9. Escreva a notação dos ácidos (use o conhecimento do Nox ou a tabela de ânions).

- a. ácido iódico -
 g. ácido nítrico -
 b. ácido cloroso -
 h. ácido metassilícico -
 c. ácido hipoiódico -
 i. ácido piroarsenioso -
 d. ácido sulfídrico -
 j. ácido fosforoso -
 e. ácido sulfuroso -
 l. ácido telúrico -
 f. ácido sulfúrico -
 m. ácido clorídrico -

hidróxidos (Bases)

3.1. Conceito e propriedades das bases

Existem muitas bases fracas e inofensivas no nosso cotidiano, dentre as muitas podemos citar o sabonete que faz muita espuma e desliza facilmente pela pele, pois, transforma alguns tipos de óleos de nossa pele em substâncias parecidas com as usadas para fazer sabão. Por outro lado, existe também bases fortes e corrosivas tanto quanto os ácidos, como por exemplo: hidróxido de sódio, hidróxido de amônio, etc.

Podemos listar aqui algumas das propriedades funcionais das bases, como:

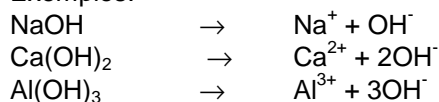
- Possuem sabor amargo (adstringente);
- Modificam a cor dos indicadores ácido-base;
- Conduzem a corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa;
- Reage com ácidos produzindo sal e água;
- Na maioria das vezes são corrosivos e reagem com metais.

Segundo Arrhenius:

Bases ou Hidróxidos são compostos que, por dissociação iônica liberam, como íon negativo, apenas o ânion hidróxido, OH^- , também chamado de oxidrila ou hidroxila.

O OH^- é o responsável pelas propriedades comuns a todas as bases, constituindo-se por radical funcional das bases.

Exemplos:



De um modo geral, as bases são formadas por um metal, que constitui o radical positivo, ligado invariavelmente ao OH^- . A única base não-metálica importante é o hidróxido de amônio, NH_4OH .

3.2. Nomenclatura das Bases

- Quando o elemento forma apenas uma Base

Hidróxido de..... (n
ome do
elemento)

NaOH = Hidróxido de sódio
 NH_4OH = Hidróxido de Amônio

- Quando o elemento forma duas Bases

Hidróxido (nome do elemento) ico (Quando o elemento tem N_{ox} maior)

Hidróxido (nome do elemento) (Quando o elemento tem N_{ox} menor)

Fe(OH)_3 = Hidróxido férrico
 Fe(OH)_2 = Hidróxido ferroso
 Sn(OH)_4 = Hidróxido estânico
 Sn(OH)_2 = Hidróxido estanoso

Em lugar das terminações ico e oso, podemos usar, também, algarismos romanos indicando o número de oxidação do elemento.

Fe(OH)_3 = Hidróxido de ferro III
 Fe(OH)_2 = Hidróxido de ferro II
 Sn(OH)_4 = Hidróxido de estanho IV
 Sn(OH)_2 = Hidróxido de estanho II

3.3 Classificação das Bases

- De acordo com o número de Oxidrilas (OH^-)

- Monobases: possuem apenas uma oxidrila (OH^-). Exemplos: NaOH , NH_4OH , etc.

- Dibases: possuem dois OH^- . Exemplos: Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , etc.

- Tribases: possuem três OH^- . Exemplos: Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 , etc.

- Tetrabases: possuem quatro OH^- . Exemplos: $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, etc.

Nessa ordem, as bases recebem respectivamente os nomes de monoprótica, diprótica, triprótica e tetraprótica.

Não existem bases com mais de quatro oxidrilas por molécula. Como já explicamos para os poliacidos, as polibases também se dissociam por etapas, liberando uma hidroxila por vez.

- De acordo com o Grau de Ionização

- Bases fortes: cujo grau de ionização é praticamente 100%; é o caso dos hidróxidos dos metais alcalinos (NaOH , KOH , etc.) e dos metais alcalino-terrosos ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, etc.), que já são iônicos por natureza.

- Bases fracas: cujo grau de ionização é, em geral, inferior a 5%; é o caso do hidróxido de amônio (NH_4OH) e dos hidróxidos dos metais em geral (excluídos os metais alcalinos e alcalino-terrosos), que são moleculares por sua própria natureza.

- De acordo com a Solubilidade em Água

- Solúveis: hidróxidos dos metais alcalinos (NaOH , KOH , etc.) e hidróxido de amônio.

- Pouco solúveis: hidróxidos dos metais alcalino-terrosos ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, etc.).

- Praticamente insolúveis: todos os demais.

Exercícios

1- Assinale, com X, nos parênteses, as bases ou hidróxidos.

1. () $\text{Ca}(\text{OH})_2$
2. () KOH
3. () IOH
4. () HClO_4
5. () $\text{Pt}(\text{OH})_4$
6. () $\text{SO}_2(\text{OH})_2$
7. () $\text{As}(\text{OH})_5$
8. () NH_4OH
9. () $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$
10. () Al_2O_3

2 – Dê a nomenclatura dos compostos abaixo.

1. $\text{Sn}(\text{OH})_4$
2. $\text{Sn}(\text{OH})_2$
3. $\text{Cu}(\text{OH})$
4. $\text{Cu}(\text{OH})_2$
5. $\text{Au}(\text{OH})_3$
6. $\text{Ni}(\text{OH})_2$
7. $\text{Au}(\text{OH})$
8. $\text{Ni}(\text{OH})_3$
9. $\text{Ca}(\text{OH})_2^-$

10. $\text{Pt}(\text{OH})_4^-$

11. KOH

12. RbOH

13. $\text{Al}(\text{OH})_3^-$

14. NH_4OH

15. $\text{Fe}(\text{OH})_3^-$

16. AgOH

17. $\text{Sb}(\text{PH})_3^-$

18. $\text{Hg}(\text{OH})_2^-$

3 – Dê a fórmula molecular dos compostos a seguir:

1. Hidróxido de platina II
2. Hidróxido de ferro III
3. Hidróxido de auroso
4. Hidróxido de sódio
5. Hidróxido aurico
6. Hidróxido de amônio
7. Hidróxido de magnésio
8. Hidróxido de amônio

4. Novos conceitos de ácidos e bases

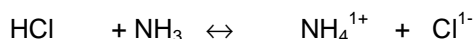
A teoria de Arrhenius só permite classificar uma substância como ácido ou base se a mesma possuir hidrogênio ou a hidroxila. As novas teorias ácido-base ampliam estes conceitos para outros tipos de substâncias.

4.1 Teoria de Brønsted-Lowry

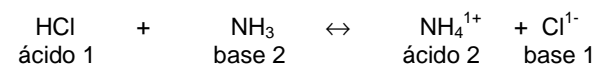
Brønsted e Lowry classificam uma substância como ácido ou base de acordo com as definições abaixo:

Ácido é toda substância capaz de doar próton, H^{1+} .

Base é toda substância capaz de receber próton, H^{1+} .



Nesta reação, o HCl é um ácido por doar o próton e o NH_3 é uma base por receber o próton. Se a reação ocorrer em sentido contrário teremos o NH_4^{1+} como ácido, por doar o próton, e o Cl^{1-} como base, por receber o próton. Ou seja, ao doar o próton, o ácido se transforma em base e, ao receber o próton, a base se transforma em ácido. Podemos escrever..



Formam-se os pares conjugados ácido-base:

HCl e Cl^{1-} e NH_3 e NH_4^{1+} .

O par conjugado é formado por um ácido e uma base que diferem entre si por um próton, H^{1+} .



Formam-se os pares conjugados ácido-base: HBr e Br^{-1} e H_2O e H_3O^{1+} .

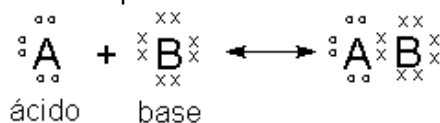
A força de um ácido é medida pela facilidade com que libera o próton. A força de uma base é medida pela facilidade com que ela recebe o próton. Um ácido forte sempre gera uma base fraca, pois esta vai ter dificuldade em receber um próton, pois isto levaria à formação do ácido forte não dissociado. Uma base forte sempre tem um ácido conjugado fraco, pois este terá dificuldade em liberar o próton.

4.2- Teoria de Lewis

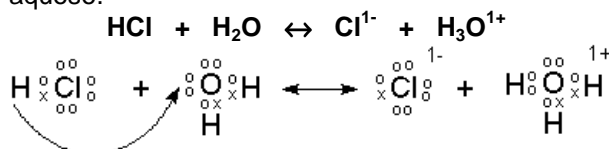
Mais complexa, esta teoria engloba os conceitos de Arrhenius e de Brönsted-Lowry.

As bases de Lewis são substâncias que têm pares de elétrons disponíveis e pode fornecê-los através de ligações covalentes dativas. São substâncias nucleófilas, pois doam par de elétrons.

Ácidos de Lewis são substâncias que se ligam aos pares eletrônicos disponíveis nas bases de Lewis. São substâncias eletrófilas, pois recebem par de elétrons.



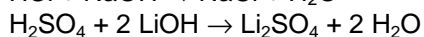
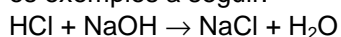
Observe a reação de dissociação do HCl em meio aquoso.



Nesta reação, o HCl é um ácido de Brönsted-Lowry por doar próton e a água é uma base por receber próton. O HCl também é um ácido de Lewis pois seu próton se ligou a um par eletrônico disponível na molécula de água. A água é uma base de Lewis, pois forneceu par de elétrons ao H^{1+} do HCl .

5- sais

São compostos iônicos que possuem pelo menos um cátion diferente de H^{+} e um ânion diferente de OH^{-} . O sal é formado através de uma reação entre um ácido e uma base; onde os íons H^{+} e OH^{-} reagem para formar a água; e o ânion do ácido reage com o cátion da base, formando o sal. Há uma reação entre um ácido e uma base, dar-se o nome de reação de neutralização. Veja os exemplos a seguir:



5.1 . Nomenclatura dos Sais

.....de.....
nome do ânion nome do cátion

5.2.Classificação dos Sais

- *Classificação dos sais quanto à presença de oxigênio:*

- Oxissais (Sais Oxigenados) » Apresentam oxigênio em sua molécula. Ex: Na_2SO_4 , AlPO_4 .
- Sais não oxigenados » Não apresentam oxigênio em sua molécula. Ex: NaCl , CaCl_2 .

- *Classificação dos sais quanto ao número de elementos:*

- Sais Binários » Apresentam dois elementos químicos em sua composição. Ex: KCl , Al_2S_3 .
- Sais Ternários » Apresentam três elementos químicos em sua composição. Ex: Na_2SO_4 , $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
- Sais Quaternários » Apresentam quatro elementos químicos em sua composição. Ex: $\text{Ca}(\text{OCN})_2$.

- *Classificação dos sais quanto à natureza dos íons:*

- Sais Neutros (Normal) » Não apresentam em sua composição nem H^{+} e nem OH^{-} . Ex: NaCl , BaSO_4 .
- Sais Ácidos (Hidrogeno-sal) » Apresentam em sua composição dois cátions, sendo um deles o H^{+} , e um só tipo de ânion, sendo diferente de OH^{-} . Ex: NaHCO_3 , K_2HPO_4 .
- Sais Básicos (Hidróxi-sal) » Apresentam em sua composição dois ânions, sendo um deles o OH^{-} , e um só tipo de cátion, sendo diferente de H^{+} . Ex: $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$.
- Sais Duplos (Misto) » Apresentam em sua composição dois cátions diferentes de H^{+} ou dois ânions diferentes de OH^{-} .
- Sais Hidratados » Apresentam em sua composição moléculas de água. Ex: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

- ✓ Classificação dos sais quanto à solubilidade em água:

Solubilidade em Água	
Solúveis (como regra)	Insolúveis (principais exceções à regra)
Nitratos (NO_3^{-})	
Acetatos ($\text{CH}_3\text{COO}^{-}$)	
Cloretos (Cl^{-})	AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2 ,
Brometos (Br^{-})	AgBr , PbBr_2 , Hg_2Br_2 .
Iodetos (I^{-})	AgI , PbI_2 , Hg_2I_2 , HgI_2 , BiI_3 .
Sulfatos (SO_4^{-2})	CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 .

Sais de metais alcalinos e de amônio	
Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais exceções à regra)
Sulfetos (S^{2-})	Os dos metais alcalinos, alcalinos terrosos e de amônio. Exemplos: K_2S , CaS , $(NH_4)_2S$.
Hidróxidos (OH^-)	Os dos metais alcalinos, alcalinos terrosos e de amônio. Exemplos: $NaOH$, KOH , NH_4OH .
Carbonatos (CO_3^{2-})	Os dos metais alcalinos e de amônio. Exemplos: Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(NH_4)_2CO_3$.
Fosfatos (PO_4^{3-})	Os dos metais alcalinos e de amônio. Exemplos: Na_3PO_4 , K_3PO_4 , $(NH_4)_3PO_4$.
Sais não - citados	Os dos metais alcalinos e de amônio.

Exercícios

1- Escreva, nos parêntese, (V) ou (F) , conforme as alternativas sejam verdadeiras ou falsas.

1. () Os sais são compostos tipicamente iônicos.
2. () Os sais duplos apresentam 1 ânion qualquer e 1 ânion OH^- .
3. () A reação de neutralização total entre um ácido e uma base forma um sal normal ou neutro.
4. () Segundo o conceito de sal, dado por Arrhenius, sal deve ter um ânion diferente de OH^- , e um cátion diferente de H^+ .
5. () Um sal jamais apresenta o ânion OH^- ou o cátion H^+ .
6. () Quanto a natureza dos íons, os sais se classificam em normais, hidrogenossais, hidroxissais e sais duplos.
7. () Um ácido ao reagir com um hidróxido forma sal e água.
8. () Os hidroxissais apresentam características ácidas.
9. () O hidrogeno-carbonato de sódio (NaHCO_3) é também conhecido como bicarbonato de sódio.
10. () os sais são, em geral, venenosos.

2 – Assinale, com um X, nos parêntese, as alternativas adequadas.

1. A Fórmula correta do sulfato férrico é:

- a. () FeSO_4 .
b. () Fe_2SO_4 .

2. O ZnSO_4 pode ser obtido pela reação escrita corretamente

- a. () $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 b. () $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{ZnPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 c. () $\text{H}_3\text{SO}_4 + \text{ZnOH} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{OH}$
 d. () $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{ZnSO}_4$

3. São exemplos de sais neutros.

- a. () ZnCl_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4NO_3 , PbCl_2 .
b. () NaHSO_4 , K_2SO_4 , K_2S , CaBr_2 .
c. () K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, K_2S , CaCl_2 .
d. () NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, NaHCO_3 , NaH_2PO_4 .

4. A única alternativa ERRADA é

- a.() hidroxissais são sais com características básicas.
- b.() os sais normais podem ser chamados de sais neutros.
- c.() sais oxigenados apresentam oxigênio em sua molécula.
- d.() o cloreto de amônio é um sal quaternário.

5. As fórmulas químicas do nitrato de prata, nitrato de potássio e nitrato de bário são, respectivamente (O ácido nítrico tem a fórmula HNO_3 .)

- a. () $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2$ HgNO_3 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 b. () AgNO_3 KNO_3 Ba_2NO_3
 c. () Ag_2NO_3 $\text{K}(\text{NO}_3)_2$ BaNO_3
 d. () AgNO_3 KNO_3 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

6. A seqüência que se obtém relacionando as colunas é

- () NaH_2PO_4 (A) fosfato de sódio
() Na_3PO_4 (B) clorato de sódio
() NaNO_3 (C) nitrato de sódio
() NaClO_3 (D) pirofosfato de sódio
() $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (E) dicromato de sódio
() $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (F) diidrogenosfosfato de sódio

- a. () F, A, C, B, E, D.
b. () F, D, E, B, A, C.
c. () F, B, D, E, A, C.
d. () F, C, B, E, D, A.

7. As fórmulas – NaBr, NaBrO, NaMnO₄, CaMnO₄, FeSO₄ – correspondem respectivamente aos compostos

- a. () bromato de sódio, brometo de sódio, permanganato de sódio, manganato de cálcio, sulfato de ferro.
- b. () brometo de sódio, bromato de sódio, permanganato de sódio, permanganato de cálcio, sulfato férrico.
- c. () brometo de sódio, hipobromito de sódio, permanganato de sódio, manganato de cálcio, sulfato ferroso.
- d. () brometo de sódio, hipobromito de sódio, manganato de sódio, manganato de cálcio, sulfato ferroso.

8. As fórmulas do brometo de potássio, brometo de sódio, bromato de alumínio são, respectivamente

- a. () KBrO; NaBrO₂; Al₃(BrO)₂.
 b. () KBr; NaBrO; AlBrO₆.
 c. () KHB; NaBr; AlBrO₃.
 d. () KBr; NaBrO₂; Al(BrO₃)₃.

III – Faça o que se pede.

1. Com os cátions e ânions a seguir, forme sais e dê sua nomenclatura.

Ânions S²⁻; NO⁻²; BO₃³⁻; HSO₄⁻;

CÁTIONS Li⁺; Ba²⁺; Al³⁺; Pb²⁺; Pb⁴⁺; NH₄⁺

Óxidos

4.1 Definição

Óxido → Composto binário de oxigênio com outro elemento menos eletronegativo.

Nomenclatura dos Óxidos

- Óxido E_xO_y:

Nome do óxido = [mono, di, tri ...] + **óxido de** [mono, di, tri...] + [nome de E]

O prefixo *mono* pode ser omitido.

Os prefixos *mono*, *di*, *tri*... podem ser substituídos pelo nox de E, escrito em algarismo romano.

Nos óxidos de metais com nox fixo e nos quais o oxigênio tem nox = -2, não há necessidade de prefixos, nem de indicar o nox de E.

Óxidos nos quais o oxigênio tem nox = -1:

Nome do óxido = **peróxido de** + [nome de E]

- Óxidos ácidos, óxidos básicos e óxidos anfóteros

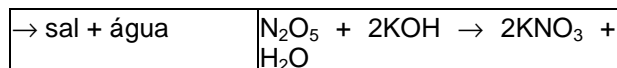
Os óxidos dos elementos fortemente eletronegativos (não-metais), como regra, são **óxidos ácidos**. Exceções: CO, NO e N₂O.

Os óxidos dos elementos fracamente eletronegativos (metais alcalinos e alcalino-terrosos) são **óxidos básicos**.

Os óxidos dos elementos de eletronegatividade intermediária, isto é, dos elementos da região central da Tabela Periódica, são **óxidos anfóteros**.

Classificação dos Óxidos

Óxidos ácidos	
Cl ₂ O Cl ₂ O ₇ I ₂ O ₅ SO ₂ SO ₃ N ₂ O ₃ N ₂ O ₅ P ₂ O ₃ P ₂ O ₅ CO ₂ SiO ₂ CrO ₃ MnO ₃ Mn ₂ O ₇	
Reações características	Exemplos de reações
Óxido ácido + água → ácido	SO ₃ + H ₂ O → H ₂ SO ₄ SO ₃ + 2KOH → K ₂ SO ₄ + H ₂ O
Óxido ácido + base	N ₂ O ₅ + H ₂ O → 2HNO ₃



Óxidos ácidos mistos

NO₂

Reações características	Exemplos de reações
óxido ácido misto + água → ácido(1) + ácido(2)	2NO ₂ + H ₂ O → HNO ₃ + HNO ₂
óxido ácido misto + base → sal(1) + sal(2) + água	2NO ₂ + 2KOH → KNO ₃ + KNO ₂ + H ₂ O

Óxidos básicos

Li₂O Na₂O K₂O Rb₂O Cs₂O MgO CaO SrO BaO RaO Cu₂O CuO Hg₂O HgO Ag₂O FeO NiO CoO MnO

Reações características	Exemplos de reações
Óxido básico + água → base	Na ₂ O + H ₂ O → 2NaOH Na ₂ O + 2HCl → 2NaCl + H ₂ O
Óxido básico + ácido → sal + água	CaO + H ₂ O → Ca(OH) ₂ CaO + 2HCl → CaCl ₂

Óxidos anfóteros

As₂O₃ As₂O₅ Sb₂O₃ Sb₂O₅ ZnO Al₂O₃ Fe₂O₃ Cr₂O₃ SnO SnO₂ PbO PbO₂ MnO₂

Reações características	Exemplos de reações
Óxido anfótero + ácido → sal + água	ZnO + 2HCl → ZnCl ₂ + H ₂ O ZnO + 2KOH → K ₂ ZnO ₂ + H ₂ O
Óxido anfótero + base → sal + água	Al ₂ O ₃ + 6HCl → 2AlCl ₃ + 3H ₂ O Al ₂ O ₃ + 2KOH → 2KAlO ₂ + H ₂ O

Óxidos neutros

NO N₂O CO

Não reagem com a água, nem com os ácidos, nem com as bases.

Óxidos salinos

Fe₃O₄ Pb₃O₄ Mn₃O₄

Reações características	Exemplos de reações
Óxido salino + ácido → sal(1) + sal(2) + água	Fe ₃ O ₄ + 8HCl → 2FeCl ₃ + FeCl ₂ + 4H ₂ O

Peróxidos

Li₂O₂ Na₂O₂ K₂O₂ Rb₂O₂ Cs₂O₂ MgO₂ CaO₂ SrO₂ BaO₂ RaO₂ Ag₂O₂ H₂O₂

Reações características	Exemplos de reações
Peróxido + água → base + O ₂	Na ₂ O ₂ + H ₂ O → 2NaOH + ½ O ₂
Peróxido + ácido → sal + H ₂ O ₂	Na ₂ O ₂ + 2HCl → 2NaCl + H ₂ O ₂

Exercícios

1- Sobre os óxidos é verdadeiro afirmar, EXCETO

- a.() que possuem apenas dois tipos diferentes de elementos.
 b.() que existem óxidos de quase todos os elementos, inclusive do gás xenônio.
 c.() que se forma um óxido de flúor instável.
 d.() que reagem, na maioria, com água dando hidróxidos ou ácidos.
 e.() que são compostos iônicos ou moleculares.

2- São óxidos:

- a.() CaO , OF_2 , SnO , PbO_2 , Co_3O_4 .
 b.() K_2O , LiOH , ZnO , H_2O_2 , H_2O .
 c.() Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 , HCl .
 d.() N_2O , CO , Xe_2O_3 , CO_3 , SO_4^{2-} .
 e.() K_2O , MgO , Ag_2O , CO_2 , I_2O_5 .

3- Classifique os seguintes óxidos quanto às suas propriedades químicas (peróxidos, superóxidos, óxidos normais e óxidos salinos).

- a. Na_2O_2
 e. Pb_3O_4
 b. Na_2O
 f. Al_2O_3
 c. SO_3
 g. P_2O_5
 d. CaO_4

4- Dê a nomenclatura dos óxidos.

- a. Co_3O_4
 b. I_2O_5
 c. HgO
 d. N_2O_3
 e. Hg_2O
 f. NiO
 g. SeO_2
 h. PbO_2

5- Complete a tabela, formando óxido dos elementos indicados.

Elemento	Fórmula do óxido	Nomenclatura (IUPAC)
a. Li^+ b. S^6 c. I^{7+} d. Pt^4 e. C^4 f. C^2 g. Fe^3 h. Ag^+ i. P^{5+} j. Te^{6+} l. Cr^{6+}		

Exercícios Gerais

QUESTÕES OBJETIVAS

1. (UNIMEP- 02) Um ácido é uma espécie química capaz de receber um par de elétrons. Trata-se da definição de ácido de acordo com a teoria de:

- a) Arrhenius;
 b) Rutherford;
 c) Thonson;
 d) Bronsted-Lowry;
 e) Lewis.

2. (UNIMEP-03) Os compostos que nunca apresentam oxigênio em sua composição pertencem à função:

- a) ácidos.
 b) sais.
 c) bases.
 d) óxidos.
 e) hidretos.

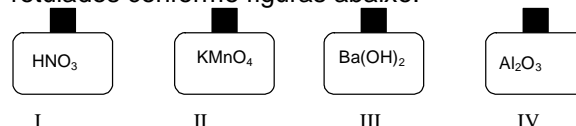
3. (UNIMEP-03) Hidrácido, fraco e formado por três elementos químicos. O ácido em questão é o:

- a) HF ;
 b) HNO_3 ;
 c) H_2S ;
 d) $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$;
 e) HCN .

4. (UNIMEP-03) Nas condições ambiente é um sólido branco, pouco solúvel em água e é consumido em larga escala nas pinturas a cal (caiação) e na preparação de argamassa. É conhecida como cal extinta ou cal apagada. A substância em questão é:

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 b) MgO ;
 c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
 a) NH_4OH ;
 b) CaO .

5. (PASES 98) Numa prateleira de reagentes de um laboratório encontram-se quatro frascos rotulados conforme figuras abaixo:



Os compostos nos frascos (I), (II), (III) e (IV) correspondem, respectivamente, às funções:

- a) ácido hidróxido sal óxido
 b) ácido sal hidróxido óxido
 c) hidróxido ácido óxido sal
 d) óxido hidróxido ácido sal
 e) sal óxido ácido hidróxido

6. (PASES-02) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, indicando as funções das substâncias.

- | | |
|---------------|------------------------------|
| 1 – Ácido | () NO |
| 2 – Hidróxido | () H_3PO_4 |
| 3 – Sal | () KOH |
| 4 – Óxido | () MgCl_2 |
| | () CO_2 |
| | () $\text{Al}(\text{OH})_3$ |
| | () SO_2 |
| | () HBr |

A alternativa que relaciona CORRETAMENTE as funções das substâncias é:

- 4, 4, 2, 3, 4, 4, 4, 1.
- 4, 1, 1, 3, 2, 1, 2, 1.
- 4, 1, 2, 3, 4, 2, 4, 1.
- 2, 1, 2, 1, 4, 2, 4, 2.
- 1, 3, 4, 1, 1, 2, 2, 3.

7. (PASES-02) Existem, no mercado, várias marcas de dentífricos. Todas são constituídas por muitas substâncias químicas, dentre as quais são comuns os abrasivos, cujas fórmulas são:

- CaCO_3
- $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$
- CaHPO_4
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
- TiO_2



Quanto às funções inorgânicas dos cinco compostos citados acima, podemos afirmar que:

- I, II e III são sais.
- I, II, III e V são sais.
- I, II e V são óxidos.
- III e IV são hidróxidos.
- II e V são óxidos.

8. (UFLA 98) A fórmula do hidreto de um metal alcalino terroso (M) é

- M_2H
- MH_3
- MH
- M_2H_2
- MH_2

9. (UFLA – 98) O fosfato de cálcio e o sulfato de amônio, cujas fórmulas iônicas são $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, respectivamente, são empregados na agricultura como fonte dos nutrientes cálcio, fósforo, nitrogênio e enxofre utilizados pelas plantas. Podemos afirmar que a soma de todos os átomos que constituem as fórmulas iônicas de ambos os sais é:

- 26
- 31
- 6
- 28
- 7

10. (UFLA-99) Considere as substâncias a

seguir:

- I) Na_2O II) CO_2 III) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ IV) NaH_2PO_4

É CORRETO afirmar que

- III é uma base e IV é um ácido.
- I é um óxido ácido e IV é um sal ácido.
- II é um óxido ácido e I é um óxido básico.
- II é um óxido e III é um sal.
- I e II são óxidos básicos.

11. (UFLA-02) Com relação à classificação dos ácidos, pode-se afirmar que:

- os ácidos com prefixo "orto" apresentam o menor grau de hidratação.
- os hidrácidos não possuem oxigênio em sua estrutura.
- os monoácidos são ácidos fracos.
- os ácidos voláteis apresentam alto grau de ionização.
- os oxiácidos são ácidos fortes.

12. (UFLA-03) De acordo com os conceitos de ácidos e bases de Brönsted-Lowry, as alternativas estão corretas, EXCETO:

- Ácidos e bases conjugados são espécies que diferem entre si por H^+ .
- Um ácido é toda espécie química capaz de ceder próton (H^+).
- Uma substância anfótera ora apresenta-se como ácido, ora como base.
- Além da hidroxila (OH^-), existem outras bases.
- Se um ácido conjugado é forte, sua base conjugada também será forte.

QUESTÕES DISCURSIVAS

13. (UFV-01) O Na_2SO_4 é utilizado na fabricação de vidros e, em sua forma hidratada, constitui um composto usado como medicamento. Considerando que essa substância está tão presente no seu dia-a-dia, responda:

- O nome do Na_2SO_4 é:
- A função química do Na_2SO_4 é:

14. (UFLA-02) Dados os compostos binários Na_2O , CO , N_2O_5 , MgO e OF_2 , responda as questões a seguir.

- Quais desses compostos são classificados como óxidos? Justifique.
- Classifique os óxidos de acordo com a reatividade em relação à água, ácidos e bases.
- Escreva a equação química balanceada da reação entre Na_2O e N_2O_5 .

15. (UFLA-03) A nomenclatura dos compostos inorgânicos está relacionada com o

número de oxidação dos seus elementos. O elemento enxofre em seus compostos apresenta vários estados de oxidação.

- a) Complete o quadro abaixo com o nome ou fórmula dos seguintes compostos de enxofre.

Fórmula	Nome
	Sulfito de potássio
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	
	Sulfeto de hidrogênio
H_2SO_3	

- b) Coloque os compostos abaixo em ordem crescente de número de oxidação do elemento enxofre (o 1º será o que apresenta o menor número de oxidação).

H_2SO_4 ; S_8 ; NaHS ; NaSO_3

16. (UFJF-05) Quando lavamos pratos, alguns resíduos insolúveis de comida se depositam no cano da pia da cozinha, obstruindo-o. Para se desentupir o cano, pode-se comprar no comércio um produto com a seguinte composição química: 1 NaOH, 2 óxido de alumínio, 3 NaNO_3 e corante.

- a) Classifique como ácidos, bases, sais ou óxidos, os componentes 1 e 3 do produto comercial.
 b) Escreva a fórmula MOLECULAR do componente 2 do produto comercial e calcule sua massa molecular.
 c) Represente a fórmula ESTRUTURAL do ânion, presente no nitrato de sódio.
 d) Explique a diferença de condutividade elétrica entre a água pura e a mistura de água + produto comercial.

Capítulo 06: Reações Químicas

As transformações que ocorrem no universo podem ser classificadas basicamente em dois tipos, fenômenos físicos e fenômenos químicos. Esta última é denominada de reação química e será alvo de nossos estudos neste capítulo.

Fenômenos físicos : são todos os fenômenos onde existe uma mudança que não mudam as estruturas dos materiais ou seja a substância não perde suas propriedades depois desta mudança.

Fenômenos Químicos : são todos os fenômenos onde existe uma mudança que mudam as estruturas dos materiais ou seja a substância transforma-se em outras substâncias perdendo assim suas propriedades químicas iniciais.

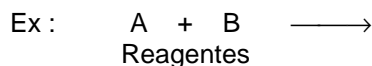
Assim sendo podemos dizer que todo fenômeno químico é uma reação química.

As reações químicas ocorrem a todo tempo em nosso mundo, e é claro que devemos tentar entendê-las com maior precisão para que possamos utilizar deste fenômeno para melhorar nossas vidas, com isto surge a necessidade de transformar os fenômenos que ocorrem na natureza em uma linguagem que possamos compreender e nos comunicar sobre tais fenômenos.

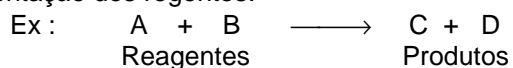
Assim sendo o homem criou as equações químicas com o objetivo de descrever as reações químicas existentes no universo de maneira tal que todas as pessoas possam entender o fenômeno ocorrido.

Esquema para a representação de uma reação química

1º passo: No primeiro membro representamos as substâncias que vão reagir, as substâncias são separadas por um sinal de soma se for mais de uma substância que está reagindo, a esta substância damos o nome de reagentes.

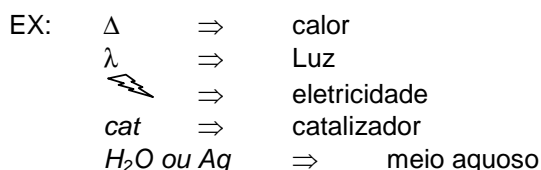


2º passo: No segundo membro representamos os produtos de forma similar a representação dos reagentes.

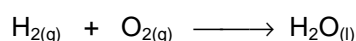


Obs: utiliza-se a seta para diferenciar os reagentes dos produtos.

3º passo: sobre esta seta podemos colocar alguns símbolos que indicam as condições em que a reação ocorre.



Devemos ainda indicar o estado em que se encontra os reagentes e os produtos, este estados são indicamos com subíndices como representado abaixo.



Observe que o H_2 e o O_2 estão no estado gasoso e que H_2O está no estado líquido (l), para o estado sólido temos (s) para o estado vapor (V) para soluções aquosa temos (aq). Outros símbolos vão surgir durante o nosso estudo de química porém o mais importante é perceber o que cada um significa para podermos utilizar adequadamente cada um.

Ainda podemos representar substâncias voláteis (\uparrow) e substâncias que se precipitam (\downarrow).

O que é uma reação química?

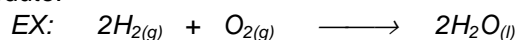
Devemos notar que em uma reação química comum não existe uma transformação nos átomos e sim uma alteração nas ligações que formam uma molécula.



Podemos perceber que os átomos de hidrogênio, enxofre, oxigênio e sódio existem tanto antes quando depois da reação química ocorrer, mas ocorre uma mudança nas ligações que estes átomos faziam antes e depois da reação química.

Coefficiente de uma equação química

Como vimos em uma reação química não há aparecimento ou desaparecimento dos átomos, portanto uma condição primária deve ser satisfeita em uma reação química os átomos que compõem as “moléculas” dos reagentes são os mesmos que compõem as “moléculas” dos produtos.



Assim podemos ver que 2 moléculas de H_2 (4 átomos de H) reagem com 1 molécula de O_2 (2 átomos de O) formando 2 moléculas de H_2O (4 átomos de H e 2 átomos de O).

Denomina-se coeficiente de uma reação química os números inteiros que multiplicam as moléculas de reagentes e produtos afim de satisfazer a condição descrita acima.

Indícios de ocorrência de uma reação

As reações químicas costumam ocorrer acompanhadas de alguns efeitos que podem dar uma dica de que elas estão acontecendo.

Vamos ver quais são estes efeitos?

- mudança de coloração no sistema e/ou
- liberação de gás (efervescência) e/ou
- precipitação (formação de composto insolúvel) e/ou
- liberação de calor (elevação da temperatura do sistema reagente).

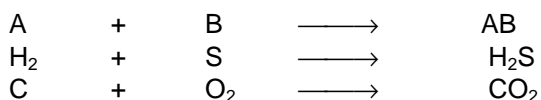
Exercícios

1. O prego e a palhinha de aço são constituídas de ferro, na presença de água e do ar atmosférico os dois enferrujam. Ocorre uma transformação física ou química? Qual deles enferruja mais rápido e por quê?
2. Quantos átomos de cada elemento existem na fórmula: Fe_2O_3
3. Quantos átomos de cada elemento existem na fórmula: $6SiO_2$
4. Quantos átomos de cada elemento existem na fórmula: $3Ca(NO_3)_2$
5. Quantos átomos de cada elemento existem na fórmula: $Al_2(SO_4)_3$
6. Classifique as transformações em químicas e físicas:
 - a) Fusão do ferro
 - b) Impressão de chapas fotográficas
 - c) Fermentação da cana de açúcar
 - d) Cozimento do arroz
 - e) Corrosão do zinco
 - f) Sublimação do iodo.

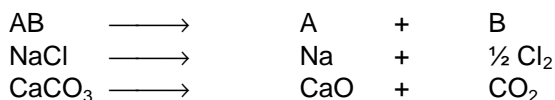
Tipos de reações químicas

Reações de Síntese

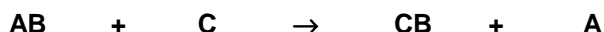
Estas reações são também conhecidas como reações de composição ou de adição. Neste tipo de reação um único composto é obtido a partir de dois compostos ou seja duas ou mais substâncias originam somente uma como produto.

**Reações de análise ou decomposição**

Como o próprio nome diz, este tipo de reação é o inverso da anterior (composição), ou seja, ocorrem quando a partir de um único composto são obtidos outros compostos. Estas reações também são conhecidas como reações de análise.

**Reações de deslocamento ou simples troca:**

Estas reações ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta para formar outra substância simples e outra composta. Estas reações são também conhecidas como reações de deslocamento ou reações de substituição.

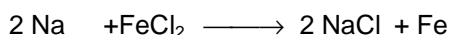


Quando a substância simples (C) é um **metal**, ela deverá ser **mais reativa (eletropositiva)** que A, para poder deslocá-lo. Para isso, devemos nos basear na fila de reatividade ou eletropositividade.

⇐ **reatividade ou eletropositividade aumenta** ⇐

Cs Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn
Cr Fe Co Ni Sn Pb H Sb As Bi Cu Ag Hg
Pt Au

Um metal que vem antes na fila desloca um que vem depois.



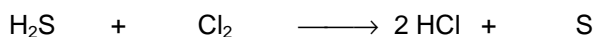
A reação ocorre pois o Na é mais reativo que o Fe.

Quando a substância simples é um **não metal**, a reação ocorre se o **não metal (C)** for **mais reativo (eletronegativo)** que o não metal B. Para isso, devemos nos basear na fila de reatividade ou eletronegatividade.

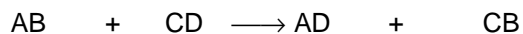
⇐ **reatividade ou eletronegatividade aumenta** ⇐

F O N Cl Br I S C P

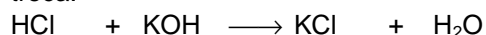
Não metal que vem antes na fila é mais reativo (eletronegativo) e desloca um que vem depois.

**Reações de substituição ou dupla troca**

Estas reações ocorrem quando duas substâncias compostas resolvem fazer uma troca e formam-se duas novas substâncias compostas, ou seja há uma substituição mutua de cátions e ânions.



As reações de neutralização são exemplos característicos de reações de dupla troca.



Para a ocorrência das reações de dupla troca, deve ocorrer uma das condições.

- forma-se pelo menos um produto **insolúvel**

- forma-se pelo menos um produto **menos ionizado (mais fraco)**

- forma-se pelo menos um produto **menos volátil**.

Exercícios

1- Classifique as reações abaixo em reações de Síntese, Decomposição, Simples troca ou Dupla troca

- $P_4 + 5 O_2 \longrightarrow 2 P_2O_5$
- $8 H_2S + 8 Cl_2 \longrightarrow S_8 + 16 HCl$
- $6 H_3BO_3 \longrightarrow H_4B_6O_{11} + 7 H_2O$
- $2 Au_2O_3 \longrightarrow 4 Au + 3 O_2$
- $3 Ca + 2 AlCl_3 \longrightarrow 3 CaCl_2 + 2 Al$
- $3 BaCl_2 + Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 3 BaSO_4 + 2 AlCl_3$
- $CaBr_2 + 2 AgNO_3 \longrightarrow 2 AgBr + Ca(NO_3)_2$
- $2 Al + 3 H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2$
- $2 HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2 H_2O$
- $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
- $SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow SO_3$
- $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
- $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

Energia e as reações químicas

Todas as reações químicas ocorrem porque as ligações entre os átomos que compõem as moléculas dos reagentes se rompem e formam-se novas ligações. Nesta quebra e formação de ligações existe uma variação de energia "armazenada" nas ligações químicas com isto as reações químicas se processam com absorção e liberação de energia (que pode ser na forma de calor).

Nos podemos classificar estas reações em dois grupos distintos os que liberam energia (reações exotérmica) e as que absorvem energia (reações endotérmica).

Reações Exotérmicas

São aquelas que liberam calor.

Exemplo:

**Reações Endotérmicas**

São aquelas que absorvem calor.

Exemplo:



Exercícios

1) Dê mais dois exemplos de reações exotérmicas e endotérmicas?

2) Dissolvendo-se cloreto de potássio, que é um sal, em água, nota-se a formação de minúsculas gotas de água na parte exterior do copo. Qual a explicação para essa observação?

Reação de oxirredução

Reação de oxirredução ou Redox: Reação com transferência de elétrons de um reagente para outro, ou reação com variação de NOX de pelo menos um elemento.

Oxidação: Perda de elétrons ou aumento de NOX.

Redução: Ganho de elétrons ou diminuição de NOX.

Agente oxidante ou substância oxidante Substância que sofre a redução ou substância que ganha elétrons.

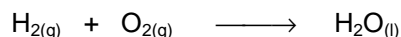
Agente redutor ou substância redutora: Substância que sofre a oxidação ou substância que perde elétrons.

Reação auto-oxirredução

Reação auto-oxirredução ou de desproporcionamento: Quando um mesmo elemento em parte se oxida e em parte se reduz.

Balanceamento de reações

Vamos iniciar nossos estudos sobre balanceamento de equações observando a equação abaixo e tentando ver se existe algo de errado nesta equação.



Para entender melhor o que está acontecendo vamos lembrar o que diz um químico francês muito conhecido chamado Lavoisier. Ele elaborou uma lei denominada "Lei da conservação da massa", que pode ser resumida em uma frase muito famosa:

"Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma."

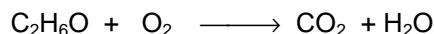
Se nós aplicarmos essa frase na equação química da produção da água descrita acima, vamos observar que existem dois átomos de oxigênio no lado dos reagentes e apenas um no

lado dos produtos, ou seja, um oxigênio ficou perdido. Isso significa que a equação não está completa, pois não obedece à Lei de Lavoisier. Como podemos solucionar esse problema?

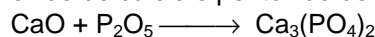
Nós podemos multiplicar o hidrogênio por dois, assim teremos quatro hidrogênios, e, depois, multiplicarmos a água também por dois, ficando com duas águas. Este procedimento é chamado de balanceamento de equação química.

Exemplos

1) A queima do álcool é descrita pela seguinte equação química. Vamos começar o balanceamento?



2) A produção de fosfato de cálcio a partir de óxido de cálcio e pentóxido de difosforo

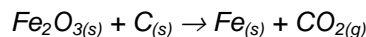


Exercícios

1) faça o balanceamento das equações químicas abaixo.

- $\text{H}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow \text{HI}$
- $\text{HCl} + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{F}_2 + \text{NaBr} \longrightarrow \text{NaF} + \text{Br}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{NaNO}_3(\text{aq}) + \text{AgCl} \downarrow$
- $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_4\text{OH}$

2) (PUC-RJ) A obtenção do ferro, a partir do seu minério, dá-se, simplificada, através da equação:



Os coeficientes desta equação, em ordem, da esquerda para a direita, após o balanceamento, são:

- 1, 1, 2, 2
- 2, 1, 3, 2
- 2, 3, 4, 3
- 3, 1, 1, 2
- 3, 2, 3, 2

Balanceamento de reações de óxido-redução

Em certas reações podemos encontrar átomos que ganham elétrons e outros que os perdem. Quando um átomo **perde elétrons**, ele

se oxida e o seu NOX aumenta. Quando um átomo **ganha elétrons**, ele **se reduz e o seu NOX diminui**.

oxidação, NOX aumenta \Rightarrow

5 -	4 -	3 -	2 -	1 -	0	1 +	2 +	3 +	4 +	5 +
-----	-----	-----	-----	-----	---	-----	-----	-----	-----	-----

\Leftarrow redução, NOX diminui

Os processos de oxidação e redução são sempre simultâneos. O átomo que se oxida, cede seus elétrons para que outro se reduza. O átomo que se reduz recebe os elétrons de quem se oxida. Assim ...

Quem se oxida é agente redutor e quem se reduz é agente oxidante.

A igualdade na quantidade dos elétrons na redução e na oxidação é a base do balanceamento de reações pelo método de óxido-redução.

Regras para o balanceamento

1º) Determinar, na equação química, qual espécie se oxida e qual se reduz.

2º) Escolher os produtos ou reagentes para iniciar o balanceamento.

3º) Encontrar os Δ_{oxid} e Δ_{red} .

Δ_{oxid} = número de elétrons perdidos x atomicidade do elemento

Δ_{red} = número de elétrons recebidos x atomicidade do elemento

As atomicidades são definidas no membro de partida (reagentes ou produtos).

4º) Se possível, os Δ_{oxid} e Δ_{red} podem ser simplificados. Exemplificando ...

$\Delta_{\text{oxid}} = 4$ $\Delta_{\text{red}} = 2$

simplificando ...

$\Delta_{\text{oxid}} = 2$ $\Delta_{\text{red}} = 1$

5º) Para igualar os elétrons nos processos de oxidação e redução:

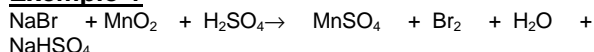
O Δ_{oxid} se torna o coeficiente da substância que contém o átomo que se reduz.

O Δ_{red} se torna o coeficiente da substância que contém o átomo que se oxida.

6º) Os coeficientes das demais substâncias são determinados por tentativas, baseando-se na conservação dos átomos.

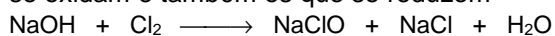
Exemplos

Exemplo 1



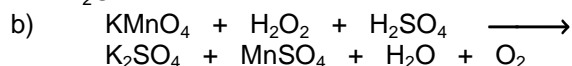
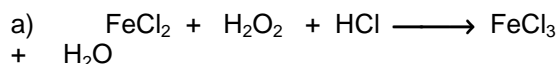
Exemplo 2

Uma mesma substância contém os átomos que se oxidam e também os que se reduzem



Exercícios

1) faça o balanceamento das equações químicas abaixo.



2) **(CESGRANRIO)** Os números de oxidação dos halogênios nos compostos NaCl, NaClO₃, KI, I₂, NH₄IO₃ são, respectivamente:

f) +1, +3, 0, -2, +4

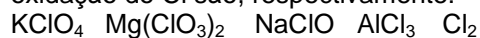
g) -1, -5, +1, 0, -5

h) -1, -3, +1, 0, -4

i) +1, -5, -1, 0, +5

j) -1, +5, -1, 0, +5

3) **(CESGRANRIO)** Dado o grupo de compostos clorados apresentados a seguir, os números de oxidação do Cl são, respectivamente:



k) +7, +6, +2, +1, 0

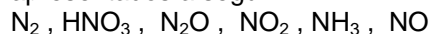
l) +7, +5, +1, -1, 0

m) +7, +5, -1, -1, -1

n) +5, +3, +1, -3, 0

o) +3, -3, +1, -1, 0

4) **(PUC-RJ)** Qual o número de oxidação correto do N, respectivamente, em todos os compostos apresentados a seguir?



p) 0, 3, 2, 2, 3, -2

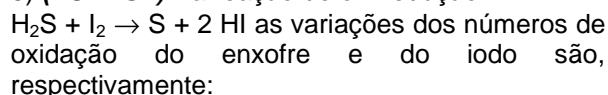
q) 1, 6, -1, -4, -3, -2

r) 0, 5, 1, 4, -3, 2

s) 1, 5, 1, 4, -3, 2

t) 0, 5, -1, 4, 3, 2

5) **(FUVEST)** Na reação de oxi-redução:



u) +2 para 0 e 0 para +1

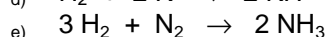
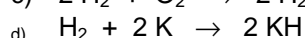
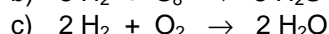
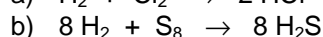
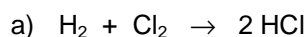
v) 0 para +2 e +1 para 0

w) 0 para -2 e -1 para 0

x) 0 para -1 e -1 para 0

y) -2 para 0 e 0 para -1

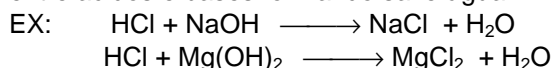
6) **(UFV-00)** hidrogênio (H₂) funciona como agente oxidante na reação representada por:



Algumas Reações Químicas Clássicas

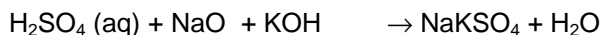
Reação de salificação

As reações denominadas de reação de neutralização são chamadas assim porque ocorrem entre ácidos e bases formando sal e água.

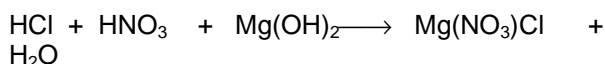


Reação de produção de sal duplo

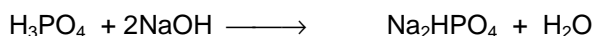
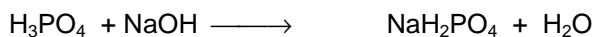
Quanto ao cation



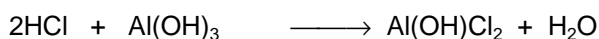
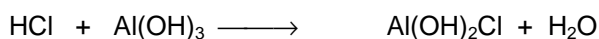
Quanto ao anion



Reação de produção de sal ácido



Reação de produção de sal básico



Exercícios

1) Complete as reações abaixo indicando a fórmula dos produtos para uma reação de neutralização total. Dê os coeficientes que tornam cada reação corretamente balanceada.

- $\text{HCl} + \text{KOH} \longrightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Al(OH)}_3 \longrightarrow$
- $\text{HCN} + \text{Mg(OH)}_2 \longrightarrow$
- $\text{HNO}_3 + \text{Fe(OH)}_3 \longrightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{AgOH} \longrightarrow$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al(OH)}_3 \longrightarrow$
- $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Sn(OH)}_4 \longrightarrow$

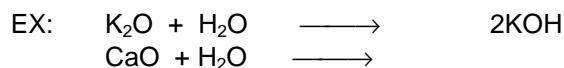
2) Complete as reações abaixo de acordo com a proporção indicada para os reagentes.

- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} + \text{Mg(OH)}_2 \longrightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} + \text{Al(OH)}_3 \longrightarrow$
- $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{KOH} + \text{Zn(OH)}_2 \longrightarrow$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{Pb(OH)}_4 \longrightarrow$

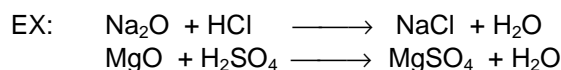
3) Dê o nomes dos reagentes e produtos obtidos em cada reação dos exercícios anteriores.

Reação dos óxidos iônicos ou básicos

Óxidos básicos reagem com água produzindo base.

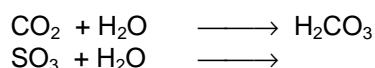


Óxidos básicos reagem com ácidos produzindo sal e água.

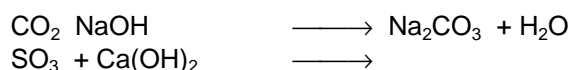


Reação dos óxidos covalentes ou ácidos

Óxidos ácidos reagem com água produzindo ácidos.

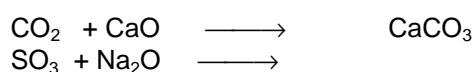


Óxidos ácidos reagem com bases produzindo sal e água.



Reação dos óxidos covalentes ou ácidos com óxidos iônicos ou básicos

Óxidos ácidos reagem com óxidos básicos produzindo sal



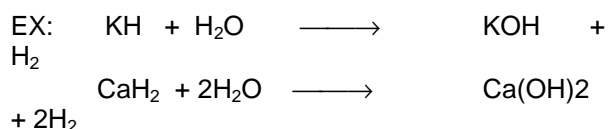
Exercícios

Dê o produto das seguintes reações, balanceando-as corretamente. Classifique os óxidos que aparecem nos reagentes em ácidos ou básicos.

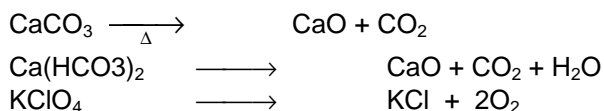
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \longrightarrow$
- $\text{CO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$
- $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow$
- $\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \longrightarrow$

Reação dos hidretos

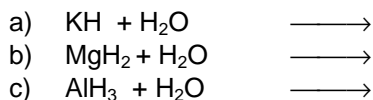
Hidretos reagem com água de forma violenta produzindo $\text{H}_2(\text{g})$ e formando uma base



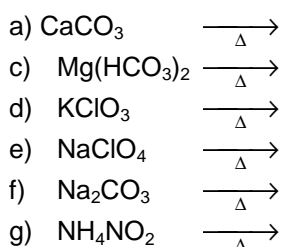
Reação de decomposição térmica dos sais oxigenados

**Exercícios**

1) Complete as seguintes reações, balanceando – as corretamente. Dê o nome do hidreto envolvido no reagente.



2) complete as seguintes equações químicas balanceando-as corretamente.

**Exercícios Gerais**

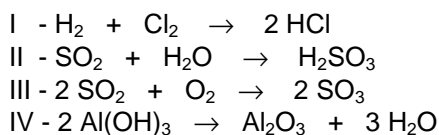
2. (UFV-95) Os estados de oxidação dos elementos Mg, Bi, Cl, S e Mn nas espécies químicas MgSiO_3 , BiF_3 , NaClO_2 , HSO_3^- e MnO_4^- são respectivamente:

- +2; +3; -2; +4; +7
- +2; +3; +3; +4; +7
- +1; -6; +3; +1; -7
- +3; +1; +3; +4; +4+2;
- +3; +2; +3; +4

3. (UFV-94) A água de cloro é constituída de água e cloro gasoso (Cl_2). Adicionou-se certa quantidade de água de cloro a uma solução contendo íons Br^- . Observou-se a formação de uma substância amarelo-clara, identificada como sendo Br_2 . Pode-se afirmar que ocorreu:

- oxidação do Cl_2 e oxidação do Br^- .
- redução do Cl_2 e oxidação do Br^- .
- oxidação do Cl_2 e redução do Br^- .
- redução do Cl_2 e oxidação do Br_2 .
- redução do Cl_2 e redução do Br_2 .

4. (UFV-00) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:



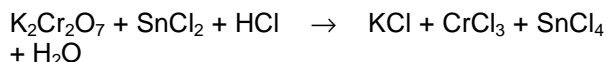
São reações de oxi-redução:

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

5. (UFV-01) manganês é um metal de transição que apresenta diversos números de oxidação, variando de zero (no manganês metálico) até +7 (no íon permanganato), passando por +2, +4 e +6. O permanganato de potássio é usado no tratamento de erupções na pele decorrentes de doenças como a catapora, por exemplo. Sobre o permanganato de potássio (KMnO_4) podemos afirmar que é:

- um sal e um agente oxidante.
- um sal e um agente redutor.
- um óxido e um agente oxidante.
- um óxido e um agente redutor.
- um peróxido e um agente redutor.

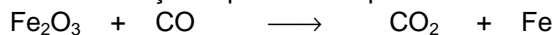
6. (UFV-01) Sobre a reação esquematizada pela equação abaixo, que se apresenta não balanceada, assinale a afirmativa CORRETA:



- O coeficiente mínimo e inteiro do SnCl_2 é 2, na equação balanceada.
- Cada átomo de cromo do $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ perde 5 elétrons.
- O coeficiente mínimo e inteiro do CrCl_3 é 6, na equação balanceada.
- O cromo do $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se reduz, enquanto o estanho do SnCl_2 se oxida.
- O $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ e o SnCl_2 agem como redutor e oxidante, respectivamente.

Questões discursivas

7. (UFV - 93) No processo de obtenção de aço ocorre a reação representada por:



- Acerte os coeficientes da equação:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$
- Que elemento sofre redução?
- Que elemento sofre oxidação?
- Que substância é o agente redutor?
- Que substância é o agente oxidante?

8. (UFV- 97) A reação entre alumínio metálico (Al) e solução de ácido clorídrico (HCl) produz cloreto de alumínio (AlCl_3) e gás hidrogênio (H_2).

- Escreva a equação balanceada da reação.
- A reação é de oxirredução? Justifique.

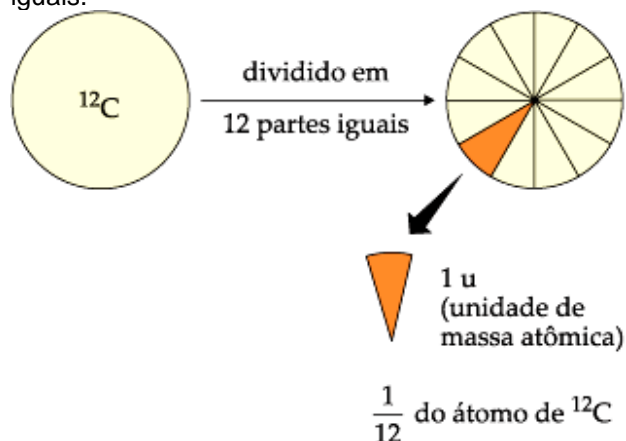
"O pessimista queixa-se do vento. O otimista espera que ele mude. O realista ajusta as velas". **Willian George Ward (1812-1992) - Teólogo inglês**

Capítulo 07: Quantidade de Matéria

Mol e massas atômica e molecular

O primeiro padrão comparativo de massas atômicas foi o átomo de hidrogênio. Após a descoberta do fenômeno da isotopia, demonstrou-se que tal padrão não era adequado. Devia-se obter um padrão que não estivesse sujeito às variações de massa que poderiam ocorrer mesmo dentro de um mesmo elemento químico. O átomo de ^{12}C foi escolhido como padrão e sua massa foi estabelecida como sendo 12u (unidades de massa atômica). É como se o átomo de ^{12}C fosse dividido em 12 partes e esse 1/12 da massa fosse usado na obtenção da massa relativa dos demais elementos.

Dividindo-se o átomo de ^{12}C em 12 partes iguais.



1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12	1/12
C	C	C	C	C	C	C	C	C	C	C	C	C

A partir daí a massa dos diversos elementos passou a ser comparada com a massa de 1/12 do átomo de ^{12}C ...

a massa de 1 átomo de Hidrogênio = massa de
 $1 \times 1/12 \text{ C}$ **massa atômica H = 1 u**

a massa de 1 átomo de Oxigênio = massa de
 $16 \times 1/12 \text{ C}$ **massa atômica O = 16 u**

a massa de 1 átomo de Carbono = massa de
 $12 \times 1/12 \text{ C}$ **massa atômica C = 12 u**

As massas atômicas são quantidades adimensionais, pois resultam da comparação direta de unidades iguais.

massa 1 átomo de O = 16 u = 16
massa padrão de massa atômica 1 u

A **massa atômica de um elemento** que possui isótopos representa quantas vezes a massa média ponderada deste é maior que a unidade de massa atômica (u). Não se deve confundir com **número de massa de um elemento** que é a somatória do número de partículas positivas e neutras de um átomo (considerando a média ponderada dos diferentes isótopos). Este último, por ser uma quantidade, sempre será um número inteiro.

Como exemplo, vamos calcular a massa atômica do elemento Cloro (Cl). Existem dois tipos de átomo de Cloro.

Cloro 35	34,98 u	abundância de 75,4 %
Cloro 37	36,97 u	abundância de 24,6 %

A massa média do elemento Cloro será igual a massa ponderada dos seus isótopos.

$$\text{massa}_{\text{Cl}} = [(34,98 \times 75,4) + (36,97 \times 24,6)] / 100 = \mathbf{35,453 \text{ u}}$$

A **massa molecular das substâncias** é igual à somatória das massas atômicas dos elementos constituintes. Representa quantas vezes a massa da molécula é maior que a unidade de massa atômica (u).

$$\begin{aligned} \text{massa atômica H} &= 1\text{u} & \text{mol de H} &= 1\text{g} \\ \text{massa atômica de O} &= 8\text{u} & \text{mol de O} &= 8\text{g} \\ \text{massa molecular H}_2\text{O} &= (2 \times 1 + 1 \times 16) = 18\text{u} \\ 1\text{mol de H}_2\text{O} &= 18\text{g} \end{aligned}$$

um mol de H tem $6,023 \times 10^{23}$ átomos de Hidrogênio

um mol de O tem $6,023 \times 10^{23}$ átomos de Oxigênio

um mol de H₂O tem $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de água

sendo que temos $1 \times 6,023 \times 10^{23}$ átomos de Oxigênio e $2 \times 6,023 \times 10^{23}$ átomos de Hidrogênio

Quando expressa em gramas, a massa atômica de um elemento (**átomo grama**) apresenta $6,02 \times 10^{23}$ unidades de átomos deste elemento. Quando expressa em gramas, a massa molecular de uma substância (**molécula grama**) apresenta $6,02 \times 10^{23}$ unidades de moléculas desta substância. Esta quantidade ficou conhecida como constante de Avogadro.

Mol é a quantidade de substância que contém $6,02 \times 10^{23}$ unidades da substância em questão e é unidade de quantidade de matéria.

Volume molar é o volume ocupado por uma molécula grama de qualquer substância. Para substâncias gasosas, este volume é igual a 22,4 L nas **CNTP** (Condições Normais de

Temperatura e Pressão = pressão de 1 atm e temperatura de 0 °C).

1 mol de H tem 1g e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio

2 mols de H tem 2g e $2 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de hidrogênio

3 mols de H tem 3g e $3 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de hidrogênio

1 mol de H₂O 18g e $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água

2 mols de H₂O tem 36g e $2 \times (6,02 \times 10^{23})$ moléculas de água

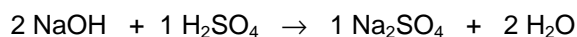
3 mols de H₂O tem 54g e $3 \times (6,02 \times 10^{23})$ moléculas de água

1 mol de H₂O tem 18g e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio e $2 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de hidrogênio

2 mols de H₂O tem 36g e $2 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de oxigênio e $4 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de hidrogênio

3 mols de H₂O tem 54g e $3 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de oxigênio e $6 \times (6,02 \times 10^{23})$ átomos de hidrogênio

O mol é a linguagem das reações químicas. Os coeficientes representam número de mols.



Reagentes: 2 mols de NaOH e 1 mol de H₂SO₄

Produtos: 1 mol de Na₂SO₄ e 2 mols de H₂O

1. Massa molar.

Massa atômica, massa molecular e mol

O átomo de ¹²C foi escolhido como átomo padrão na construção das escalas de massas atômicas. Sua massa atômica foi fixada em **12 u**.

Unidade de massa atômica (μ) é a massa de 1/12 do átomo de ¹²C.

Massa atômica de um átomo é a massa desse átomo expressa em **u**. Indica quantas vezes a massa do átomo é maior que 1/12 da massa de ¹²C.

Massa atômica de um elemento formado por uma mistura de isótopos é a massa média dos átomos desse elemento expressa em **u**. É igual à média ponderada das massas atômicas dos isótopos constituintes do elemento.

Massa molecular de uma substância é a massa da molécula dessa substância expressa em **u**. Indica quantas vezes a massa da molécula dessa substância é maior que a massa de 1/12 do átomo de ¹²C.

A massa molecular de uma substância é numericamente igual à soma das massas

atômicas de todos os átomos da molécula dessa substância.

Mol é a unidade de quantidade de matéria ou quantidade de substância.

Mol é a quantidade de matéria (ou de substância) que contém tantas entidades elementares representadas pela respectiva fórmula, quantos são os átomos de ^{12}C contidos em 0,012 kg de ^{12}C .

Massa molar é a massa de substância que contém $6,02 \times 10^{23}$ entidades representadas pela fórmula dessa substância. É comumente expressa em g/mol ou g mol^{-1} .

Quando perguntamos *qual a quantidade de X...*, estamos perguntando *quantos mols de X...*

2. Constante de Avogadro.

Constante de Avogadro (antigamente chamada número de Avogadro) é o número de átomos de ^{12}C contidos em 0,012 kg de ^{12}C . Seu valor numérico é:
 $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

3. Determinação de fórmulas mínima e molecular.

As três fórmulas estão intimamente ligadas com a determinação da composição das substâncias.

A **fórmula percentual** mostra de quantas partes existe de um determinado elemento em 100 partes, em massa, de uma substância.

A **fórmula mínima** mostra a menor proporção, em números inteiros, existente entre os átomos de cada elemento participante de um composto.

A **fórmula molecular** mostra o número de átomos de cada elemento em uma molécula ou íon-fórmula de um composto.

A **massa molecular** é o produto da massa da fórmula mínima por um número inteiro conveniente (n).

$$\text{massa molecular} = \text{massa fórmula mínima} \cdot n$$

Ou seja, sabendo a massa molecular da substância, é possível calcular de quantas vezes precisamos da massa da fórmula mínima para atingir aquele valor.

Exemplo 1

(Unimep - SP) Sabendo-se que a fórmula molecular do ácido oxálico é $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, sua composição centesimal será: (Dadas as massas atômicas: $\text{H}=1$, $\text{C}=12$ e $\text{O}=16$)

- a) 16,30% de hidrogênio, 29,70% de carbono e 54,00% de oxigênio
- b) 3,74% de hidrogênio, 37,40% de carbono e 58,86% de oxigênio
- c) 2,22% de hidrogênio, 26,67% de carbono e 71,11% de oxigênio
- d) 26,67% de hidrogênio, 32,23% de carbono e 41,10% de oxigênio
- e) 8,23% de hidrogênio, 17,47% de carbono e 73,30% de oxigênio

Exemplo 2

(Vunesp - SP) A porcentagem em massa do carbono no clorofórmio, CHCl_3 , é:

- a) 1% b) 10% c) 12% d) 24% e) 50%

Exemplo 3

(UFV - MG) Uma substância pura de massa igual a 32,00 g foi submetida a análise elementar e verificou-se que continha 10,00 g de cálcio, 6,08 g de carbono e 15,92 g de oxigênio.

- a) qual o teor (porcentagem) de cada elemento na substância?
- b) qual a fórmula mínima da substância? (massas atômicas: $\text{Ca}=40$, $\text{C}=12$, $\text{O}=16$)

Exemplo 4

(Ibero-Americana - SP) A fórmula molecular de um óxido de fósforo que apresenta 43,6% de fósforo e 56,4% de oxigênio (em massa) e massa molecular 142 é: (Dados: $\text{O} = 16$ e $\text{P} = 31$)

- a) P_2O_3 b) P O_3 c) P_3O_2
- d) P O_2 e) P_2O_5

Exemplo 5

(Pucamp SP) A amostra de uma substância orgânica utilizada em análises químicas contém 0,50 mol de hidrogênio, 0,50 mol de carbono e 1,0 mol de oxigênio. Sabendo-se que a massa molar da substância é igual a 90 g/mol, pode-se afirmar que as fórmulas mínima e molecular são/;

- a) $\text{C}_{0,5}\text{H}_{0,5}\text{O}_1$ e CHO_2
- b) CHO_2 e CHO_2
- c) $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$ e $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$
- d) CHO_2 e $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$
- b) CHO_2 e $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}_6$

Capítulo 08: Cálculos Estequiométricos

Nas reações químicas, é importante se prever a quantidade de produtos que podem ser obtidos a partir de uma certa quantidade de reagentes consumidos. Os cálculos que possibilitam prever essa quantidade são chamados de cálculos estequiométricos (A palavra estequiometria vem do grego stoicheia (partes mais simples) e metrem (medida)).

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras: massa, volume, quantidade de matéria (mol), número de moléculas.

Os cálculos estequiométricos baseiam-se nos coeficientes da equação. É importante saber que, numa equação balanceada, os coeficientes nos dão a proporção em mols dos participantes da reação.

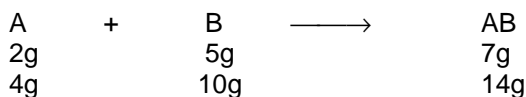
Nos meados do século XVIII, cientistas conseguiram expressar matematicamente certas regularidades que ocorrem nas reações químicas, baseando-se em leis de combinações químicas que foram divididas em ponderais (que se relacionam às massas dos participantes da reação) e volumétricas (explicam a relação entre os volumes das substâncias gasosas que participam de um processo químico).

Leis ponderais:

Lei da conservação da massa ou Lei de Lavoisier: “Em um sistema, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos”. Veja o exemplo:



Lei das proporções definidas ou Lei de Proust: “Toda substância apresenta uma proporção constante em massa, na sua composição, e a proporção na qual as substâncias reagem e se formam é constante”. Veja o exemplo:



Com a Lei de Proust podemos prever as quantidades das substâncias que participarão de uma reação química.

Exercícios

1. (Cesgranrio-RJ) De acordo com a Lei de Lavoisier, quando fizermos reagir completamente em ambiente fechado, 1,12g de ferro com 0,64g de enxofre, qual será a massa, em g, de sulfeto de ferro obtida? R:1,76

Lei volumétrica:

Lei de Gay-Lussac: “Os volumes de todas as substâncias gasosas envolvidas em um processo químico estão entre si em uma relação de números inteiros e simples, desde que medidos à mesma temperatura e pressão”. Veja o exemplo:

1 L de H_2 + 1 L de Cl_2 à 2 L de HCl relação de números inteiros e simples: 1:1:2

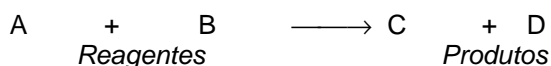
Cabe aqui observar que nem sempre a soma dos volumes dos reagentes é igual à dos produtos. Isso quer dizer que não existe lei de conservação de volume, como ocorre com a massa. Veja o exemplo:

10 L de H_2 + 5 L de O_2 à 10 L de H_2O relação de números inteiros e simples: 10:5:10, que pode ser simplificada por 2:1:2

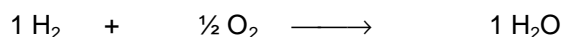
Lei ou hipótese de Avogadro: “Volumes iguais de gases diferentes possuem o mesmo número de moléculas, desde que mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão”. Para melhor entender a Lei de Gay-Lussac, o italiano Amedeo Avogadro introduziu o conceito de moléculas, explicando por que a relação dos volumes é dada por números inteiros. Dessa forma foi estabelecido o enunciado do volume molar.

Estequiometria envolvendo reações químicas, pureza dos reagentes e rendimento das reações. Cálculos estequiométricos

A Estequiometria estuda as relações envolvendo as quantidades e tipos de matéria participantes das reações químicas.



A partir de uma equação balanceada pode-se prever a massa de produtos gerados a partir de uma certa massa de reagentes. Dada a reação química...



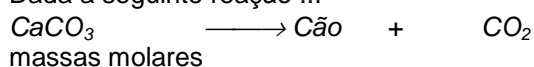
Os coeficientes indicam os números de moles de cada substância participante da reação. Estes podem ser convertidos em:

- número de moléculas
- número de átomos
- massa
- volume (para o caso de substância no estado gasoso)

1 H_2
1 mol de moléculas de hidrogênio ou $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de hidrogênio
$2 \cdot 6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio
2g de gás hidrogênio

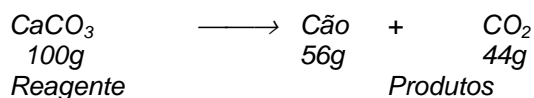
22,4 L de gás hidrogênio nas CNTP
$\frac{1}{2}$ O ₂
$\frac{1}{2}$ mol de moléculas de oxigênio ou $\frac{1}{2} \cdot 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de oxigênio
$6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio
16g de gás oxigênio
11,2 L de gás oxigênio nas CNTP
1 H ₂ O
1 mol de moléculas de água ou $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água
$2 \cdot 6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio
18g de água (16g de oxigênio + 2g de hidrogênio)
22,4 L de água no estado gasoso nas CNTP

Dada a seguinte reação ...



massas molares

CaCO ₃	100g
CaO	56g
CO ₂	44g



Baseando-se nas proporções acima, podem ser propostos diferentes cálculos...

IMPUREZAS

Quando um reagente é impuro ou a reação não se processa completamente por algum motivo, podemos calcular o rendimento da reação.

$$R = (Q_p / Q_t) \cdot 100$$

onde:

Q_p Considera perdas devidas a impurezas de reagentes e o fato de a reação não ser completa.

Q_t Quantidades teóricas da reação, considera reagentes 100% puros e reação completa.

Tipos de cálculos estequiométricos

Os dados do problema podem vir expressos das mais diversas maneiras: quantidade de matéria (mol), massa, número de moléculas, volume, etc.

Em todos esses tipos de cálculo estequiométrico vamos nos basear nos coeficientes da equação que, como vimos, dão a proporção em mols dos componentes da reação.

Regras para a realização dos cálculos estequiométricos

1ª regra: Escreva corretamente a equação química mencionada no problema (caso ela não tenha sido fornecida);

2ª regra: As reações devem ser balanceadas corretamente (tentativa ou oxi-redução), lembrando que os coeficientes indicam as proporções em mols dos reagentes e produtos;

3ª regra: Caso o problema envolva pureza de reagentes, fazer a correção dos valores, trabalhando somente com a parte pura que efetivamente irá reagir;

4ª regra: Caso o problema envolva reagentes em excesso – e isso percebemos quando são citados dados relativos a mais de um reagente – devemos verificar qual deles está correto. O outro, que está em excesso, deve ser descartado para efeito de cálculos.

5ª regra: Relacione, por meio de uma regra de três, os dados e a pergunta do problema, escrevendo corretamente as informações em massa, volume, mols, moléculas, átomos, etc. Lembre-se de não podemos esquecer a relação:

$$1 \text{ mol} = \dots \text{g} = 22,4 \text{ L (CNTP)} = 6,02 \times 10^{23}$$

6ª regra: Se o problema citar o rendimento da reação, devemos proceder à correção dos valores obtidos.

Veja alguns exercícios resolvidos e a aplicação das regras:

Relação massa-massa: os dados do problema e as quantidades solicitadas são expressos em termos de massa

Exemplo1:

Na reação gasosa



- qual a massa, em g, de NH₃ obtida, quando se reagem totalmente 18g de H₂?
- qual a massa, em kg, de NH₃ obtida, quando se reagem totalmente 280g de N₂?
- qual o volume de NH₃ obtido nas CNTP, quando se reagem totalmente 18g de H₂?
- qual o volume de H₂ consumido nas CNTP, quando é produzido 340g de NH₃?
- qual o número de moléculas de NH₃ obtido, quando se reagem totalmente 18g de H₂?
- qual o número de moléculas de H₂ consumido, quando é produzido 340g de NH₃?

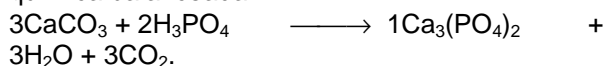
Pureza

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 (o que ocorre, por exemplo, com os minérios).

Grau de pureza: é o quociente entre a massa da substância principal e a massa total da amostra (ou massa do material bruto).

Exemplo 7: Em 200g de calcário encontramos 180g de CaCO_3 e 20g de impurezas. Qual o grau de pureza do calcário?

Exemplo 8: Uma amostra de 200 kg de calcário (com teor de 80% de CaCO_3) foi tratada com ácido fosfórico - H_3PO_4 - conforme a equação química balanceada:



Calcule a massa de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ formado.

Exemplo 9: Considere a reação $\text{FeS} + \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$. Qual a massa de cloreto ferroso - FeCl_2 - obtida quando 1100g de sulfeto ferroso - FeS de 80% de pureza reagem com excesso de ácido clorídrico - HCl ?

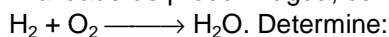
Exemplo 10: Queimando-se 30g de carbono puro, com rendimento de 90%, qual a massa de dióxido de carbono (CO_2) obtida, conforme a equação: $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$.

Quando são dadas as quantidades de dois ou mais participantes: É importante lembrar que as substâncias não reagem na proporção que queremos (ou que as misturamos), mas na proporção que a equação (ou seja, a Lei de Proust) as obriga. Quando o problema dá as quantidades de dois participantes, provavelmente um deles está em excesso, pois, em caso contrário, bastaria dar a quantidade de um deles e a quantidade do outro seria calculada. Para fazer o cálculo estequiométrico, baseamo-nos no reagente que não está em excesso (denominado reagente limitante).

Nesse caso devemos seguir as etapas:

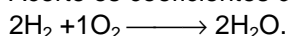
- 1ª - Considere um dos reagentes o limitante e determine quanto de produto seria formado;
- 2ª - Repita o procedimento com o outro reagente;
- 3ª - A menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

RESOLVIDO - Foram misturados 40g de gás hidrogênio (H_2) com 40g de gás oxigênio, com a finalidade de produzir água, conforme a equação:

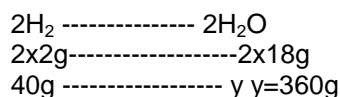


- a) o reagente limitante;
- b) a massa de água formada;
- c) a massa de reagente em excesso.

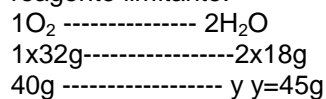
Acerte os coeficientes da equação:



Vamos considerar que o H_2 seja o reagente limitante.

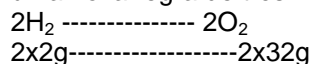


Em seguida, vamos considerar que o O_2 seja o reagente limitante.



Observe que a menor quantidade água corresponde ao consumo total de O_2 , que é realmente o reagente limitante. A massa de água produzida será de 45g.

Agora vamos calcular a massa de H_2 que será consumida e o que restou em excesso, aplicando uma nova regra de três:



z ----- 40g $z=5\text{g}$ (massa de H_2 que irá reagir)

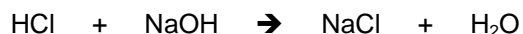
Como a massa total de H_2 era de 40g e só 5g irá reagir, teremos um excesso de 35g (40-5).

Dessa forma, passaremos a responder os quesitos solicitados:

- a) reagente limitante: O_2
- b) massa de água formada: 45g
- c) massa de H_2 em excesso: 35g

EXERCÍCIO

1. Qual a massa de CaCO_3 necessária para se obter 28g de CaO ?
2. Se fossem usados 300g de CaCO_3 na reação anterior, qual seria o volume de CO_2 (considerando que as condições são as das CNTP)?
3. Quantas moléculas de CO_2 são obtidas quando são usados 150g de CaCO_3 ?
4. Reagem-se 80g de NaOH em excesso de HCl e são obtidos 110g de NaCl . Qual o rendimento da reação?



5. Qual a concentração em quantidade de matéria de uma solução produzida pela dissolução de 100g de HNO_3 em 1500mL de volume final?

6. Quantos gramas de NaCl são necessários para produzir 2 litros de solução 1,5 mol/L?

EXERCÍCIO GERAIS

Qual a massa de água que se forma na combustão de 1g de gás hidrogênio (H_2), conforme a reação $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$?

R: 9

Sabendo que 10,8g de alumínio reagiram completamente com ácido sulfúrico, conforme a reação: $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$, calcule:

- a) massa de ácido sulfúrico consumida;
b) massa de sulfato de alumínio produzida;
c) volume de gás hidrogênio liberado, medido nas CNTP.

R: a) 58,8g b) 68,4g c) 13,44L

Qual a massa de gás oxigênio necessária para reagir com 560g de monóxido de carbono, conforme a equação: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?

R: 320g

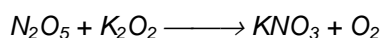
Calcular a massa de óxido cúprico (CuO) a partir de 5,08g de cobre metálico, conforme a reação: $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$.

R: 6,36g

Efetuada-se a reação entre 18g de alumínio e 462g de gás cloro, segundo a equação química: $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$, obtém-se qual quantidade máxima de cloreto de alumínio?

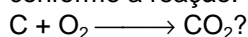
R: 89g

Quanto mols de O_2 são obtidos a partir de 2,0 mols de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), de acordo com a reação:



R: 1,0

Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima de 96g de carbono puro, conforme a reação:



R: $4,816 \times 10^{24}$

(Faap-SP) A combustão do metanol (CH_3OH) pode ser representada pela equação não balanceada: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de gás carbônico são produzidos?

R: 5

Quantas moléculas de gás oxigênio reagem com 6 mols de monóxido de carbono, conforme a equação: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?

R: $1,806 \times 10^{24}$

(UECE) Uma vela de parafina queima-se, no ar ambiente, para formar água e dióxido de carbono. A parafina é composta por moléculas de vários tamanhos, mas utilizaremos para ela a fórmula $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.

Tal reação representa-se pela equação: $\text{C}_{25}\text{H}_{52} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Responda:

- a) Quantos mols de oxigênio são necessários para queimar um mol de parafina?

b) Quanto pesa esse oxigênio?

R: a) 38 b) 1216g

O ácido sulfúrico de larga utilização e fator determinante do índice de desenvolvimento de um país, é obtido pela reação $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

Reagimos 80g de trióxido de enxofre (SO_3) com água em excesso e condições necessárias. Qual a massa de ácido sulfúrico obtida nessa reação que tem rendimento igual a 75%?

R: 73,5

Quais são as massas de ácido sulfúrico e hidróxido de sódio necessárias para preparar 28,4g de sulfato de sódio, conforme a reação: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$?

R: 19,6 e 16

400g de hidróxido de sódio (NaOH) são adicionados a 504g de ácido nítrico (HNO_3), produzindo nitrato de sódio (NaNO_3) e água. Calcule:

- a) massa de nitrato de sódio obtida;
b) massa do reagente em excesso, se houver.
R: a) 680g b) 80g de NaOH

(UFRN) Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio (CaCO_3), sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a reação:

$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800g de calcita?

R: 358,4

Qual a quantidade máxima de NH_3 , em gramas, que pode ser obtida a partir de uma mistura de 140g de gás nitrogênio (N_2) com 18g de gás hidrogênio (H_2), conforme a reação: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

R: 102g

(PUC-MG) A equação de ustulação da pirita (FeS) é: $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$. Qual a massa de óxido de ferro III obtida, em kg, a partir de 300 kg de pirita, que apresenta 20% de impurezas?

R: 218,18

(Fuvest-SP) Qual a quantidade máxima, em gramas, de carbonato de cálcio que pode ser preparada misturando-se 2 mols de carbonato de sódio com 3 mols de cloreto de cálcio, conforme a equação: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaCl}$.
R: 200g

32,70g de zinco metálico (Zn) reagem com uma solução concentrada de hidróxido de sódio (NaOH), produzindo 64,53g de zincato de sódio (Na_2ZnO_2). Qual o rendimento dessa reação?

R:89,69%

Misturam-se 147g de ácido sulfúrico e 100g de hidróxido de sódio que se reajam segundo a reação: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Qual a massa de sulfato de sódio formada? Qual a massa do reagente que sobra em excesso após a reação? R:177,5 e 24,5

Para a produção de soda cáustica (NaOH), uma indústria reage carbonato de sódio com hidróxido de cálcio segundo a equação: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaOH}$. Ao reagirmos 265g de carbonato de sódio com 80% de pureza, devemos obter que massa, em gramas, de soda cáustica? R:160

EXERCÍCIOS EXTRAS

LISTA DE EXERCÍCIOS

QUANTIDADE DE MATÉRIA E CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICOS

1) Na reação $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$, qual é a massa de H_2 que reage, quando são obtidos 3 mols de NH_3 ?

2) a Vitamina C (ácido ascórbico) contém 40,92% de C; 4,58% de H e 54,50% de O, em massa. A massa molecular experimentalmente determinada é 176u. Quais são as fórmulas empírica e molecular para o ácido ascórbico?

3) Foram misturados 147g de H_2SO_4 e 100g de NaOH para reagir.

- Qual a massa de Na_2SO_4 formada?
- Há algum reagente em excesso? Se afirmativo, qual deles?
- Quanto é esse excesso?

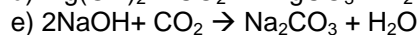
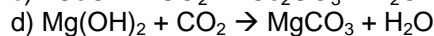
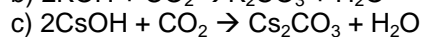
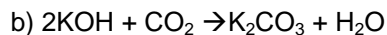
4) Deseja-se obter 180 litros de dióxido de carbono, medidos nas condições normais, pela calcinação de um calcário de 90% de pureza. Qual a massa de calcário necessária? (Massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40)

5) Queimando-se 30 gramas de carbono puro, com rendimento de 90%, qual a massa de dióxido de carbono obtida?

6) Qual a massa de ácido sulfúrico produzido a partir de 8 toneladas de enxofre? Dados: S = 32 e H_2SO_4 = 98

7) Deseja-se escolher um reativo para eliminar o CO_2 da atmosfera da cabine em uma expedição lunar. A única condição é que a massa utilizada seja mínima. Qual dos hidróxidos citados abaixo representa a melhor escolha?

- $2\text{LiOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



8) Se trata um excesso de NaOH com 1,12 l de cloreto de hidrogênio, seco, medido nas CNTP. Qual a massa de cloreto de sódio que se forma? (A reação é completa.) Dados: O = 16u, Na = 23u, Cl = 35,5u, R = 0,082 atm.l/mol.K

- 0,050g
- 1,8g
- 2,0g
- 2,9g
- n.d.a.

9) Suspeita-se que uma amostra contém PAX (um calmante ilegal, $\text{C}_{24}\text{H}_{30}\text{N}_3\text{O}$). A reação de combustão do PAX é $\text{C}_{24}\text{H}_{30}\text{N}_3\text{O} + 34\text{O}_2 \rightarrow 24\text{CO}_2 + 15\text{H}_2\text{O} + 3\text{NO}_2$. Incinerou-se uma amostra de 10,0g no laboratório. Se a amostra era de PAX, qual o volume de CO_2 seco que se devia obter nas CNTP, dado: MM do PAX = 376 u R = 0,082 atm.l/mol.K.

- 1,43 l
- 10,0 l
- 14,3 l
- 22,4 l
- n.d.a.

10) (Cesgranrio-RJ) Um frasco contém uma mistura de 16g de oxigênio e 55g de gás carbônico em CNTP. O número total de moléculas dos dois gases no frasco é de:

- $1,05 \times 10^{22}$
- $1,05 \times 10^{23}$
- $1,05 \times 10^{24}$
- $1,35 \times 10^{24}$
- $1,35 \times 10^{23}$

11) Um recipiente contém $6,0 \times 10^{24}$ moléculas H_2O e 0,50 mol de éter dimetílico $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. A massa da mistura, em gramas, vale:

- 18,5
- 51,0
- 185
- 203
- 226

12) Muitos minerais contêm enxofre em forma de sulfato [por exemplo, gesso (sulfato de cálcio, CaSO_4) e sulfetos (por exemplo, blenda de zinco, sulfeto de zinco, ZnS). A principal fonte para a obtenção de enxofre são os depósitos de enxofre natural, que são encontrados principalmente em regiões de atividade vulcânica. O enxofre originou-se das reações químicas que ocorrem entre os vapores vulcânicos, em especial, dióxido de enxofre e sulfeto de hidrogênio. $\text{SO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 3\text{S}_{(s)}$. Qual o volume de gases (SO_2 e H_2S) nas CNTP são necessários para

produzir um depósito de enxofre de 5000t como o encontrado na borda do Monte Etna na Sicília ?
Dados: $\text{SO}_2 = 64 \text{ u}$, $\text{H}_2\text{S} = 34 \text{ u}$, $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$, $\text{S} = 32 \text{ u}$.

- a) $1,6 \times 10^5 \text{ l}$
- b) $1,6 \times 10^8 \text{ l}$
- c) $1,8 \times 10^9 \text{ l}$
- d) $3,5 \times 10^9 \text{ l}$
- e) n.d.a.

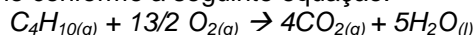
13) Numa determinada área urbana, a concentração média do agente poluente SO_2 no ar atmosférico atingiu o valor de $3,2 \times 10^{-4} \text{ g.m}^{-3}$. Essa concentração, expressa em mol.L^{-1} e em moléculas.m^{-3} , corresponde, respectivamente, aos valores:

- a) $5,0 \times 10^{-6}$ e $3,0 \times 10^{18}$
- b) $3,2 \times 10^{-7}$ e $6,0 \times 10^{20}$
- c) $5,0 \times 10^{-9}$ e $2,7 \times 10^{25}$
- d) $5,0 \times 10^{-3}$ e $3,0 \times 10^{21}$
- e) $5,0 \times 10^{-9}$ e $3,0 \times 10^{18}$

14) Pelas convenções atuais, um mol de qualquer substância é a quantidade de matéria que:

- a) corresponde a sua massa molecular
- b) corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ unidades de massa atômica da substância;
- c) apresenta volume de 22,4 litros nas CNTP;
- d) apresenta $6,02 \times 10^{23}$ unidades estruturais dessa substância;
- e) está contida em $6,02 \times 10^{23} \text{ g}$ dessa substância.

15) Abaixo são feitas três afirmações a respeito da combustão completa de 5,8g de butano conforme a seguinte equação:



- I- Ocorre o consumo de 0,650 mol de oxigênio
 - II- Ocorre a formação de 90,0g de água
 - III- Ocorre a produção de 8,96 litros de gás carbônico nas CNTP
- Quais são corretas?

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

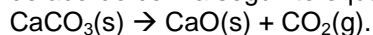
16) Um dos segredos descobertos pelos químicos, no processo de mumificação, é a desidratação dos cadáveres pela utilização de soluções salinas de alta concentração e viscosidade. A desidratação é possível e explicada pelo fenômeno da:

- a) Salinização
- b) Neutralização
- c) Osmose
- d) Hidrólise
- e) Umidificação

17) A combustão de 36g de grafite(C) provocou a formação de 118,8g de gás carbônico. Qual foi o rendimento da reação?(C=12; O=16)

- a) 50%
- b) 60%
- c) 70%
- d) 80%
- e) 90%

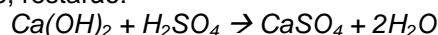
18) A decomposição térmica do CaCO_3 , dá-se de acordo com a seguinte equação:



Quantas toneladas de óxido de cálcio serão produzidos através da decomposição de 100 toneladas de carbonato de cálcio com 90% de pureza?

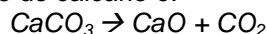
- a) 40,0t
- b) 56,0t
- c) 62,2t
- d) 50,4t
- e) 90,0t

19) 10,0g de ácido sulfúrico são adicionados a 7,4g de hidróxido de cálcio. Sabe-se que um dos reagentes está em excesso. Após completar a reação, restarão:



- a) 0,02g de H_2SO_4
- b) 0,2g de H_2SO_4
- c) 0,26g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- d) 2,0g de H_2SO_4
- e) 2,0g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

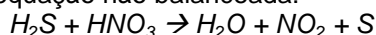
20) A fabricação de cal envolve o aquecimento de calcário a uma temperatura de 450 graus Celsius numa reação de decomposição. A equação química, já balanceada que nos explica como é a decomposição do calcário é:



Se o rendimento da reação é em torno de 60%, com 8,5kg de calcário é possível obter quantos quilos de cal?

- a) 4,76kg
- b) 3,00kg
- c) 2,85kg
- d) 3,36kg
- e) 5,60kg

21) Uma forma de obter enxofre, S, é reagir ácido nítrico com gás sulfídrico em solução, como indica a equação não balanceada:



Qual a massa de enxofre obtida a partir de 500 mililitros de solução sulfídrica a 30% em massa? (Assuma que a densidade da solução sulfídrica é próxima a 1,0g/ml).

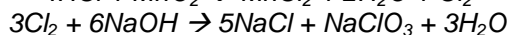
- a) 100g
- b) 32g
- c) 150g
- d) 141,1g

e) 106,2g

22) Qual a porcentagem de tungstênio no mineral volframita (FeWO_4) ? Dados: (Fe=55,8; W=183,9; O=16)

- a) 30,3%
- b) 60,5%
- c) 40,9%
- d) 15,1%
- e) 50,3%

23) Que massa de dióxido de manganês (MnO_2) deve reagir com HCl, a fim de que o gás despreendido (Cl_2), atravessando uma solução de NaOH concentrada e a quente, produza 53,2g de NaClO_3 ?



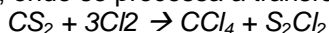
- a) 21.72g
- b) 130.5g
- c) 213.12g
- d) 420g
- e) 522g

24) (Vunesp) Um éter, de massa molar 60g/mol, tem a seguinte composição percentual: C(60%); H(13.3%); O(26.67%). O número total de átomos na molécula de éter será:

Dados: $M(\text{C})=12\text{g/mol}$; $M(\text{H})=1\text{g/mol}$; $M(\text{O})=16\text{g/mol}$

- a) 12;
- b) 11;
- c) 10;
- d) 9;
- e) 8.

25) Misturam-se 1.0Kg de CS_2 e 2.0Kg de Cl_2 num reator, onde se processa a transformação:



As massas do CCl_4 formado e do reagente em excesso que resta quando a reação se completa são:

- a) 1.446Kg de CCl_4 e 0.286Kg de CS_2
- b) 2.026Kg de CCl_4 e 0.286Kg de CS_2
- c) 1.446Kg de CCl_4 e 0.286Kg de Cl_2
- d) 2.026Kg de CCl_4 e 0.286Kg de Cl_2
- e) 1.286Kg de CCl_4 e 0.732Kg de Cl_2

26) Para obtermos 8.8 gramas de anidrido carbônico pela queima total de um carvão de 75% de pureza, iremos precisar de:

- a) 3.2g de carvão;
- b) 2.4g de carvão;
- c) 1.8g de carvão;
- d) 0.9g de carvão;
- e) nda.

27) Calcular a fórmula mínima de um composto que apresenta 43,4% de sódio, 11,3% de carbono e 45,3% de oxigênio. Dados: massas atômicas: Na = 23; C = 12; O = 16

28) Uma substância de massa molecular 180, encerra 40,00% de carbono, 6,72% de hidrogênio e 53,28% de oxigênio. Pede-se sua fórmula molecular. Dados: massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16.

29) Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 gramas de cobre metálico. (Massas atômicas: O = 16; Cu = 63,5)

30) Deseja-se obter 180 litros de dióxido de carbono, medidos nas condições normais, pela calcinação de um calcário de 90% de pureza. Qual a massa de calcário necessária? (Massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40)

31) Queimando-se 30 gramas de carbono puro, com rendimento de 90%, qual a massa de dióxido de carbono obtida?

"Certos políticos brasileiros confundem a vida pública com a privada".

Aparício Torelli, o "Barão de Itararé"

"Quem estuda e não pratica o que aprendeu, é como o homem que lava e não semeia"
(Provérbio Árabe)

Capítulo 09: Estudo do Gases

1. Teoria cinética dos gases

Como já sabemos todas as substâncias podem se encontrar em diferentes estados (sólido, líquido ou gasoso) e o que comanda estes estados (chamado estado de agregação) é a distância que os átomos ou moléculas se encontram uma das outras, assim podemos prever que o estado gasoso é o estado onde as moléculas se matem o mais distantes umas das outras.

Características de uma substância no estado gasoso

Não tem forma e nem volume próprios. Um gás tem a forma do recipiente onde está contido e ocupa todo o espaço limitado pelas paredes do recipiente. O volume de um gás é o volume do recipiente onde está contido.

A seguir temos algumas considerações sobre os gases.

I. Todos os gases são formados por partículas minúsculas (moléculas, íons, ou átomos) em movimento livre, desordenado e com alta velocidade.

II. As moléculas estão muito distantes umas das outras ou seja o volume das partículas é desprezível em relação ao volume total. Com isto as interações entre as partículas são desprezíveis.

III. As partículas chocam-se uma contra as outras e contra as paredes do recipiente de uma forma completamente elástica, com isto NÃO EXISTE PERDA DE ENERGIA. Os choques contra a parede do recipiente resultam na pressão do gás.

IV. Podemos relacionar a energia das

partículas com sua massa: $E = \frac{mv^2}{2}$

e ainda podemos relacionar a energia com a temperatura do sistema: $E_c = KT$,

Mas antes de prosseguirmos com nosso estudo sobre os gases teremos que conhecer um pouco mais sobre as variáveis que descrevem o estado de um gás. (Volume, Temperatura e Pressão)

1.1 Volume: O volume de um gás é o volume do recipiente que o contém. Ele pode ser expresso através das unidades abaixo.

cm^3 = Centímetros cúbico

ml = Mililitro

m^3 = Metrocúbico

L = Litro

1.2 Temperatura: A temperatura é uma medida da energia cinética das moléculas que constituem o gás. Quanto mais alta a temperatura do gás, mais altas serão as velocidades das moléculas que o formam. A escala kelvin considera como ponto zero a situação de total ausência de movimento das partículas que constituem a matéria. Na nossa escala cotidiana (celsius) esta temperatura corresponde a -273°C . Por isso, para converter a temperatura celsius em kelvin (temperatura absoluta), devemos usar a relação abaixo.

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Por exemplo, 25°C correspondem a 298 K. A escala kelvin é utilizada no estudo do comportamento dos gases. Nos cálculos envolvendo gases, costuma-se definir as condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que seria o gás na temperatura de 0°C (273 K) e 1 atm (760 mmHg) de pressão.

1.3 Pressão: A pressão é resultante da colisão das moléculas do gás com as paredes do recipiente que o contém, é força por unidade de área. Normalmente a pressão é medida em atmosfera (atm), milímetros de mercúrio (mmHg), centímetros de mercúrio (cmHg) ou torricelli (torr).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg}$$

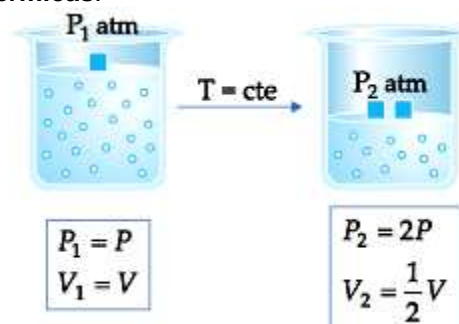
$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$

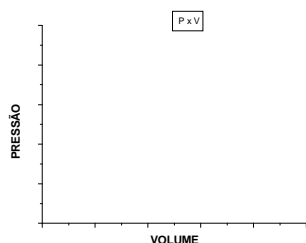
$$P = \frac{F}{A} = \frac{m \cdot a}{A}$$

Leis dos Gases

2.1 lei de Boyle-Mariotte (R. Boyle; 1662, E. Edm. Moriotte; 1676)

A lei de Boyle-Mariotte estabelece que à temperatura constante, a massa de um dado gás ocupa um volume que é inversamente proporcional à pressão exercida sobre o mesmo. Se a pressão é dobrada, o volume cai para a metade. Se a pressão cai para a metade, o volume dobra. Transformações gasosas à temperatura constante são chamadas de isotérmicas.



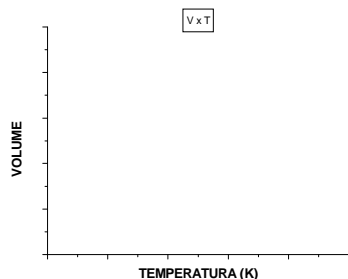
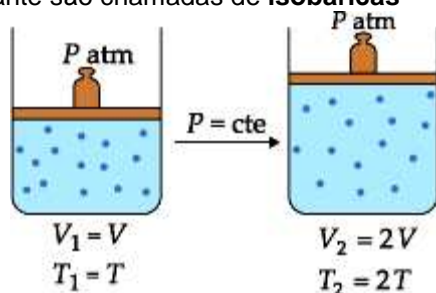


O produto $P \cdot V = \text{cte}$. Portanto, para o caso de um gás que sai de P_1 e V_1 e vai para P_2 e V_2 , através de um processo isotérmico.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

2.2 lei de Charles (J. A. Charles; 1787)

A **lei de Charles** estabelece que à pressão constante, o volume ocupado por uma massa gasosa é diretamente proporcional à temperatura absoluta. Transformações gasosas à pressão constante são chamadas de **isobáricas**.

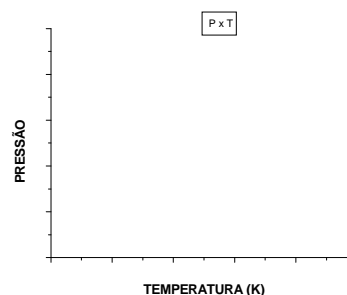
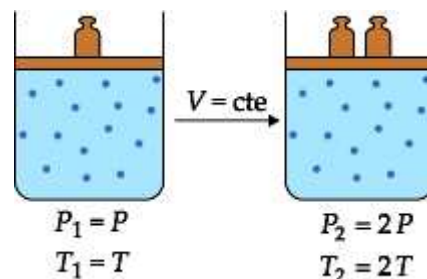


$V / T = \text{cte}$. Portanto, para o caso de um gás que sai de T_1 e V_1 e vai para T_2 e V_2 , através de um processo isobárico...

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

2.3 lei de Charles/Gay-Lussac (J. A. Charles; 1787 e J. L. Gay, Lussac; 1802)

Outra constatação de Charles/Gay-Lussac é a de que à volume constante, a pressão exercida por uma massa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta. Transformações gasosas à volume constante são chamadas de **isocóricas** ou **isovolumétricas**.



$P / T = \text{cte}$. Portanto, para o caso de um gás que sai de T_1 e P_1 e vai para T_2 e P_2 , através de um processo isovolumétrico...

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

As equações apresentadas acima se prestam a situações em que uma das variáveis do gás se mantém constante. Para o caso em que as três variáveis se modifique durante o processo temos a **equação geral dos gases**, que é obtida a partir das leis apresentadas anteriormente.

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

2. Equação de estado dos gases

3.1 lei de Avogadro

A lei de Avogadro se origina do fato de o tamanho das moléculas ser desprezível em relação às distâncias que as separam: volumes iguais de gases quaisquer, à mesma temperatura e pressão, possuem o mesmo número de moléculas. O volume molar foi definido como o ocupado por um mol de qualquer gás nas CNTP e é igual a **22,4 litros** (independe do gás).

3.2 Combinação das leis

As **leis de Boyle-Mariotte, Charles/Gay-Lussac e de Avogadro** possibilitam a obtenção da **equação de estado** de um gás ou **equação de Clapeyron** que relaciona quantidade de mols de um gás com pressão, volume e temperatura.

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

onde $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$ ou $62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$ (R pode ser dado em outras unidades). A escolha da unidade da constante R depende da unidade de pressão utilizada.

Calculo de R :

3. Pressão Parcial de um Gás

A pressão Parcial de um gás em uma mistura seria aquela que ele exerceria se estivesse

sozinho, nas mesmas condições de volume e temperatura da mistura.

A relação entre pressão parcial de um gás e a pressão total da mistura é igual à fração molar deste gás na mistura.

Fração molar é a relação entre o número de mols do gás em realça ao número total de mols na mistura.

$$X_i = \frac{n_i}{n}$$

Onde X_i = Fração Molar

n_i = Número de mols do componente em estudo

n = número de mols total da mistura

$$p_i = X_i P$$

Onde p_i = pressão parcial do gás em estudo

P = Pressão total da mistura.

P

4. Volume molar de um gás

Volume molar é o volume de um mol de substância.

O volume molar de um gás é constante para todos os gases a uma mesma pressão e temperatura.

Nas CNTP, o volume molar é igual a **22,4 L/mol**.

5. Densidade de um gás

6.1 Densidade de um gás nas CNTP:

$$d_{CNTP} = \frac{M}{22,4} \text{ g/L}$$

6.2 Densidade de um gás a uma pressão p e temperatura T:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

6.3 Densidade de um gás A em relação a um gás B:

$$d_{A,B} = \frac{M_A}{M_B}$$

6.4 Densidade de um gás A em relação ao ar:

$$d_{A,ar} = \frac{M_A}{M_{ar}} = \frac{M_A}{28,8}$$

6. Resumo das transformações gasosas

ISOBÁRICA		
ISOCORICA		

**ISOTERMIC
A**

6 Questionário

1. que é um gás?
2. O que diz a teoria cinética dos gases?
3. O que é volume?
4. O que é a pressão de um gás?
5. O que é temperatura de um corpo qualquer?
6. O que diz a lei de Boyle-Moriotte?
7. O que diz a lei de Charles?
8. O que diz a lei de Charles/Gay-lussac?
9. Escreva a equação geral dos gases identificando cada variável?
10. O que é pressão parcial de um gás?
11. O que é volume molar?
12. O que é densidade de um gás?

7. Exercício de fixação

1. Certo gás ocupa um volume de 12L a 1520mmHg. Qual sua nova pressão se sofrer uma expansão isotérmica até 48L?
2. Um gás ideal ocupa a pressão desconhecidas. Após sofrer uma transformação isotérmica, passou de 6 atm em um recipiente de 5L. Qual sua pressão inicial?
3. Um gás ideal ocupa 6L a 27°C. Qual seu novo volume a 327°C se sofrer uma transformação isobárica?
4. Um gás ocupa 200ml a 150K. então ele sofre uma transformação isobárica ate atingir 625°C. Qual seu novo volume em litros?

Questões de Vestibular

1. (UFMG-03)Um balão de borracha, como os usados em festas de aniversário, foi conectado a um tubo de ensaio, que foi submetido a aquecimento. Observou-se, então, que o balão aumentou de volume. Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que o aquecimento
 - A) diminui a densidade do gás presente no tubo.
 - B) transfere todo o gás do tubo para o balão.
 - C) aumenta o tamanho das moléculas de gás.
 - D) aumenta a massa das moléculas de gás.
2. (UFMG-04)Considere estes dois sistemas:

I: 1 kg de chumbo;

II: 1 kg de algodão.

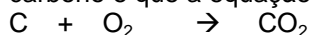
É CORRETO afirmar que esses dois sistemas têm, **aproximadamente**, o mesmo número de

 - A) átomos.
 - B) elétrons.
 - C) elétrons e nêutrons somados.
 - D) prótons e nêutrons somados.

3. **(UNIMEP-03)** Para que ocorra a ebulição de um líquido, a pressão máxima de vapor deve _____ à(a) pressão externa local. Preenche CORRETAMENTE a lacuna:

- ser superior.
- ser inferior.
- igualar-se.
- anular.
- controlar.

4. **(PASES - 98)** Durante uma tarde, para se preparar um delicioso churrasco, 6,0 Kg de carvão foram totalmente convertidos em CO_2 . Assumindo que o carvão é composto de puro carbono e que a equação da reação é:



Responda as seguintes questões:

- A equação acima está devidamente balanceada? Justifique a sua resposta.
- Calcule o número de mols de carbono consumido.
- Calcule a massa, em gramas, de oxigênio consumida.
- Calcule a massa, em gramas, de CO_2 liberada para a atmosfera.
- Calcule o volume, em litros, do gás carbônico liberado em condições ambientais de pressão e temperatura (27°C e 1 atm).

Dados: (Constante dos gases ideais $R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$ temperatura em $K = ^\circ\text{C} + 273$)

5. **(PASES - 98)** Abaixo encontra-se destacada uma das famílias da tabela periódica. **Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra** Em relação aos elementos desta família (coluna 2), a única afirmativa INCORRETA é:

- Todos são muito eletronegativos.
- São chamados metais alcalinos terrosos.
- Os átomos de menor raio atômico são os do elemento berílio.
- Formam com os halogênios (coluna 17) sais de fórmula geral MA_2 .
- Os átomos neutros, no estado fundamental, apresentam dois elétrons na última camada.

6. **(UFV-01)** Um balão meteorológico contendo gás hélio (He) a 27°C e a 1,0 atm apresenta um volume de 250 L. Ao ser solto, o balão subiu até uma altura onde a temperatura era de -33°C e seu volume aumentou para 800 L. Nestas condições, a pressão do hélio dentro do balão e do ar atmosférico externo será de:

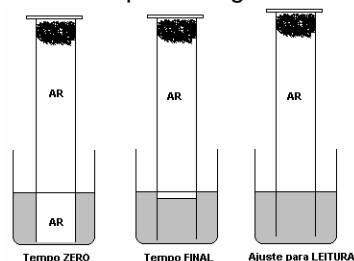
- 25 mm Hg.
- 0,32 atm.
- 0,38 atm.
- 1,0 atm.
- 0,25 atm.

7. **(UFV - 92)** O ozônio (O_3), presente nas altas camadas da atmosfera, absorve os raios

ultravioletas, protegendo os seres vivos contra este tipo de radiação. Muitos agentes químicos destroem esta camada de ozônio, expondo os seres vivos ao contato direto com esta radiação, o que pode causar várias doenças, principalmente ao ser humano. Considerando a constante de Avogadro igual a $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e o volume molar igual a 22,7 litros/mol, nas CNTP, Pergunta-se:

- Quantos moles de O_3 existem em 68,1 litros de ozônio nas CNTP?
- Quantas moléculas de O_3 existem em 68,1 litros de ozônio nas CNTP?
- Quantos átomos de oxigênio existem em 68,1 litros de ozônio nas CNTP?

8. **(UFV-01)** Para se determinar que o ar contém aproximadamente 21% de oxigênio (O_2), basta colocar um pouco de palha de aço (previamente tratada com vinagre para limpar a superfície) presa no fundo de um cilindro e emborcá-lo rapidamente dentro de um recipiente com água, conforme ilustrado abaixo. A palha de aço contém ferro (Fe), que, neste ambiente úmido, reage com o oxigênio, contido na amostra de ar, formando óxido férrico hidratado (ferrugem). À medida que o oxigênio reage com o ferro, a água sobe pelo cilindro ocupando o volume correspondente ao oxigênio removido da amostra de ar. Comparando-se a altura desta coluna de água com a altura total do cilindro, pode-se facilmente calcular a percentagem de oxigênio contida no ar.



a) Supondo que a fórmula da ferrugem é simplesmente Fe_2O_3 e que a amostra de ar contém 0,0500 g de gás oxigênio, calcule a massa de ferro que será transformada em Fe_2O_3 na remoção total do oxigênio da amostra.

) Supondo que a altura interna do cilindro é de 20,0 cm e que a água suba 4,0 cm para dentro do cilindro, calcule o teor (percentagem) de gás oxigênio no ar.

9. **(UFV-00)** O cloreto de vinila ($\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$) é matéria-prima para muitos plásticos (PVC) e fibras. Em 93,75 g de cloreto de vinila há: (Constante de Avogadro = $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

- _____ mol de moléculas de $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$.
- _____ mol de átomos de carbono.
- _____ átomos de carbono.

10. (UFV-01) Considere 1,0 litro de álcool etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), cuja densidade é $0,80 \text{ g cm}^{-3}$. O número de moléculas contidas em um litro desta substância é:

- a) $1,0 \times 10^{25}$
- b) $6,0 \times 10^{23}$
- c) $2,8 \times 10^{25}$
- d) $3,5 \times 10^{22}$
- e) $2,8 \times 10^{22}$

Capítulo 10: Soluções

Soluções são misturas homogêneas entre um soluto (disperso, em menor quantidade) e um solvente (dispersante, em maior quantidade).

CLASSIFICAÇÃO

1. Quanto ao estado físico que é determinado pelo solvente:

Sólida

Soluto Solvente

Sólido + sólido \rightarrow Liga metálica $\rightarrow \text{Cu} - \text{Ni}$

Líquido + sólido \rightarrow Amálgama de Cobre $\rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Cu}$

Gasoso + sólido $\rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ dissolvido em Ni

Líquida

Soluto

Solvente

Sólido + líquido $\rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$ em H_2O

Líquido + líquido \rightarrow Álcool em H_2O

Gasoso + líquido $\rightarrow \text{CO}_2$ dissolvido em H_2O

Gasosa

Soluto Solvente

Gasoso + gasoso \rightarrow ar atmosférico

Observações:

a) É o estado físico do solvente que determina o estado físico da solução.

b) O solvente é aquele que está em maior quantidade na solução.

2. Quanto à natureza do soluto:

a) **Soluções moleculares** – São soluções formadas por solutos moleculares e não conduzem corrente elétrica, sendo classificadas como soluções não-eletrolíticas.

Exemplo: ar atmosférico; açúcar em água.

b) **Soluções iônicas** – Formadas por solutos que possuem carga (íons, íons fórmulas); são capazes de conduzir corrente elétrica, formando soluções eletrolíticas.

Exemplo: ácidos; bases; sais.

Observação: Apesar de os ácidos serem compostos moleculares, ionizam-se (reação química), em meio aquoso, formando íons. As soluções assim formadas são classificadas como iônicas.

Coeficiente de solubilidade (C.S.)

Indica a quantidade máxima de uma substância que, em determinadas condições de temperatura e pressão, pode dissolver-se em quantidade fixa de solvente.

Exemplo: 7,2g de KClO_3 /100g de H_2O /20°C.

Leitura do coeficiente: 7,2g de clorato de potássio (KClO_3). É o máximo que 100g de água

consegue dissolver à temperatura de 20°C. O C.S. permite outra classificação das soluções.

3. Quanto à proporção entre o soluto e o solvente:

a) **Saturadas:** contêm a quantidade de soluto dissolvido em uma determinada quantidade de solvente, considerando-se constante a temperatura e a pressão (exatamente igual ao coeficiente de solubilidade).

b) **Insaturadas:** soluções nas quais a quantidade de soluto dissolvida é menor que a quantidade máxima que o solvente consegue dissolver, considerando-se constante a temperatura e a pressão (menor que o coeficiente de solubilidade).

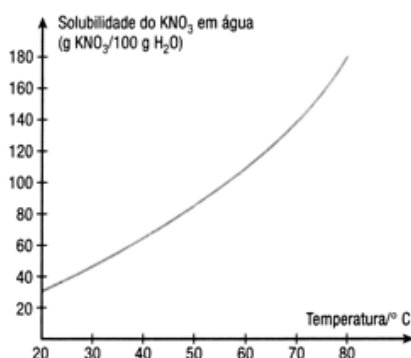
c) **Supersaturadas:** são soluções nas quais a quantidade de soluto dissolvida supera o coeficiente de solubilidade (na mesma temperatura). Tais soluções são altamente instáveis e qualquer perturbação ou adição de um germe de cristalização provoca a precipitação da quantidade de soluto que está em excesso (em relação à solução saturada), tornando-se uma solução saturada com corpo de fundo.

Exemplos

01. (Unicamp-SP) Uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3) constituída, além do sal, por 100g de água, está à temperatura de 70°C. Essa solução é resfriada para 40°C, ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido.

Calcule:

- a) a massa de sal que se precipitou;
b) a massa de sal que permaneceu em solução.
Considere o gráfico da solubilidade do nitrato de potássio em função da temperatura:
Solubilidade (g de KNO_3 /100g de H_2O)



Solução:

Considerando o gráfico, temos:

60g de KNO_3 /100g de H_2O /40°C;

140g de KNO_3 /100g de H_2O /70°C.

a) Com a temperatura variando de 70°C para 40°C, temos 80g de precipitação.

b) Como havia 140g a 70°C, e precipitou 80g, temos 60g permanentes na solução.

02. (Fuvest-SP) 160g de uma solução aquosa saturada de sacarose a 30°C são resfriados para 0°C. Quanto de açúcar se cristaliza?

Temperatura (°C)	Solubilidade da sacarose (g/100g de H_2O)
0	180
30	220

Solução:

220g sacarose/100g de H_2O /30°C;

180g de sacarose/100g de H_2O /0°C.

Com a variação da temperatura (30°C para 0°C), temos a precipitação de 40g de sacarose.

Concentração comum (C) – É a relação entre a massa do soluto (m_1) e o volume da solução em litro ($V(l)$).

Unidade: g/l (massa do soluto, em gramas, contida em cada litro da solução).

Fórmula matemática:
$$c = \frac{m_1}{V(l)}$$

Observações:

a) o índice 1 indica soluto: m_1 = massa do soluto, n_1 = n.º de mols do soluto;

b) o índice 2 indica solvente: m_2 = massa do solvente, n_2 = número de mols solvente;

c) ausência de índice indica solução: m = massa da solução, n = número de mols da solução.

Exemplos

(UFMG) Dissolveu-se 1,0 grama de permanganato de potássio em água suficiente para formar 1,0 litro de solução.

Sabendo-se que 1ml contém cerca de 20 gotas, a massa de permanganato de potássio em uma gota de solução é:

- a) $5,0 \cdot 10^{-3}$ g
b) $1,0 \cdot 10^{-3}$ g
c) $5,0 \cdot 10^{-4}$ g
d) $5,0 \cdot 10^{-5}$ g
e) $2,0 \cdot 10^{-5}$ g

Título em massa – É a relação entre a massa do soluto e a massa da solução. É uma grandeza adimensional.

Fórmula matemática:

$$\tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{m_1}{m}$$

Observação – Pode ter seu valor transformado em porcentagem ($\times 100$).

(UEL-PR) Em 200g de solução alcoólica de fenolftaleína contendo 8,0% em massa de soluto, a massa de fenolftaleína, em gramas, contida na solução é igual:

- a) 16,0
b) 8,00
c) 5,00
d) 4,00
e) 2,00

Densidade (d) das soluções – Indica a relação entre a massa da solução, em gramas, e o volume da solução, em ml. Unidade: g/ml.

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

Exemplos

50g de NaOH dissolvidos em 200ml de água forneceram 210ml de solução. Calcule a densidade da solução em g/cm³.

Solução:

$$m_1 = 50\text{g}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 200\text{ml} = 2$$

$$\text{Massa de H}_2\text{O} = 200\text{g}$$

Fração em quantidade de matéria

Fração molar do soluto (x_1) indica a relação entre o n.º de mols do soluto e o n.º de mols da solução.

$$X_1 = \frac{n_1}{n}$$

Reação molar do solvente (x_2) indica a relação entre o número de mols do solvente e o número de mols da solução.

$$X_2 = \frac{n_2}{n}$$

Observação: $x_1 + x_2 = 1$

n_1 → número de mols de soluto é calculado pela fórmula:

$$n_1 = \frac{m_1}{\text{mol}_{(\text{soluto})}}$$

n_2 = número de mols do solvente é calculado pela fórmula.

$$n_2 = \frac{m_2}{\text{mol}_{(\text{solvente})}}$$

Molaridade ou Concentração molar
(m ou [])

Indica a relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução, em litros.

$$m = \frac{n_1}{V_{(l)}}$$

Unidade: mol/l ou molar.

Observação – Relação entre a molaridade e a concentração comum:

$$\eta = \frac{n_1}{V_{(l)}} \text{, como } n_1 = \frac{m_1}{\text{mol}} \text{ :}$$

$$\eta = \frac{m_1}{V_{(l)} \text{mol}}$$

$$C = \frac{m_1}{V_{(l)}} \rightarrow m_1 = C \cdot V_{(l)} \text{ (I)}$$

$$\eta = \frac{m_1}{V_{(l)} \text{mol}} \rightarrow m_1 = \eta \cdot V_{(l)} \text{ mol (II)}$$

Igualando (I) e (II):

$$C \cdot V_{(l)} = \eta \cdot V_{(l)} \cdot \text{mol}$$

$$C = \eta \cdot \text{mol}$$

Exemplos

(Unitau-SP) Para matar baratas, precisamos fazer uma solução aquosa a 30% de ácido bórico ($d = 1,34\text{g/cm}^3$), concentração molar de:

(Dados: H = 1; B = 10,8; O = 16)

- a) 6,5M
- b) 6,0M
- c) 5,5M
- d) 5,0M
- e) 4,5M

EXERCÍCIOS

01. (UFMG) Dissolveu-se 1,0g de permanganato de potássio em água suficiente para formar 1,0 litro de solução. Sabendo que 1ml contém cerca de 20 gotas, a massa de permanganato de potássio em uma gota de solução é:

- a) $5,0 \cdot 10^{-3}\text{g}$.
- b) $1,0 \cdot 10^{-3}\text{g}$.
- c) $5,0 \cdot 10^{-4}\text{g}$.
- d) $5,0 \cdot 10^{-5}\text{g}$.
- e) $2,0 \cdot 10^{-5}\text{g}$.

02. (FAAP-SP) Uma das maneiras de recuperar um soluto não volátil de uma solução aquosa consiste no aquecimento da solução com o objetivo de evaporar mais rapidamente a água nela contida. Numa indústria um recipiente contém 500 litros de uma solução aquosa de NaCl de concentração 25,0g/l. O volume dessa solução, expresso em litros, que deve sofrer aquecimento para propiciar a obtenção de 500g de NaCl(s) é:

- a) 50,0
- b) 25,0
- c) 20,0
- d) 200
- e) 500

03. (Unisantos-SP) A quantidade de sais dissolvidos na água do Mar Morto pode chegar a 20% em peso. Desejando-se obter 1 quilograma de sais totalmente secos por simples evaporação, quantos quilogramas de água serão necessários utilizar?

- a) 5000kg
- b) 5kg
- c) 500kg
- d) 0,5kg
- e) n.d.a.

04. (FEI-SP) Uma dona de casa, ao preparar um refresco, tipo Royal, adicionou um envelope de suco de refresco e 4 colheres de açúcar em 1,5 litro de água fria e homogeneizou. Qual é a porcentagem dos sólidos dissolvidos na solução preparada? Considere:

1 colher de açúcar: 18g

1 envelope de refresco: 50g

densidade da água: 1,000g/ml

Não ocorre alteração de volume:

- a) 6,0%
- b) 12%
- c) 7,5%
- d) 3,0%
- e) 4,5%

05. (Fuvest-SP) A concentração de íons fluoreto em uma água de uso doméstico é de $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol/litro. Se uma pessoa tomar 3,0 litros dessa água por dia, ao fim de um dia, a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa ingeriu é igual a:

Dado: massa molar do fluoreto: 19,0g/mol

- a) 0,9
- b) 1,3
- c) 2,8
- d) 5,7
- e) 15

Titulação

Mistura de soluções com reação química

Na mistura de soluções formadas por um mesmo solvente, porém com solutos diferentes, pode ocorrer uma reação química. Essa possível reação ocorre de acordo com uma proporção estequiométrica. Isso nos permite determinar a concentração desconhecida de uma solução por meio de uma técnica conhecida por **titulação**.

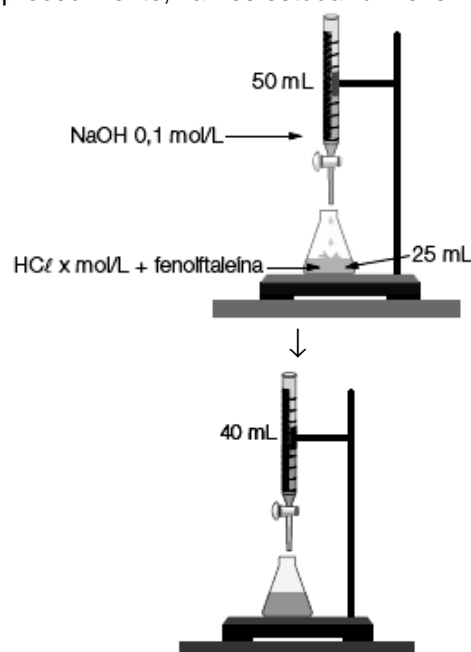
A titulação é muito usada no estudo das **reações ácido-base**, com a ajuda de **indicadores**. Para exemplificar, vejamos como se determina a concentração desconhecida de uma solução aquosa de HCl, com o auxílio de uma solução aquosa de NaOH de concentração conhecida e do indicador fenolftaleína.

a) A solução de NaOH, de concentração conhecida, contida na bureta, é adicionada a um volume conhecido de solução de ácido clorídrico, de concentração desconhecida, misturada previamente com a fenolftaleína contida no erlenmeyer. b) A formação de uma coloração rósea no erlenmeyer indica que todo o ácido foi consumido pela base adicionada. Nesse instante dizemos que foi atingido o **ponto de equivalência**:

$$n^{\circ} \text{ de mol de } H^{+} = n^{\circ} \text{ de mol de } OH^{-}$$

e lemos na bureta o volume de NaOH gasto.

Para entender quantitativamente esse procedimento, vamos estudar um exemplo:



1) (EEM-SP) Um sistema é formado pela mistura

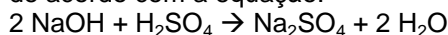
de 0,15 L de uma solução aquosa 1,0 M de HCl e 250 mL de uma solução aquosa 2,0 M de NaOH. Responda às questões a respeito desse sistema:

- a) A solução final (sistema) tem caráter ácido, básico ou neutro? Justifique.
- b) Qual a molaridade do reagente em excesso, caso exista, na solução final?
- c) Qual é a molaridade do sal produzido na solução final?

2) (UnB-DF) Calcule o volume, em litros, de uma solução aquosa de ácido clorídrico de concentração 1,00 mol/L necessário para neutralizar 20,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 3,00 mol/L.

3) (UFMG) O hidróxido de sódio (NaOH) neutraliza completamente o ácido sulfúrico (H_2SO_4),

de acordo com a equação:



O volume, em litros, de uma solução de H_2SO_4 , 1,0 mol/L que reage com 0,5 mol de NaOH é:

- a) 4,00 c) 1,00 e) 0,25.
b) 2,00. d) 0,50.

4) (UFPR) Necessita-se preparar uma solução

de NaOH 0,1 mol/L. Dadas as massas atômicas: Na = 23, O = 16 e H = 1, pergunta-se:

- a) Qual é a massa de NaOH necessária para se preparar 500 mL desta solução?
b) A partir da solução 0,1 mol/L de NaOH, como é possível obter 1 L de solução NaOH, porém, na concentração 0,01 mol/L?
c) Qual o volume de HCl 0,05 mol/L necessário para neutralizar 10 mL de solução 0,1 mol/L de NaOH?

Justifique suas respostas mostrando os cálculos envolvidos.

5) (UFPEL-RS—mod) A determinação do nitrogênio, em plantas, tornou-se uma análise de rotina, podendo-se determiná-lo em uma média de cem amostras por hora, mediante método desenvolvido pela Embrapa. No referido método, utilizam-se, entre outros, os reagentes H_2SO_4 — 1,2 molar, NaOH — 0,75 molar. (*Química Nova*. n. 1, 1996)

- a) Titulando-se 100 mL da solução da base com o referido ácido, que volume desse ácido seria utilizado?
b) Como é classificado o ácido sulfúrico quanto ao número de hidrogênios ionizáveis e à presença de oxigênio na estrutura?
c) Qual equação representa a reação de neutralização total de NaOH com o ácido?

EXERCÍCIOS EXTRAS

“Quem estuda e não pratica o que aprendeu, é como o homem que lava e não semeia”
(Provérbio Árabe)

1) A massa de BaCl_2 necessária para preparar 25 litros de solução 0,1 mol/L deste sal será:

- a) 208g
b) 520g
c) 260g
d) 416g
e) 71g

2) (ACAFE) A uréia, NH_2CONH_2 , é um produto do metabolismo de proteínas. Que massa de uréia é necessária para preparar 500 mL de uma solução 0,20 mol/L?

- a) 5,1g
b) 12,0g c) 18,0g
d) 24,0g
e) 6,0g

3) (ACAFE) A concentração de NaCl na água do mar é de 0,43 mol/L. O volume em L, de água do mar que deve ser evaporado completamente para a produção de 5 kg de sal de cozinha é aproximadamente:

- a) 12L
b) 25L
c) 40L
d) 200L
e) 430L

4) (ACAFE) Para uma solução a 20% em massa e densidade 4 g/mL, calcule a concentração em g/L.

- a) 80 g/L
b) 800 g/L
c) 8 g/L
d) 8000 g/L
e) 400 g/L

5) (ACAFE) Uma gota de água ocupa um volume aproximado de 0,05 mL. Sabendo-se que a densidade da água é 1,00 g/cm³. O número de moléculas por gota de água será:

- a) $1,67 \times 10^{21}$
b) $1,67 \times 10^{23}$
c) 6×10^{23}
d) 6×10^{21}
e) 3×10^{21}

6) Uma solução de AgNO_3 a 1,00% em água é utilizada para tratar os olhos de recém-nascidos. Sendo a densidade da solução 1,08 g/mL, a sua molaridade em mol/L é:

- a) 1,0 mol/L
b) 0,1 mol/L
c) 20 mol/L
d) 0,5 mol/L
e) 0,06 mol/L

7) (UFMG) Dissolveu-se 1,0 grama de permanganato de potássio em água suficiente para formar 1,0 litro de solução.

Sabendo-se que 1 mL contém cerca de 20 gotas, a massa de permanganato de potássio em uma gota de solução é:

- a) $5,0 \cdot 10^{-3}$ g
b) $1,0 \cdot 10^{-3}$ g
c) $5,0 \cdot 10^{-4}$ g
d) $5,0 \cdot 10^{-5}$ g
e) $2,0 \cdot 10^{-5}$ g

8) (UEL-PR) Em 200 g de solução alcoólica de fenolftaleína contendo 8,0% em massa de soluto, a massa de fenolftaleína, em gramas, contida na solução é igual:

- a) 16,0
b) 8,00
c) 5,00
d) 4,00
e) 2,00

9) (Unitau-SP) Para matar baratas, precisamos fazer uma solução aquosa a 30% de ácido bórico ($d = 1,34\text{g/cm}^3$), concentração molar de: (Dados: H = 1; B = 10,8; O = 16)

- a) 6,5M
b) 6,0M
c) 5,5M
d) 5,0M
e) 4,5M

10) (UFMG) Dissolveu-se 1,0g de permanganato de potássio em água suficiente para formar 1,0 litro de solução. Sabendo que 1ml contém cerca de 20 gotas, a massa de permanganato de potássio em uma gota de solução é:

- a) $5,0 \cdot 10^{-3}\text{g}$.
b) $1,0 \cdot 10^{-3}\text{g}$.
c) $5,0 \cdot 10^{-4}\text{g}$.
d) $5,0 \cdot 10^{-5}\text{g}$.
e) $2,0 \cdot 10^{-5}\text{g}$.

11) (FAAP-SP) Uma das maneiras de recuperar um soluto não volátil de uma solução aquosa consiste no aquecimento da solução com o objetivo de evaporar mais rapidamente a água nela contida. Numa indústria um recipiente contém 500 litros de uma solução aquosa de NaCl de concentração 25,0g/l. O volume dessa solução, expresso em litros, que deve sofrer aquecimento para propiciar a obtenção de 500g de NaCl(s) é:

- a) 50,0
b) 25,0
c) 20,0
d) 200
e) 500

12) (Unisantos-SP) A quantidade de sais dissolvidos na água do Mar Morto pode chegar a 20% em peso. Desejando-se obter 1 quilograma de sais totalmente secos por simples evaporação, quantos quilogramas de água serão necessários utilizar?

- a) 5000kg
b) 5kg
c) 500kg
d) 0,5kg
e) n.d.a.

13) (FEI-SP) Uma dona de casa, ao preparar um refresco, tipo Royal, adicionou um envelope de suco de refresco e 4 colheres de açúcar em 1,5 litro de água fria e homogeneizou. Qual é a

porcentagem dos sólidos dissolvidos na solução preparada? Considere:

1 colher de açúcar: 18g

1 envelope de refresco: 50g

densidade da água: 1,000g/ml

Não ocorre alteração de volume:

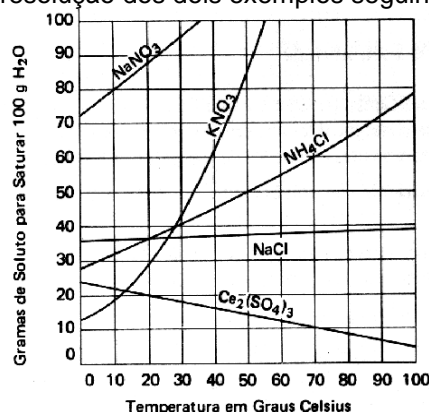
- a) 6,0%
b) 12%
c) 7,5%
d) 3,0%
e) 4,5%

14) (Fuvest-SP) A concentração de íons fluoreto em uma água de uso doméstico é de $5,0 \cdot 10^{-5}\text{mol/litro}$. Se uma pessoa tomar 3,0 litros dessa água por dia, ao fim de um dia, a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa ingeriu é igual a:

Dado: massa molar do fluoreto: 19,0g/mol

- a) 0,9
b) 1,3
c) 2,8
d) 5,7
e) 15

15) (ITA) O gráfico abaixo será usado na resolução dos dois exemplos seguintes:



A menor quantidade de água a 20 °C para dissolver 45 g de $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ é:

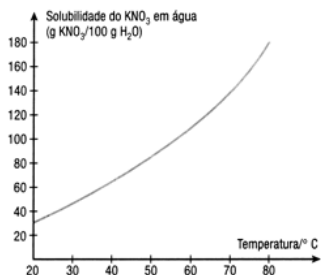
- I- 125 g
II- 200 g
III- 100 g
IV- 225 g
V- 250 g

16) Pense em possíveis aplicações dos conceitos apresentados até aqui, referentes a soluções e cite alguns exemplos.

17) Se fervermos uma solução de água+sal, e a água for evaporando, o que acontece com as propriedades da solução (concentração molar, título em massa, pressão, etc)?

18) (Unicamp-SP) Uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3) constituída, além do

sal, por 100g de água, está à temperatura de 70°C. Essa solução é resfriada para 40°C, ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido.



Calcule:

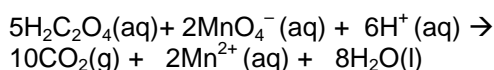
- a) a massa de sal que se precipitou;
- b) a massa de sal que permaneceu em solução.

19)(Fuvest-SP) 160g de uma solução aquosa saturada de sacarose a 30°C são resfriados para 0°C. Quanto de açúcar se cristaliza?

Temperatura (°C)	Solubilidade da sacarose (g/100g de H ₂ O)
0	180
30	220

20) 50g de NaOH dissolvidos em 200ml de água forneceram 210ml de solução. Calcule a densidade da solução em g/cm³.

21) O ácido oxálico é encontrado, em baixas concentrações, em alguns vegetais importantes na alimentação humana, tal como o espinafre. Apesar de ser uma substância tóxica, é bem tolerado pelo organismo humano em concentrações abaixo do limite de toxicidade. Os sucos concentrados de espinafre, entretanto, podem conter quantidades excessivas do ácido oxálico, que ultrapassem tais limites. Por este motivo, a indústria de sucos de espinafre exerce um controle rigoroso em seus produtos, analisando os teores de ácido oxálico, através de titulação com o íon permanganato, de acordo com a seguinte reação:



A) Represente a configuração eletrônica do manganês, tal como se encontra nos reagentes e produtos.

B) Sabendo-se que uma amostra de 20 mL de suco de espinafre reagiu completamente com 24 mL de uma solução 0,20 M em íons permanganato, calcule a concentração molar, em ácido oxálico, neste suco.

22)(UFV-00) A benzamida pode ser preparada pela reação entre amônia e cloreto de benzoila:

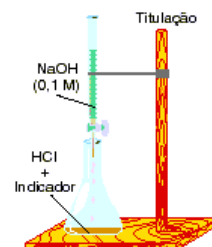
$$\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{C}_7\text{H}_5\text{OCl}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_7\text{H}_7\text{ON}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq})$$

A 50 mL de solução de amônia concentrada (6,0 mol L⁻¹) foram adicionados 14,05 g de cloreto de benzoila. A benzamida produzida foi filtrada, lavada com água fria e secada ao ar.

- a) A quantidade de amônia presente nos 50 mL da solução acima descrita é _____ mol.
- b) Nos 50 mL de solução de amônia há _____ moléculas de amônia.
- c) A massa molar do cloreto de benzoila é _____ g mol⁻¹.
- d) Em 14,05 g de cloreto de benzoila há _____ mol de cloreto de benzoila.
- e) A massa molar da benzamida é _____ g mol⁻¹.
- f) Considerando 100 % de rendimento, foram obtidos _____ g de benzamida.

23)(UFV - 92) Chama-se titulação a operação na qual se adiciona a solução padrão, gota a gota, à solução-problema (solução contendo substância a analisar) até o término da reação, evidenciada por exemplo, com substâncias indicadoras.

Numa titulação típica, dita acidimetria, titulou-se 10 ml de uma solução aquosa de HCl, gastando-se um volume de 20ml de NaOH de concentração igual a 0,1 mol/l, segundo o esquema ao lado: Partindo do enunciado e do esquema fornecidos, Pede-se:



- a) A equação balanceada da reação entre HCl e NaOH;
- b) A concentração da solução de HCl;
- c) Os valores de pH na solução-padrão e na solução-problema ($\log 2 \cong 0,30$);
- d) O valor de pH ao término da reação de neutralização do item a.

24)(UFV-02) A soda cáustica é um sólido constituído principalmente de hidróxido de sódio (NaOH). Para analisar a qualidade de uma certa marca de soda cáustica comercial, uma amostra de 0,480g foi dissolvida em água suficiente para formar 100,0 mL de solução. Uma alíquota de 10,00 mL desta solução foi titulada com solução de HNO₃ 0,100 mol L⁻¹, consumindo 6,00 mL da solução de HNO₃.

- a) Escreva a equação balanceada da reação que ocorre durante a titulação.
- b) A concentração da solução de NaOH preparada é de _____ mol L⁻¹.

c) A percentagem (em massa) de NaOH na soda cáustica analisada é de ____%.

Capítulo 11: TERMOQUÍMICA

Conceitos de Entalpia

O ESTUDO DO CALOR TROCADO NAS REAÇÕES QUÍMICAS

Antes de iniciar o assunto Termoquímica é importante definir alguns termos que serão usados com frequência:

- Sistema:** Denomina-se sistema uma parte do universo físico cujas propriedades estão sob investigação.
- Fronteira:** Limites que definem o espaço do sistema, separando-o do resto do universo.
- Vizinhança ou meio ambiente :** É a porção do universo próxima às fronteiras do sistema, que pode, na maioria dos casos, interagir com o sistema.

Quando uma reação química ocorre em um determinado sistema, isso acarreta uma troca de calor entre o sistema em reação e o meio ambiente.

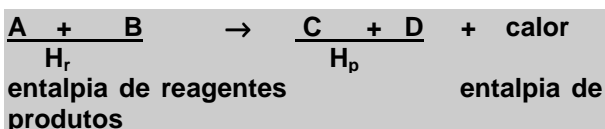
A termoquímica estuda justamente essas trocas de calor, assim como o seu aproveitamento na realização de trabalho.

Se o calor trocado entre o sistema e o meio ambiente é medido a pressão constante, ele é denominado Entalpia ou conteúdo calorífico e simbolizado por H. Sendo que **Entalpia (H) é o calor trocado a pressão constante.**

Em relação às trocas de calor, as reações químicas se classificam em dois tipos: reações exotérmicas e reações endotérmicas, conforme liberem ou absorvam o calor respectivamente.

REAÇÕES EXOTÉRMICAS

O prefixo exo significa “para fora”. Reações exotérmicas são aquelas que liberam energia na forma de calor. O esquema geral de uma reação exotérmica pode ser escrito da maneira a seguir, onde A, B, C e D representam substâncias genéricas:



A partir da Lei da Conservação da Energia, podemos afirmar que: “A energia total dos reagentes é igual à energia total dos produtos”.

Em outras palavras, toda a energia que entrou no primeiro membro da equação química deve sair integralmente no segundo membro da

equação. De onde tiramos a seguinte conclusão: se uma reação é exotérmica, então a entalpia dos reagentes (H_r) é maior que a entalpia dos produtos (H_p), pois uma parte da energia que estava contida nos reagentes foi liberada para o meio ambiente na forma de calor e apenas uma outra parte dessa energia ficou contida nos produtos.

Então reação exotérmica: $H_r > H_p$

Não é possível determinar diretamente a entalpia de cada substância participante de uma reação, mas podemos determinar experimentalmente a variação da entalpia ΔH , que ocorre quando uma reação química é realizada.

Variação da Entalpia:

$$\Delta H = H_{\text{final (produtos)}} - H_{\text{inicial (reagentes)}}$$

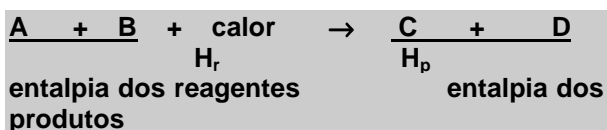
ou $H = H_r - H_p$

Como na reação exotérmica $H_r > H_p$, então neste tipo de reação o valor de ΔH será sempre negativo. Sendo que a reação exotérmica: $\Delta H > 0$.

Observe que não existe energia negativa; ou um sistema contém energia. O sinal negativo de ΔH quer dizer apenas que a energia foi liberada.

REAÇÕES ENDOTÉRMICAS

O prefixo *endo* significa “para dentro”. Reações endotérmicas são aquelas que absorvem energia na forma de calor. O esquema geral de uma reação endotérmica pode ser escrito da maneira a seguir, onde A, B, C e D representam substâncias genéricas.



Uma vez que a energia total se conserva do primeiro para o segundo membro de qualquer reação química, podemos afirmar que: se uma reação é endotérmica, a entalpia dos produtos H_p é maior que a entalpia dos reagentes H_r , pois uma determinada quantidade de energia foi absorvida pelos reagentes na forma de calor, durante a reação, ficando contida nos produtos. Sendo que reação endotérmica: $H_p > H_r$.

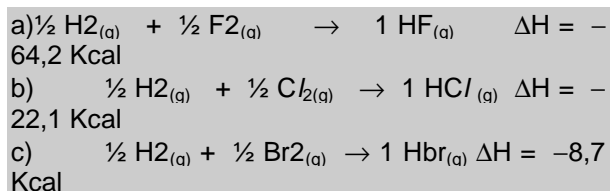
E sendo $\Delta H = H_p - H_r$, então na reação endotérmica o valor de ΔH será sempre positivo. Sendo que reação endotérmica: $\Delta H > 0$.

PRINCÍPIO DE THOMPSEN E BERTHELOT

Há um princípio fundamental da Termoquímica, determinado em 1867 pelos cientistas que lhe deram seus nomes, que afirma: **“Dentre um conjunto de reações químicas possíveis, ocorrerá primeiro, espontaneamente, aquela que for mais exotérmica.”** A reação exotérmica é aquela que libera maior quantidade de energia na forma de calor. Isto significa que os produtos formados nesse tipo de reação são menos energéticos, portanto, mais estáveis. Espontaneamente, as substâncias só irão reagir em busca de maior estabilidade e, desse modo, em busca de liberar a maior quantidade possível de energia. Sendo que podemos dizer:

mais estabilidade = menos energia = menor ΔH = reação mais espontânea

Tal que podemos utilizar o exemplo: Adicionando-se os gases F_2 , Cl_2 e Br_2 a um recipiente contendo gás hidrogênio, pode-se prever qual a reação que ocorrerá primeiro, através do valor de ΔH de cada uma.



Como a reação a é a que libera maior quantidade de energia, espontaneamente é a reação que ocorre em primeiro lugar.

FATORES QUE INFLUENCIAM O VALOR DA VARIAÇÃO DE ENTALPIA

O valor da variação de entalpia, ΔH , de uma reação química está sujeito a variações conforme mudem as condições em que a reação foi realizada. Sendo que os fatores que influenciam ΔH são:

1. TEMPERATURA

O valor de ΔH varia sensivelmente com a temperatura em que se deu a reação.

Se uma reação ocorre a uma temperatura X, obtém-se ΔH_x .

Se essa mesma reação ocorrer a uma temperatura $Y > X$, por exemplo, obtém-se um ΔH_y diferente de ΔH_x .

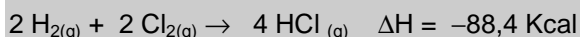
Isso ocorre porque a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura dos reagentes de X até Y é diferente da quantidade de calor necessária para elevar a temperatura dos produtos de X até Y.

2. PRESSÃO

O valor de ΔH em uma reação envolvendo substâncias sólidas e líquidas praticamente não varia com a mudança de pressão. No caso de reações que envolvem substâncias gasosas, o valor de ΔH começa a variar de modo significativo para pressões de ordem de 1000 atm. Com as reações normalmente são feitas sob pressão atmosférica normal (1 atm.), não é necessário levar em conta a variação no valor de ΔH com a pressão.

3. QUANTIDADE DE REAGENTES E PRODUTOS

A quantidade de calor envolvida em uma reação química é proporcional à quantidade de reagentes e produtos que participam da reação. Se por exemplo, a quantidade de reagentes e produtos for dobrada, a quantidade de calor irá dobrar igualmente como no exemplo:



4. FASE DE AGREGAÇÃO

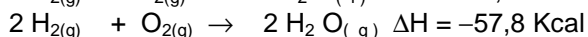
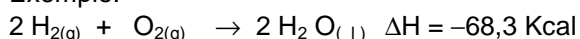
A energia das substâncias aumenta progressivamente à medida que elas passam da fase sólida para a líquida e a gasosa.

energia da fase sólida < energia da fase líquida < energia da fase gasosa

Seja por exemplo, uma reação química exotérmica:

- Quanto menos energética for a fase de agregação dos produtos formados, maior será a energia liberada na reação.
- Quanto mais energética for a fase de agregação dos produtos formados, menor será a energia liberada na reação, pois a energia ficará contida no produto.

Exemplo:



5. VARIEDADE ALOTRÓPICA

Entre as formas alotrópicas de um mesmo elemento há aquela mais estável e, portanto, menos energética, e também a menos estável, portanto, mais energética. Seja, por exemplo, uma reação química exotérmica:

- Partindo-se do reagente na forma alotrópica mais estável (menos energética) obtém-se menor quantidade de energia liberada na reação.
- Partindo-se do mesmo reagente na forma alotrópica menos estável (mais energética) obtém-se maior quantidade de energia liberada na reação.

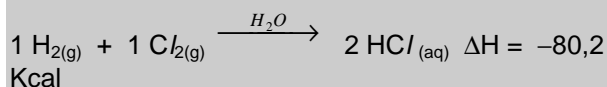
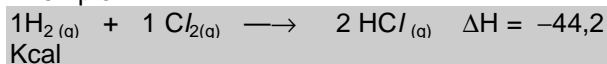
Exemplo:



6. PRESENÇA DE SOLVENTE

Quando dissolvemos uma determinada substância em um solvente qualquer, ocorre liberação ou absorção de energia na forma de calor. Assim, se fizermos uma reação na ausência de um solvente, o valor de ΔH será diferente daquele obtido quando fazemos a mesma reação na presença de um solvente.

Exemplo:



Sendo que a diferença: $80,2 - 44,2 = 36,0 \text{ Kcal}$ é igual à energia liberada na dissolução de 2 moléculas de HCl em água (cada 1 mol de HCl dissolvido em água libera 18,0 Kcal).

OBSERVAÇÕES GERAIS.:

Como o valor do ΔH de uma reação varia em função dos fatores vistos no item anterior, é preciso que na equação termoquímica constem as informações a seguir:

- A temperatura e a pressão nas quais se deu a reação.
- As substâncias que reagem e que são produzidas, com os respectivos coeficientes.
- A fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa) em que se encontra cada substância participante da reação.
- A variedade alotrópica de cada substância que participa da reação (no caso das substâncias apresentarem formas alotrópicas).
- A quantidade de calor que foi liberada ou absorvida durante a reação.

Tal que saiba-se que em termoquímica normalmente se trabalha em condições-padrão:

- Temperatura de 25°C ou 298 K .
- Pressão de 1 atm .

- Substância na fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa) comum nessas condições de pressão e temperatura.

Exemplo: A água é líquida a 25°C e 1 atm; portanto, em condições-padrão, trabalha-se com a água na fase líquida.

- Substância na forma alotrópica mais estável.

Nessas condições o valor de ΔH é tabelado para muitas reações. Como a seguir:

Tabela 1: — Entalpia de formação — estado padrão — em Kcal/mol			
H ₂ O _(g) -57,8	NO _(g) 21,6	C ₆ H _{6(l)} 19,8	
H ₂ O _(l) -58,3	NO _{2(g)} 8,1	CH _{4(g)} -17,9	
SO _{3(g)} -94,5	N ₂ O _(g) 19,5	C ₂ H _{6(g)} -20,2	
SO _{2(g)} -71,0	HCl _(g) 22,1	CaO _(s) -151,8	

OBSERVAÇÃO: muitas dessas entalpias de formação são calculadas de forma indireta, pois nem sempre a transformação direta de formação, ou síntese, entre os elementos formados é possível na prática. A grande utilidade das entalpias de formação está, como dissemos há pouco, no cálculo da variação de entalpia, ΔH , de transformações químicas. Usaremos as entalpias de formação como conteúdo de calor de cada substância. Somando esses conteúdos, teremos as entalpias dos reagentes e as entalpias dos produtos. Fazendo o cálculo, entalpias finais menos entalpias iniciais, chegaremos à variação de entalpia de transformação.

Tabela 2: Entalpias de combustão de alguns combustíveis importantes no estado padrão

		kcal/mol	cal/g
Hidrogênio	H _{2(g)}	-68,3	-33.887
Metano	CH _{4(g)}	-212,8	-13.265
Propano	C ₃ H _{8(g)}	-530,6	-12.034
Acetileno	C ₂ H _{2(g)}	-310,6	-11.930
Butano	C ₄ H _{10(g)}	-688,0	-11.837
Gasolina	C ₆ a C _{10(l)}	-1.320,0	-11.579
Querosene	C ₁₁ a C _{12(l)}	-1.731,6	-11.100
Óleo	C ₁₃ a C _{17(l)}	-2.306,6	-10.880
Diesel	C _{17(l)}		
Carvão	C _(s)	-96,7	-8.083
Álcool etílico	C ₂ H ₅ OH _(l)	-326,7	-7.102
Álcool metílico	CH ₃ OH _(l)	-173,6	-5.425
Monóxido de carbono	CO _(g)	-67,6	-2.414

OBSERVAÇÕES:

1. Todos os ΔH de combustão são negativos, pois são transformações exotérmicas.

2. Os combustíveis acima citados estão na ordem decrescente de cal/g, porque é nessa unidade que se comparam os poderes caloríficos na indústria.

3. Para a gasolina, querosene e óleo diesel, não existem fórmulas, pois essas matérias não são substâncias e sim misturas de substâncias. São misturas de hidrocarbonetos, compostos moleculares formados unicamente por carbono e hidrogênio. Quando citamos, na gasolina, C₆ a C₁₀, significa que os hidrocarbonetos que a formam possuem de 6 a 10 átomos de carbono por molécula.

Alguns combustíveis, tais como gás de rua (formado por CH₄ e H₂) e gás de botijão (C₃H₈ e C₄H₁₀), também são misturas.

Tabela 3: Energias de ligação em Kcal/mol no estado padrão.

F – F	37,5	C – F	128,0
Cl – Cl	58,0	C – Cl	93,0
Br – Br	46,3	C – Br	67,0
I – I	36,4	C – I	50,0
H – F	135,9	H – H	104,2
H – Cl	103,1	O = O	118,0
H – Br	87,4	N ≡ N	225,8
H –	71,4	H – O	102,3

TIPOS DE VARIAÇÃO DE ENTALPIA

OS DIFERENTES CALORES DE REAÇÃO

Para simplificar o estudo, dividimos os calores envolvidos nas reações químicas (ΔH) em grupos, a saber: ΔH de combustão, de neutralização, de dissolução e de formação.

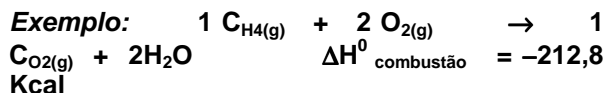
Em todos esses casos, convencionou-se que o valor de ΔH deve ser tomado em condições padrão, que são as seguintes:

- ♦ pressão de 1 atmosfera;
- ♦ temperatura de 25°C ou 298 K;
- ♦ substâncias na fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa) comum nessas condições de pressão e temperatura;
- ♦ substâncias na forma alotrópica mais estável.

Indicamos que o ΔH está em condições-padrão pela notação: ΔH^0 .

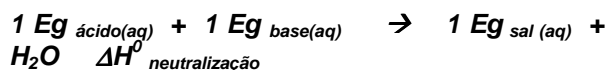
ENTALPIA-PADRÃO DE COMBUSTÃO

Denomina-se entalpia-padrão de combustão a variação de entalpia (ΔH^0) envolvida na **combustão** completa de 1 mol de moléculas de determinada substância, em que todos os participantes da reação se encontram em condições-padrão.



ENTALPIA-PADRÃO DE NEUTRALIZAÇÃO

Denomina-se entalpia-padrão de neutralização a variação de entalpia (ΔH^0) envolvida na neutralização de 1 equivalente-grama de um ácido por 1 equivalente-grama de uma base, ambos em soluções aquosas diluídas.



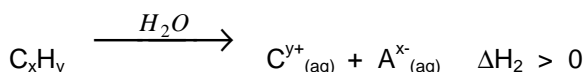
Observe que o ΔH^0 de neutralização entre ácidos e bases fortes é constantes. Isso ocorre porque todos os ácidos fortes, bases fortes e os sais obtidos pela reação desses compostos se encontram praticamente 100% ionizados ou dissociados em soluções aquosas diluídas.

ENTALPIA PADRÃO DE DISSOLUÇÃO

Denomina-se entalpia-padrão de dissolução a variação de entalpia (ΔH^0) envolvida na dissolução de 1 mol de determinada substância numa quantidade de água suficiente para que a solução obtida seja diluída.

O processo de dissolução de uma substância em água se dá em duas fases, cada uma envolvendo respectivamente um ΔH_1 e um ΔH_2 , sendo que: $\Delta H_0_{\text{dissolução}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

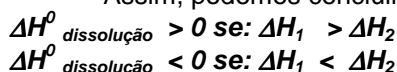
1º.) Quebra das ligações interatômicas em compostos iônicos ou capazes de formar íons e intermoleculares em compostos covalentes. Esta fase é sempre endotérmica.



2º.) Hidratação das partículas (íons) do soluto. O envolvimento ordenado das moléculas de água ao redor das partículas (íons) do soluto é sempre um processo exotérmico.



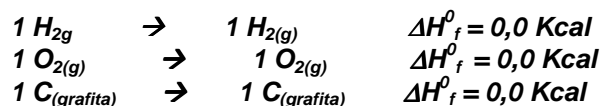
Assim, podemos concluir:



ENTALPIA-PADRÃO DE FORMAÇÃO

Denomina-se entalpia-padrão de formação a variação de entalpia (ΔH^0_f) envolvida na reação de formação de 1 mol de moléculas de determinada substância, a partir de substâncias simples em condições-padrão.

Pela própria definição de entalpia-padrão de formação concluímos que a entalpia-padrão de qualquer substâncias simples em condições-padrão é igual a zero.



A DIFICULDADE DE DETERMINAR NA PRÁTICA O VALOR DE ΔH

Há uma série de fatores que muitas vezes tornam invariável a determinação prática de variação de entalpia de uma reação. Normalmente o valor de ΔH é medido em aparelhos denominados calorímetros, mas esses aparelhos só funcionam com precisão para determinados tipos de reações.

Uma outra dificuldade que surge em relação à determinação experimental de ΔH é o próprio número de reações químicas, que ultrapassam a casa dos milhões.

Por esses motivos, é bastante útil aprender a calcular teoricamente o valor de ΔH é o próprio número de reação química a partir de um conjunto pequeno de informações experimentais.



c

Lei de Hess

Germain Henri Hess (1802 - 1850), médico e químico que, apesar de nascido na Suíça, passou toda a sua vida na Rússia, é considerado um precursor da Termoquímica. Entre inúmeros trabalhos nesta área, Hess determinou em 1840 a seguinte lei:

A variação de entalpia envolvida numa reação química, sob determinadas condições experimentais, depende exclusivamente da entalpia inicial dos reagentes e da entalpia final dos produtos, seja a reação executada em uma única etapa ou em várias etapas sucessivas.

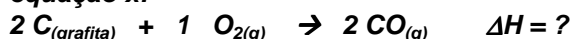
Em outras palavras, o valor de ΔH de um processo não depende do número de etapas nem do tipo de cada etapa do processo. Isso reafirma a expressão :

$$\Delta H_{\text{reação}} = H_p - H_r$$

Essa constatação é importante porque permite trabalhar com equações químicas como se fossem equações matemáticas, isto é, permite calcular o ΔH de uma determinada reação x (incógnita) pela soma de reações de ΔH conhecidos, cujo resultado seja a reação de x .

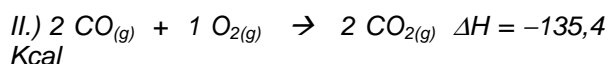
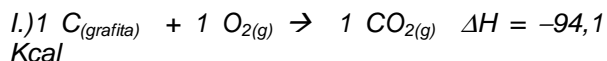
Exemplo: Considerando que a reação de combustão de carbono grafita produzindo monóxido de carbono.

equação x:



É impossível medir com precisão o ΔH desta reação, pois, na prática, não se consegue parar a oxidação do carbono exatamente no estágio $\text{CO}_{(\text{g})}$. Sempre acaba se formando um pouco de $\text{CO}_{2(\text{g})}$.

Podemos medir no calorímetro, porém, o ΔH das seguintes reações:



Usando alguns artifícios matemáticos, podemos “manipular” as equações I e II., de modo que ao somá-las o resultado seja a equação x .

⇒ Na equação x temos como primeiro reagente 2 mols de $\text{C}_{(\text{grafita})}$.

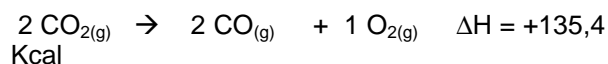
O $\text{C}_{(\text{grafita})}$ aparece na equação I, porém na quantidade de 1 mol. Devemos então multiplicar toda equação I por 2 para igualá-la à equação x neste aspecto.

Lembre-se de que, ao multiplicar ou dividir os coeficientes de uma reação termoquímica por um número qualquer, deve-se multiplicar ou dividir o valor de ΔH desta reação pelo mesmo número.



Na equação x temos como produto 2 mols de $\text{CO}_{2(\text{g})}$. Na equação II. aparecem 2 mols de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ no reagente. Devemos então inverter a equação II. para torná-la igual à equação x neste aspecto.

Devemos lembrar que, ao inverter uma reação termoquímica, deve-se inverter o sinal do ΔH , pois, se num determinado sentido a reação libera calor, para voltar, em sentido contrário, a reação terá que absorver a mesma quantidade de calor que havia liberado, e vice-versa.
invertendo II.

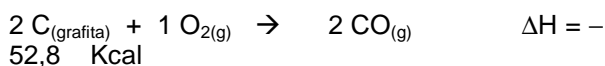
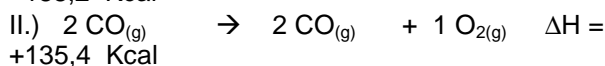
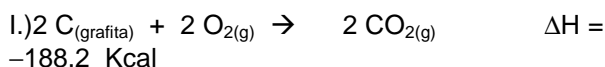


⇒ Não consideramos o reagente $\text{O}_{2(\text{g})}$ da equação x porque ele aparece tanto na equação I como na equação II. Frequentemente, quando isso ocorre, o reagente (ou produto) acaba se ajustando sozinho durante a soma algébrica das equações.

O processo para somar as equações químicas é o seguinte:

1. Se uma substância aparece na mesma quantidade no reagente de uma equação e no produto de outra equação a soma será igual a zero.
2. Se uma substância aparece em maior quantidade no reagente de uma equação e em menor quantidade no produto de outra equação, devemos subtrair essas quantidades em módulo e colocar o resultado no reagente da equação final.
3. Se uma substância aparece em maior quantidade no produto de uma equação e em menor quantidade no reagente de outra equação, devemos subtrair essas quantidades em módulos e colocar o resultado no produto da equação final.
4. Se uma substância aparece no reagente de duas ou mais equações diferentes, devemos somar todas as quantidades e colocar o total no reagente da equação final. O mesmo raciocínio deve ser seguido no caso de uma substância que aparece no produto de duas ou mais equações diferentes.
5. Se uma substância aparece no reagente ou no produto de apenas uma equação entre as várias que estão sendo somadas, devemos colocar essa substância respectivamente no reagente ou no produto da equação final na quantidade em que ela se apresenta.

Somando-se as equações I e II, devidamente “arrumadas”, seguindo as regras anteriores, iremos obter a equação **x**.



Como de fato o resultado da soma das equações I e II “arrumadas” foi a equação **x**, então o ΔH da reação **x** é igual à soma do ΔH_{I} e do ΔH_{II} dessas reações.

CONCLUSÃO

Como a variação de energia num processo global não depende das etapas e nem do número delas, podemos somar as equações termoquímicas que representam as etapas sempre que os estados iniciais e finais forem os mesmos, pois a variação total de energia da transformação global será a mesma.

Assim, a lei de Hess nos garante que podemos somar as equações termoquímicas de todas as etapas e seus respectivos ΔH com a finalidade de determinar variações de entalpia difíceis de serem medidas em laboratório.

Por isso, a lei de Hess é também conhecida como **Lei da Soma dos Calores de Reações**.

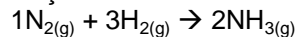
"Grandes almas sempre encontraram forte oposição de mentes medíocres."

Albert Einstein

Capítulo 12: Cinética Química

Estuda as velocidades das reações químicas, bem como os fatores que podem modificá-las.

Considere a reação:



A V_m pode ser calculada considerando $\Delta[]$ (variação da concentração molar em módulo):

V_m de consumo de $\text{N}_2 = \frac{|\Delta[\text{N}_2]|}{\Delta t}$ velocidade média de consumo de N_2 .

V_m de consumo de $\text{H}_2 = \frac{|\Delta[\text{H}_2]|}{\Delta t} \rightarrow$ velocidade média de consumo de H_2 .

V_m de produção de $\text{NH}_3 = \frac{|\Delta[\text{NH}_3]|}{\Delta t} \rightarrow$ velocidade média de produção de NH_3 .

Unidade: $\frac{\text{mol/l}}{\text{s}} ; \frac{\text{mol/l}}{\text{h}} ; \frac{\text{mol/l}}{\text{min}}$

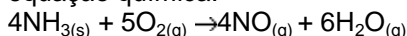
Para a velocidade média da reação temos:

$$v_m = \frac{1}{1} \left| \frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} \right| = \frac{1}{3} \left| \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \right| = \frac{1}{2} \left| \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} \right|$$

Observação: Para calcular a velocidade média da reação, basta dividir a velocidade de um dos participantes pelo seu próprio coeficiente.

Exemplos

A combustão da amônia é representada pela equação química:



Mediu-se a velocidade da reação em determinado momento e observou-se que a amônia estava sendo queimada numa velocidade de 0,24 mol/l.s. Qual a velocidade de consumo do gás oxigênio?

Solução:

$$v_m = \frac{V_m \text{N}_2}{1} = \frac{V_m \text{H}_2}{3} = \frac{V_m \text{NH}_3}{2}$$

$$\text{Comp: } = \frac{V_m \text{NH}_3}{4} = \frac{V_m \text{O}_2}{5}$$

$$\frac{0,24}{4} = \frac{V_m \text{O}_2}{5}$$

$$V_m \text{O}_2 = 0,3 \text{ mol/l.s}$$

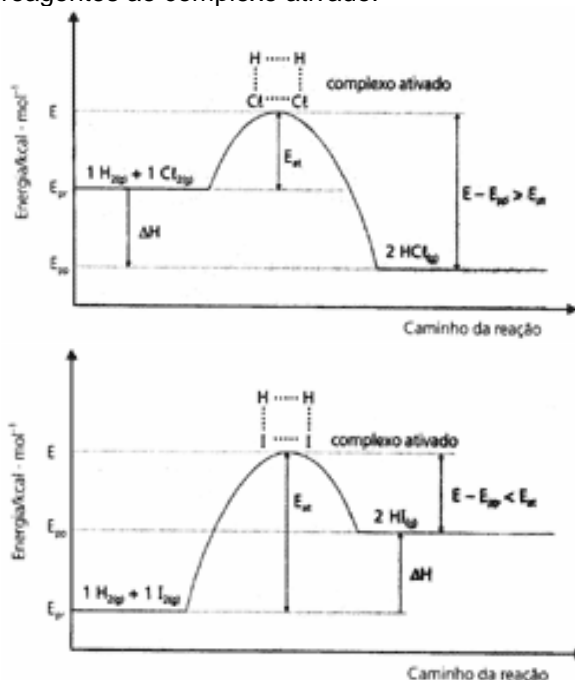
Condições para que uma reação ocorra

1. **Afinidade química** → Os reagentes devem ter tendência a entrar em reação.
2. **Contato entre os reagentes** → A fim de que possa haver interação química.
3. **Choque bem orientado:**

Algumas orientações possíveis durante a colisão	Resultado
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação favorável: a colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

4. Energia de Ativação

É a mínima quantidade de energia para que a colisão entre as partículas dos reagentes resulte em reação. É a energia necessária para levar os reagentes ao complexo ativado.

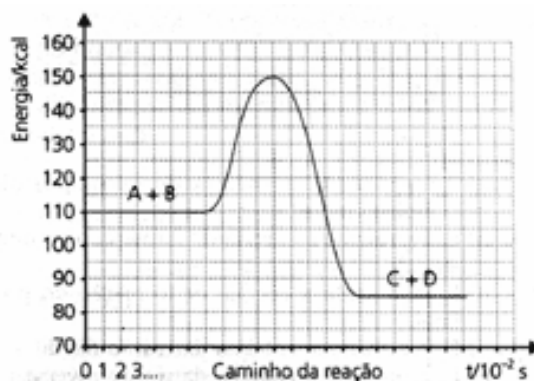


Observação: – Quanto menor a energia de ativação maior a velocidade da reação.

Complexo ativado: é uma estrutura intermediária e instável entre os reagentes e os produtos.

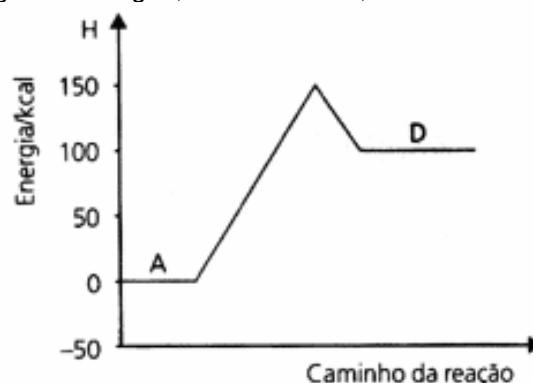
Exemplos

01. (FAFI-MG) No diagrama abaixo, o valor da energia de ativação corresponde (em kcal) a:



- 25
- 85
- 110
- 65
- 40

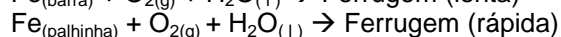
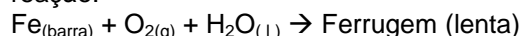
02. (Odonto-Diamantina – MG) Considerando o gráfico a seguir, estão corretas, exceto:



- A energia de ativação da reação $A \rightarrow D$ é igual a 50 kcal/mol.
- O ΔH da reação direta é +100 kcal/mol.
- A reação $D \rightarrow A$ é exotérmica.
- A energia de ativação da reação direta é três vezes maior que a energia de ativação da reação inversa.
- A entalpia do complexo ativado é 150 kcal.

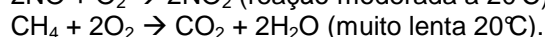
1. Superfície de contato

O aumento da superfície de contato aumenta o n.º de colisões, aumentando a probabilidade de elas serem efetivas, aumentando, dessa forma, a velocidade da reação.



2. Natureza de reagentes e produtos

Quanto maior o n.º de ligações a serem rompidas nos reagentes e quanto mais fortes forem essas ligações, mais lenta será a reação, e vice-versa.



3. Luz

Acelera reações fotoquímicas.

no escuro

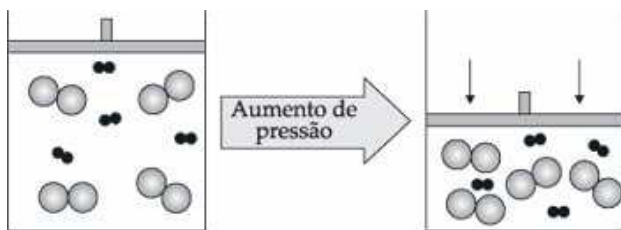
Ex.: $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)}$ (reação muito lenta)

Luz

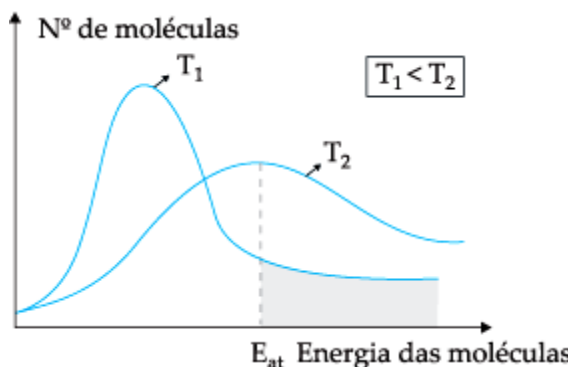
$\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)}$ (reação Rápida)

4. Pressão

O aumento da pressão num sistema que contém pelo menos um participante gasoso, implica em diminuir o volume do sistema, aumentando o n.º de colisões entre os reagentes e, conseqüentemente, a velocidade da reação.

**5. Temperatura**

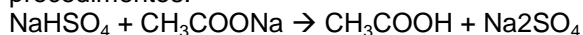
O aumento da temperatura faz aumentar a agitação molecular, a energia cinética, o número de partículas com energia maior ou igual à energia de ativação, o número de choques, aumentando a velocidade da reação.



Observação: O aumento da temperatura, aumenta a velocidade de reações endotérmicas e exotérmicas.

Exemplos

(Fuvest – SP) A reação representada pela equação abaixo é realizada segundo dois procedimentos:



I. Triturando os reagentes sólidos.

II. Misturando soluções aquosas concentradas dos reagentes.

Utilizando mesma quantidade de NaHSO_4 e mesma quantidade de CH_3COONa nesses procedimentos, à mesma temperatura, a formação de ácido acético:

a) é mais rápida em II porque, em solução, a frequência de colisões entre os reagentes é maior;

b) é mais rápida em I porque na fase sólida a concentração dos reagentes é maior;

c) ocorre em I e II com igual velocidade, porque os reagentes são os mesmos;

d) é mais rápida em I porque o ácido acético é liberado na forma de vapor;

e) é mais rápida em II porque o ácido acético se dissolve na água.

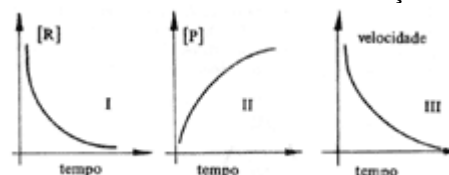
6. Catalisadores

Substâncias que aumentam a velocidade da reação porque diminuem a energia de ativação necessária para que os reagentes se transformem no complexo ativado.

Observação – Podem participar de uma etapa da reação, porém são totalmente restituídos no fim da mesma.

Exemplo: Enzimas.

Gráficos de velocidade de uma reação



I – Concentração dos reagentes diminuem com o tempo.

II – Concentração dos produtos aumentam com o tempo.

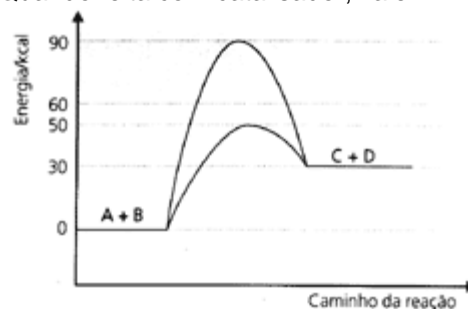
III – Velocidade diminui, pois $V = K \cdot [R]$

Exemplo

(Uneb–BA) A energia de ativação da reação:



Quando feita com catalisador, vale:



a) 10kcal

b) 20kcal

c) 30kcal

d) 50kcal

e) 90kcal

7. Concentração de reagentes e produtos

Ao aumentar a concentração de reagentes, aumenta-se o número de choques, a probabilidade de a colisão ser efetiva, aumentando a velocidade da reação.

LEI DA AÇÃO DAS MASSAS

‘Em 1867 (guldberg e waage) enuciaram a lei da ação das massas “ a velocidade de uma reação é proporcional ao produto das massas ativas dos reagentes”.

Obs.: Como a velocidade de uma reação é dependente da temperatura esta velocidade é determinada a cada temperatura.

Quando possuímos uma solução a massa ativa é denominada concentração.

Considere uma reação reversível temos que:



A velocidade da reação direta pode ser expressa por :

$$V_{Rd} = k_d [A]^\alpha [B]^\beta \quad \text{Onde : } K_d \text{ constante da reação direta}$$

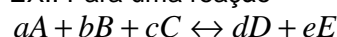
[A] e [B] são concentrações dos reagentes

α e β são os expoentes

α e β , quando uma reação é desenvolvida em apenas uma etapa os valores de α e β são os valores dos coeficientes estequiométricos dos reagentes .

Quando uma reação se processa em 2 ou mais etapas os valores de α e β são determinados experimentalmente

EX.: Para uma reação



A expressão para a velocidade da reação direta

seria: $V = K_d [A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma$, porém esta reação

se pode se processar em mais de uma etapa e nos teremos que determinar experimentalmente qual é a etapa lenta desta reação

O procedimento para se determinar qual é a etapa mais lenta de uma reação é a seguinte:

	[A]	[B]	[C]	Velocidade mol/l.mim
1o experimento	2M	3M	1M	0,5
2o experimento	4M	3M	1M	2,0
3o experimento	4M	6M	1M	2,0
4o experimento	4M	6M	2M	16,0

Co estes resultados experimentais podemos determinar quais reagentes interferem na reação e qual é a influencia numérica de cada reagente, como segue abaixo.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma}{k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma} = \frac{0,5}{2,0}$$

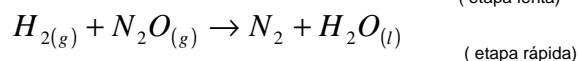
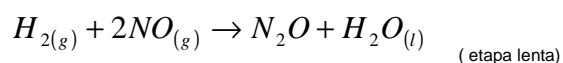
$$\frac{V_2}{V_3} = \frac{k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma}{k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma} = \frac{2,0}{2,0}$$

$$\frac{V_3}{V_4} = \frac{k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma}{k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma} = \frac{2,0}{16}$$

Como pode-se imaginar a etapa que determina a velocidade de uma reação é a etapa lenta .

Se um exercício lhe informara qual é a etapa lenta facilmente podemos determinar qual é a velocidade da reação

Ex



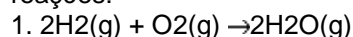
$$V = K[H_2]^1 \cdot [NO]^2$$

Ordem de uma reação

É chamado ordem de uma reação a soma dos coeficientes dos reagentes que determinam a velocidade da reação

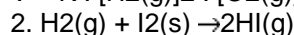
Ex.: $V = K[H_2]^1 \cdot [NO]^2$ 3a ordem , 1a ordem em relação ao H2 e segunda ordem em relação ao NO.

Obter pela Lei Guldberg Waage, a velocidade das reações:



Solução:

$$V = K \cdot [H_2(g)]^2 \cdot [O_2(g)]^1$$



Solução:

$$V = K_1 \cdot [H_2(g)]$$

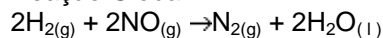
Observação – Substância sólida não entra na lei, pois, no estado físico sólido a concentração molar é considerada constante.

Mecanismo de Reação

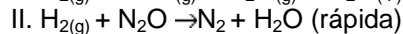
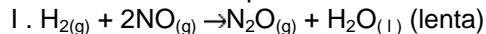
Uma reação pode ocorrer em várias etapas; conhecê-las significa descobrir o mecanismo da reação.

Ex.:

Reação Global



Ocorre em duas etapas:



Observação – Cada etapa é chamada de reação elementar.

Importante: Quem determina a velocidade da reação global é a etapa lenta, pois a etapa rápida necessita do término da mesma para que ela inicie.

Portanto, para a lei da velocidade da reação global acima, temos:

$$V = K \cdot [H_{2(g)}]^1 \cdot [NO_{2(g)}]^2$$

Os coeficientes foram retirados da reação I, pois ela é a lenta.

Ordem de uma reação

É a dependência entre a concentração molar (molaridade []) do reagente e a velocidade da reação. Simplificando, a ordem de uma reação é a soma do expoente das concentrações molares dos reagentes.

Exemplo:

Reação global: $A + 2B \rightarrow AB_2$

I etapa: $A + B \rightarrow AB$ (lenta)

II etapa: $AB + B \rightarrow AB_2$ (rápida)

Lei da Velocidade

$$V = K \cdot [A]^1 \cdot [B]^1$$

Ordem da velocidade tem reação $A \rightarrow 1^\circ$ ordem

Ordem da velocidade em relação B $\rightarrow 1^\circ$ ordem

Ordem da reação global é a soma dos dois expoentes: $(1 + 1) \rightarrow 2^\circ$ ordem.

Dê a lei da velocidade da reação e a ordem da mesma:

Reação global: $NO_2 + CO \rightarrow CO_2 + NO$

Mecanismos:

$2NO_2 \rightarrow NO_3 + NO$ (etapa lenta)

$NO_3 + CO \rightarrow NO_2 + CO_2$ (etapa rápida)

Solução:

Sabemos que a lei da velocidade é determinada pela etapa lenta.

Temos:

$$V = K \cdot [NO_2]^2$$

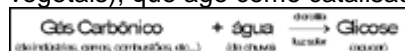
E a reação é de segunda ordem.

Catálise

Geralmente, para que uma transformação química ocorra, é necessário provocá-la, fornecendo calor, eletricidade ou luz (formas diferentes de energia).

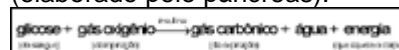
Entretanto existem substâncias que, pela simples presença, provocam a reação química entre duas substâncias que tendem a permanecer apenas misturadas. Essas substâncias “mágicas” são chamadas **catalisadores**.

Um exemplo importante de reação catalisada é a **fotossíntese**, que ocorre nas folhas dos vegetais. Na fotossíntese, o gás carbônico e a água da chuva são transformados em alimentos graças à presença da substância clorofila (existente nas folhas verdes dos vegetais), que age como catalisador:



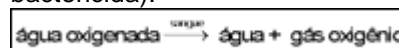
Outros exemplos de catálise são:

a) Queima da glicose, açúcar existente no sangue: é catalisada pelo hormônio insulina (elaborado pelo pâncreas):



b) Digestão dos alimentos: é realizada num curto espaço de tempo e em temperatura relativamente baixa ($36,5^\circ C$), graças a inúmeros catalisadores existentes no sangue, chamados **enzimas**.

c) Desinfecção de um ferimento com água oxigenada: esta é decomposta pelo sangue em água, com liberação de gás oxigênio (agente bactericida).



O catalisador dessa transformação é uma proteína existente no sangue chamada **catalase**.

d) Enferrujamento do ferro em presença do vapor da água:



Este é o motivo por que se usa alumínio ou plástico nas construções no litoral.

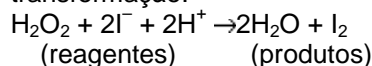
e) Na indústria: os catalisadores permitem que sejam realizadas transformações químicas difíceis num curto espaço de tempo, com alta economia de energia (elétrica ou calorífica).

EXERCÍCIOS

01. (UFMG) As reações de combustão do carvão, da madeira, do fósforo, do álcool, da gasolina, enfim das substâncias combustíveis de modo geral, são espontâneas. No entanto, apesar de estarem em contato com o oxigênio do ar e de se queimarem com alta velocidade, nenhuma delas extinguiu-se da natureza por combustão. Qual a melhor explicação para esse fato?

- Ocorrer influência de catalisadores negativos de reação.
- Serem as referidas reações endotérmicas.
- Serem as referidas reações exotérmicas.
- Haver necessidade de fornecer energia de ativação para que as reações ocorram.
- Ocorrer a influência da baixa concentração de anidrido carbônico, dificultando as reações.

02. (Fuvest-SP) Em solução aquosa, ocorre a transformação:



Em quatro experimentos, mediu-se o tempo decorrido para a formação de mesma concentração de I_2 , tendo-se mistura de reação as seguintes concentrações iniciais de reagentes:

Experimento	Concentrações iniciais (mol/L)			Tempo (s)
	H ₂ O ₂	I ⁻	H ⁺	
I	0,25	0,25	0,25	56
II	0,17	0,25	0,25	87
III	0,25	0,25	0,17	56
IV	0,25	0,17	0,25	85

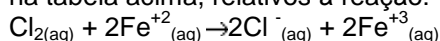
Esses dados indicam que a velocidade da reação considerada depende apenas da concentração de:

- H₂O₂ e I⁻
- H₂O₂ e H⁺
- H₂O₂
- H⁺
- I⁻

03. (UF-GO)

Número do experimento	[Cl ₂] inicial	[Fe ²⁺] inicial	Velocidades iniciais relativas
I.	0,10	1	1
II.	0,20	1	2
III.	0,10	0,5	0,5
IV.	0,05	0,05	0,025

Com relação aos dados experimentais constantes na tabela acima, relativos à reação:



a expressão que sugere a lei de velocidade de reação é:

- $V = k [\text{Cl}_2] \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2$
- $V = k [\text{Cl}_2] \cdot [\text{Fe}^{2+}]$
- $V = k [\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2$
- $V = k [\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{Fe}^{2+}]$
- $V = k [\text{Cl}_2]^0 \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2$

Cinética química

1. Considere a reação $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Foi aquecida uma certa massa de carbonato de cálcio e o volume de gás carbônico obtido foi sendo observado e medido em função do tempo. Foi obtida a tabela abaixo:

Mols de CO ₂	Tempo (min)
0	0
20	10
35	20
45	30
50	40
52	50

- Qual a velocidade média dessa reação no intervalo de 0 a 10 min?
- Calcule a velocidade média dessa reação nos demais intervalos.

Resposta:

- 2 mol/min
- $V_{m10-20} = 1,5 \text{ mol/min}$; $V_{m20-30} = 1,0 \text{ mol/min}$; $V_{m30-40} = 0,5 \text{ mol/min}$; $V_{m40-50} = 0,2 \text{ mol/min}$.

2. Dada a reação $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$, calcule a velocidade em relação a cada participante e a velocidade média, conforme a tabela, nos seguintes casos:

Tempo (s)	Quantidade de matéria (em mols) de SO ₂ existente	Quantidade de matéria (em mols) de O ₂ existente	Quantidade de matéria (em mols) de SO ₃ existente
0	6,0	4,0	0,0
2	5,0	3,5	1,0
6	2,2	2,1	3,8
12	1,0	1,5	5,0

- De 0s a 2s
- De 2s a 6s
- De 6s a 12s
- De 2s a 12s

Respostas

- $V_{\text{SO}_2} = 0,5$; $V_{\text{O}_2} = 0,25$; $V_{\text{SO}_3} = 0,5$; $V_m = 0,25$
- $V_{\text{SO}_2} = 0,7$; $V_{\text{O}_2} = 0,35$; $V_{\text{SO}_3} = 0,7$; $V_m = 0,35$
- $V_{\text{SO}_2} = 0,2$; $V_{\text{O}_2} = 0,10$; $V_{\text{SO}_3} = 0,2$; $V_m = 0,10$
- $V_{\text{SO}_2} = 0,4$; $V_{\text{O}_2} = 0,20$; $V_{\text{SO}_3} = 0,4$; $V_m = 0,20$

3. Na reação $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, a velocidade média dessa reação num certo intervalo de tempo, é 8 mol/s em relação a água oxigenada. Qual a velocidade em relação ao oxigênio no mesmo intervalo de tempo?

Resposta: 4 mol/s

4. Realizou-se a reação de decomposição do ácido carbônico: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Mediu a concentração em quantidade de matéria de gás carbônico nos tempos 10s e 20s e obteve o seguinte resultado em mol/L:

10s : 0,2 M

20s : 0,8 M

Qual a velocidade média dessa reação no intervalo de 10s a 20s?

Resposta: 0,06M

5. Dada a tabela abaixo em relação à reação $2\text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$:

Tempo (min)	Mols de HBr
0	0,200
5	0,175
10	0,070
15	0,040
20	0,024

- Qual a velocidade média desta reação em relação ao HBr, no intervalo de 0 a 5 minutos?
- Qual a velocidade média dessa reação, no intervalo citado anteriormente, em relação ao gás hidrogênio?
- Determine a velocidade média dessa reação para o HBr e para o Br₂, no intervalo de 10 a 15 min.

Resposta:

- a) 0,005
b) 0,0025
c) 0,006 (HBr) e 0,003 (Br₂)

6. Foi misturado 2 mols de gás hidrogênio com 3 mols de gás cloro num recipiente fechado. Suponha que do início da mistura até 15s, a reação $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ocorra conforme os dados da tabela.

Tempo (s)	Quantidade de matéria (em mols) de H_2 existente	Quantidade de matéria (em mols) de Cl_2 existente	Quantidade de matéria (em mols) de HCl existente
0	2,0	3,0	0
1	1,75	2,75	0,5
3	1,5	2,5	1,0
6	1,25	2,25	1,5
10	1,0	2,0	2,0
15	0,75	1,75	2,5

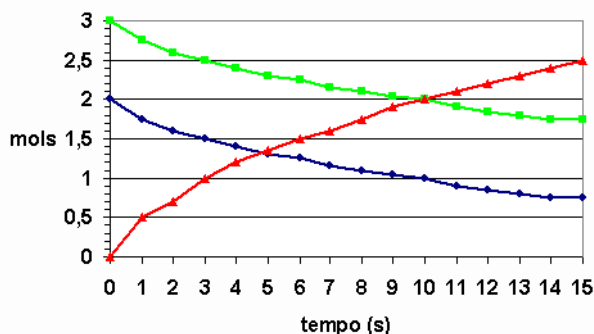
a) Calcule a velocidade em relação a cada participante e a velocidade média da reação no intervalo de 10 a 15s.

b) Usando papel milimetrado, construa no mesmo sistema de coordenadas o gráfico que mostra a variação da quantidade existente (em mol) de cada participante em função do tempo. Represente a quantidade em mol na ordenada e o tempo na abscissa.

Respostas:

a) $V_{H_2} = 0,025$; $V_{Cl_2} = 0,025$; $V_{HCl} = 0,05$; $V_m = 0,025$ mol/s

b)



7. (Unicamp-SP) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções de ácido clorídrico a diversas concentrações e temperaturas havendo total "dissolução" do metal e desprendimento de gás hidrogênio. Observaram-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de magnésio "dissolvida"	Tempo para dissolver
I	2,0g	10 min
II	0,40g	2,0 min
III	0,40g	1,0 min
IV	0,50g	1,0 min

a) Em qual caso a velocidade média da reação foi maior?

b) Em qual caso desprendeu-se maior quantidade de hidrogênio?

Respostas:

a) $V_I = 0,2g/min$; $V_{II} = 0,2g/min$; $V_{III} = 0,4g/min$; $V_{IV} = 0,5g/min$. A velocidade maior é 0,5g/min, ou seja, a amostra IV.

b) Quanto maior a massa de magnésio consumida, maior a quantidade de hidrogênio desprendida. Então, a amostra IV desprende mais hidrogênio.

8. (PUC-PR) A revelação de uma imagem fotográfica em um filme é um processo controlado pela cinética química da redução do halogeneto de prata por um revelador. A tabela abaixo mostra o tempo de revelação de determinado filme usando um revelador D-76.

Quantidade existente do revelador (mol)	Tempo de revelação (min)
24	6
22	7
21	8
20	9
18	10

A velocidade média de revelação no intervalo de tempo de 7 min a 10 min é, em mol/min:

a) 3,14

b) 2,62

c) 1,80

d) 1,33

e) 0,70

Resposta: d

9. (UFPE) Considere a reação: $2N_2O \rightarrow 4NO_2 + O_2$. Admita que a formação de gás oxigênio tem uma velocidade média constante e igual a 0,05 mol/s. A massa de NO_2 formada em 1 min é:

a) 96g

b) 55,2g

c) 12g

d) 552g

e) 5,52g

Resposta: d

10. (PUC-MG) A poluição pelo NO_2 é uma das causas de destruição da camada de ozônio. Uma das reações que pode ocorrer no ar poluído é a reação do dióxido de nitrogênio com o ozônio: $2NO_2 + O_3 \rightarrow N_2O_5 + O_2$. Admita que a formação do O_2 tem uma velocidade média constante igual a 0,05 mol/L /s. A massa de ozônio consumida em 1 min é, em gramas:

a) 2,40

b) 144

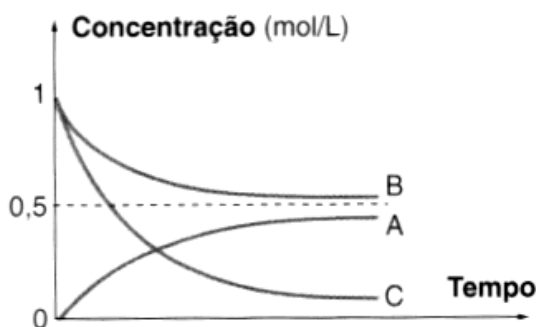
c) 1,60

d) 96

e) 48

Resposta: b

11. (UFPE) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies A, B e C com o tempo. Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?



- a) $2A + B \rightarrow C$
- b) $A \rightarrow 2B + C$
- c) $B + 2C \rightarrow A$
- d) $2B + C \rightarrow A$
- e) $B + C \rightarrow A$

Resposta: C

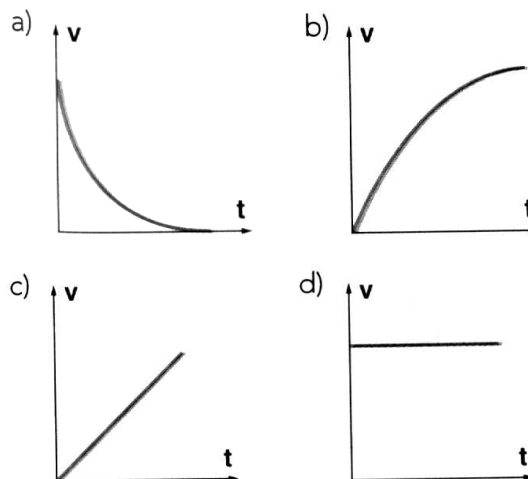
12. (PUC-MG) Considere a equação: $2NO_2 + 4CO \rightarrow N_2 + 4CO_2$. Admita que a formação do gás nitrogênio tem uma velocidade média constante igual a 0,05 mol/L.min. Qual a massa, em gramas, de gás carbônico formada em uma hora?

Resposta: 528g

13. (Mack-SP) Numa certa experiência, a síntese do cloreto de hidrogênio ocorre com o consumo de 3 mols de gás hidrogênio por minuto. Qual a velocidade de formação do cloreto de hidrogênio?

Resposta: 6 mol/min.

14. (FEI-SP) Um prego de ferro, em presença de umidade, reage com o oxigênio do ar produzindo óxido de ferro III hidratado e liberando hidrogênio. A reação acontece até consumir todo o prego. Dos gráficos abaixo, o que melhor representa a velocidade (v) dessa reação em função do tempo (t) é:



Resposta: a

15. (Faap-SP) Num dado meio onde ocorre a reação $N_2O_5 \rightarrow N_2O_4 + \frac{1}{2} O_2$, observou-se a seguinte variação na concentração de N_2O_5 em função do tempo:

N_2O_5 (mol/L)	0,233	0,200	0,180	0,165	0,155
Tempo (s)	0	180	300	540	840

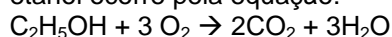
Calcule a velocidade média da reação no intervalo de 3 a 5 min.

Resposta: 0,01 mol/L.min

16. (Fesp-SP) A reação de decomposição do amoníaco (NH_3) produz 8,40g/min de gás nitrogênio. Qual a velocidade dessa reação em mols de NH_3 por hora?

Resposta: 36 mol/h

17. (Unisinos-RS) A combustão completa do etanol ocorre pela equação:



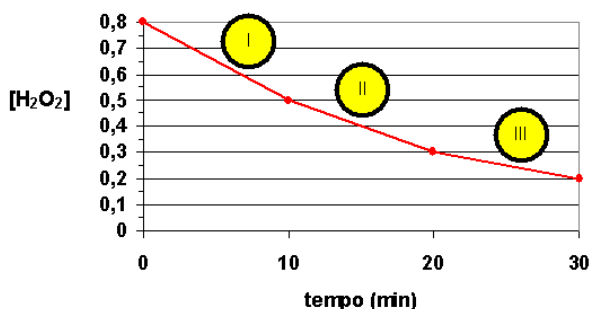
Considerando que em uma hora foram produzidos 2640g de gás carbônico, qual a velocidade da reação, expressa em número de mols de etanol consumidos por minuto?

Resposta: 0,5

18. (Fuvest-SP) Para uma dada reação química, expressa como $A \rightarrow B$, sabe-se que a concentração de A se reduz à metade em cada intervalo de tempo de 30 min. Se a concentração inicial de A for de 1M, após quanto tempo ela atingirá o valor de 0,125M?

Resposta: 90 min.

19. (UESC) A água oxigenada – H_2O_2 – se decompõe, produzindo água e gás oxigênio, de acordo com a equação: $H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$. O gráfico abaixo foi construído a partir de dados experimentais e mostra a variação da concentração de água oxigenada em função do tempo.



Qual será a velocidade média de decomposição da água oxigenada nos intervalos I, II e III?

Resposta: 0,03 M/min; 0,02 M/min e 0,01 M/min

01. Aplique a equação de Gulberg Waage (lei da ação das massas) às reações apresentadas:

- a) $2 \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_3(\text{g})$
 b) $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

RESOLUÇÃO: a) $V = k [\text{N}_2]^2 [\text{O}_2]^3$ b) $V = k [\text{NO}_2]^2$

02. Numa reação temos x moles / l de H₂ e y moles / l de O₂. A velocidade da reação é V₁. Se dobrarmos a concentração de hidrogênio e triplicarmos a de oxigênio, a velocidade passa a V₂.

Qual a relação V₁ / V₂?

Dado: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

- a) $V_2 = 2 V_1$
 b) $V_2 = 4 V_1$
 c) $V_2 = 12 V_1$
 d) $V_2 = 24 V_1$
 e) $V_2 = 6 V_1$

RESPOSTA: C

a) **03. (FIT - MG)** Em determinada experiência, a reação de formação de água está ocorrendo com o consumo de 4 mols de oxigênio por minuto. Conseqüentemente, a velocidade de consumo de hidrogênio é de:

- a) 8 mols/minuto
 b) 4 mols/minuto
 c) 12 mols/minuto
 d) 2 mols/minuto
 e) n.d.a.

RESPOSTA: A

04. (OSEC) Em uma reação, o complexo ativado:

- a) possui mais energia que os reagentes ou os produtos.
 b) age como catalisador.
 c) sempre forma produtos.

- d) é composto estável.
 e) possui menos energia que os reagentes ou os produtos.

RESPOSTA: A

05. (MAUÁ) Por que o catalisador altera velocidade de uma reação?

RESOLUÇÃO: Porque diminui a energia de ativação dos reagentes.

06. (FEI) É incorreto dizer-se que um catalisador,

- a) 01. altera a energia de ativação de uma reação
 b) 02. altera a velocidade de uma reação
 04. altera o ΔH da reação

RESOLUÇÃO: 4

07. (UnB) Assinale as opções corretas:

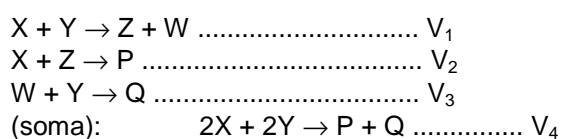
1. 01. O catalisador afeta a velocidade de uma reação porque aumenta o número de moléculas com energia
 2. cinética maior ou igual à energia de ativação da reação.
 3. 02. A temperatura afeta a velocidade de uma reação porque muda a energia de ativação da reação.
 04. A concentração dos reagentes afeta a velocidade de uma reação porque há alteração no número de colisões efetivas.
 08. Uma reação ocorre quando há colisão efetiva entre as moléculas reagentes, numa orientação apropriada.

RESOLUÇÃO: 12

08. Justifique sua RESPOSTA ao item 08 da questão anterior.

RESOLUÇÃO: CERTA, a reação ocorre quando moléculas ativadas energeticamente chocam-se numa orientação apropriada, isto é, que possibilite a quebra de ligações nos reagentes.

09. (SANTA CASA) A reação hipotética $2X + 2Y \rightarrow P + Q$ poderá ocorrer segundo o seguinte mecanismo:



onde V são as velocidades das reações expressas em $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Admitindo que $V_1 = V_3 > V_2$, a velocidade global, V_4 , deverá ser mais próxima de:

- a) $V_1 + V_2$
- b) V_2
- c) V_3
- d) $V_3 - V_2$
- e) $2V_1 + V_2$

RESPOSTA: B

10. Justifique sua resposta ao teste anterior.

RESOLUÇÃO: A velocidade da reação global só depende da etapa lenta e se $V_1 = V_3 > V_2$, a etapa lenta é V_2 ; logo: $V_4 = V_2$.

1. Uma folha de papel de 4g leva 8 segundos para queimar, sobrando 0,8g de cinzas. Qual a velocidade média desta reação?

2. Na reação de síntese do dióxido de nitrogênio $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ calcule a velocidade média da reação sabendo que, passados 70 segundos, foram consumidos 0,35 mol de O_2 .

3. A água oxigenada decompõe-se conforme a equação



Iniciando-se com 0,8 mol de água oxigenada verifica-se, após um minuto, que restam apenas 0,6 mol. Passados 4 minutos após o início, verifica-se que restam apenas 0,1 mol de água oxigenada.

a) Preencha a tabela abaixo como os dados que faltam.

tempo (min)	$2\text{H}_2\text{O}_2$	$\rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	$+ \text{O}_2$
0 (início)	0,8 mol	a =	d =
1 min	0,6 mol	b =	e =
4 min	0,1 mol	c =	f =

b) Calcule a velocidade da decomposição da água oxigenada no primeiro intervalo de tempo (de 0 a 1 min) e no segundo intervalo (de 1 a 4 min).

c) Calcule a velocidade de produção de oxigênio (O_2) no segundo intervalo de tempo (de 1 a 4 min).

d) Faça um gráfico da velocidade da reação em função do tempo. Que conclusão você chega, observando o gráfico.

4. Um pedaço de ferro de 158g foi abandonado em processo de corrosão em uma solução ácida. Após 2 dias, a análise revelou a

presença de 152g de ferro metálico. Passados mais 4 dias restavam 146g de ferro. A equação desta reação é $\text{Fe} + 2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$

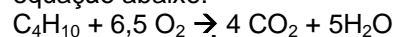
a) Faça uma tabela com as massas de ferro em função do tempo.

b) Transforme esta tabela em um gráfico cartesiano.

c) Calcule a velocidade de reação em cada um dos intervalos de tempo observados.

d) Comente e explique a variação da velocidade com o tempo.

5. A combustão do butano é dada pela equação abaixo:



Se a velocidade da reação for 0,05 mol de butano por minuto, determine a massa de CO_2 produzida em meia hora. Dados ^{12}C , ^1H , ^{16}O .

6. Para uma reação qualquer, expressa como $\text{A} \rightarrow 2\text{B} + \text{C}$, sabe-se que a concentração de A reduz-se a metade a cada intervalo de 30 minutos.

a) Se a concentração inicial de A for 1,00 mol/L, após quanto tempo atingirá a concentração de 0,125 mol/L?

b) A velocidade desta reação é constante, aumenta ou diminui com o passar do tempo? Justifique.

7. Quais as condições que você poderia alterar para acelerar a combustão do óleo diesel dentro de um motor?

8. Quais os recursos que a nossa tecnologia fornece para aumentar o prazo de validade dos alimentos e perecíveis?

9. Um parafuso de ferro está mergulhado em 0,1 L de uma solução de ácido clorídrico HCl de concentração 5 mol/L e é corroído conforme a equação $\text{Fe}_{(\text{sólido})} + 2\text{HCl}_{(\text{solução})} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ e a constante de velocidade da reação é $k = 0,2$.

a) Qual a velocidade da reação?

b) Após certo tempo a concentração do ácido cai para a metade, em função do seu consumo. O que acontece com a velocidade da reação? Mostre matematicamente.

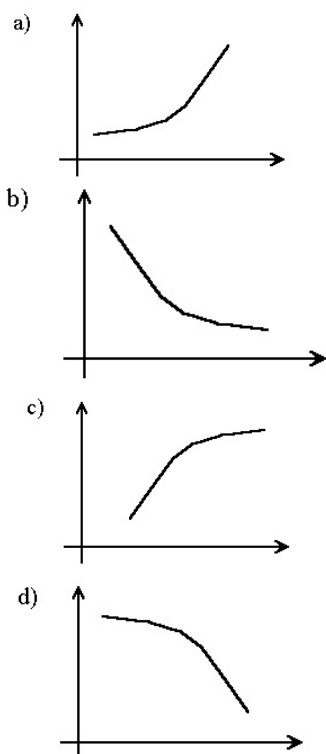
c) Aumentando-se a temperatura da reação, o valor da constante k deve mudar. O que acontece com a velocidade da reação?

d) Raspando-se o pedaço de ferro para que ele se transforme em limalhas (pequenos grãos), qual o efeito sobre a velocidade da reação?

e) Deseja-se reduzir a velocidade desta reação. Qual as opções que podemos usar para isso?

f) Qual dos gráficos abaixo melhor representa a velocidade em função do tempo? Por que?

g) Qual dos gráficos abaixo melhor representa a velocidade em função da temperatura? Por que?



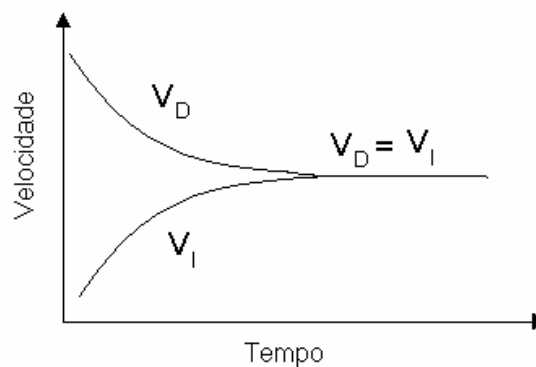
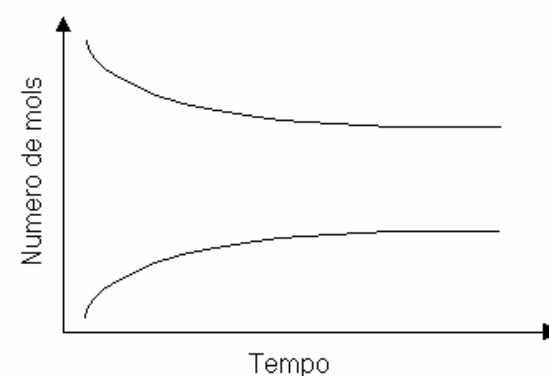
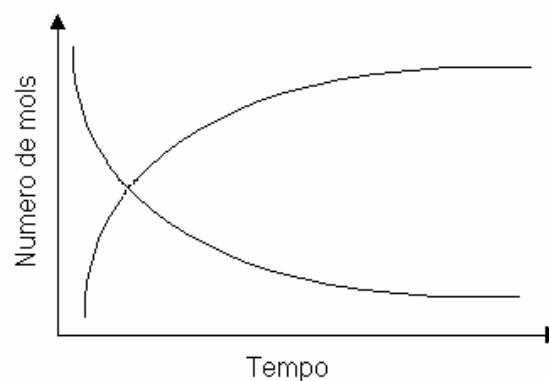
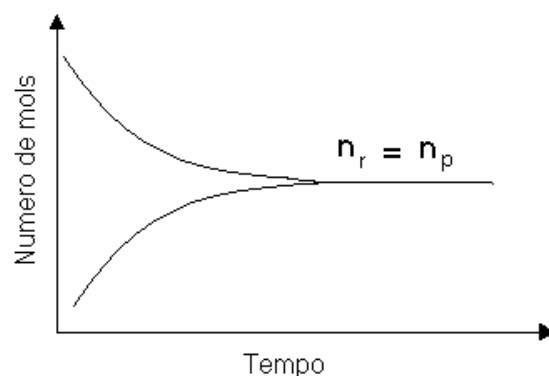
"Certos políticos brasileiros confundem a vida pública com a privada".
Aparício Torelli, o "Barão de Itararé"

Capítulo 13: Equilíbrio Químico

1. Conceito

Equilíbrio químico é o estado que uma reação reversível atinge na qual a velocidade da reação direta é igual à da reação inversa e, conseqüentemente, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constantes.

2. Natureza dinâmica do equilíbrio.



3. Fatores que influenciam no deslocamento do equilíbrio.

3.1. Equilíbrio e temperatura

Um **aumento** da temperatura desloca o equilíbrio para a **reação endotérmica**. Uma **diminuição** da temperatura desloca o equilíbrio para a **reação exotérmica** (lei de van't Hoff).

3.2. Equilíbrio e pressão

Um **aumento** da pressão desloca o equilíbrio para a reação que ocorre com **contração de volume**.

Uma **diminuição** da pressão desloca o equilíbrio para a reação que ocorre com **expansão de volume**.

3.3. Equilíbrio e concentração

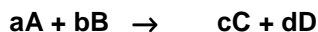
Um **aumento** da concentração de um participante desloca o equilíbrio no sentido da reação em que este participante é **consumido**.

Uma **diminuição** da concentração de um participante desloca o equilíbrio no sentido da reação em que este participante é **formado**.

3.4. Equilíbrio e catalisador

O catalisador não desloca equilíbrio, apenas diminui o tempo necessário para atingi-lo.

4. Constante de equilíbrio



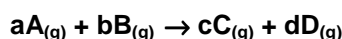
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K_c não varia com a concentração nem com a pressão, mas varia com a temperatura.

Quanto maior o K_c , maiores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio.

Quanto menor o K_c , menores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio.

5. Equilíbrios gasosos homogêneos



$$K_p = \frac{[pC]^c [pD]^d}{[pA]^a [pB]^b}$$

Relação entre K_c e K_p

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

3.2. Equilíbrios heterogêneos Os participantes sólidos não entram na expressão do K_c nem do K_p (se houver). Porque?

6. Grau de equilíbrio

$$\text{Grau de equilíbrio} = \frac{\text{quantidade consumida do reagente}}{\text{quantidade inicial do mesmo reagente}}$$

O grau de equilíbrio varia com a temperatura e com a concentração e, se o equilíbrio tiver participante gasoso, varia também com a pressão.

7. Princípio de L^e chatelier

Quando se exerce uma força sobre um sistema em equilíbrio este sistema tende a buscar um novo equilíbrio anulando a ação exercida sobre ele.

8. Produto iônico da água e o Conceito de pH.

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14} \text{ (25°C)}$$

$$pH = -\log [H^+] \quad pH = n \Rightarrow [H^+] = 10^{-n} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log [OH^-] \quad pOH = n \Rightarrow [OH^-] = 10^{-n} \text{ mol/L}$$

$$pH + pOH = 14 \text{ (25°C)} \quad \text{Água pura a 25°C:}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 7 \text{ e } pOH = 7$$

• Solução ácida:

$$[H^+] > 10^{-7} \text{ e } [OH^-] < 10^{-7} \Rightarrow pH < 7 \text{ e } pOH > 7 \text{ (25°C)}$$

• Solução básica:

$$[OH^-] > 10^{-7} \text{ e } [H^+] < 10^{-7} \Rightarrow pOH < 7 \text{ e } pH > 7 \text{ (25°C)}$$

Quanto menor o pH, mais ácida e menos básica é a solução.

Quanto maior o pH, menos ácida e mais básica

9. Equilíbrio da dissolução Produto solubilidade.

$$K_{ps} \text{ de } (A^{n+})_x (B^{m-})_y = [A^{n+}]^x \cdot [B^{m-}]^y$$

na solução saturada.

A solubilidade de um composto iônico em água pode ser diminuída pelo efeito do íon comum. Assim, o AgCl é menos solúvel numa solução que já contém íons Cl do que em água pura. Quanto maior for a concentração do íon comum, maior será a diminuição da solubilidade.

Para que um composto iônico precipite de sua solução, é preciso que seja ultrapassado o

valor do seu K_{ps} . Quando esse valor for atingido, a solução estará **saturada**.

Seja M (mol/L) a solubilidade de um composto iônico:

- $K_{ps} = M^2$ para compostos do tipo $(A^{n+})_1 (B^{n-})_1$.

Exemplos: $AgCl$, $BaSO_4$

- $K_{ps} = 4M^3$ para compostos do tipo $(A^{2+})_1 (B^-)_2$ ou $(A^+)_2 (B^{2-})_1$.

Exemplos: $Mg(OH)_2$, Ag_2S

- $K_{ps} = 27M^4$ para compostos do tipo $(A^+)_3 (B^{3-})_1$ ou $(A^{3+})_1 (B^{3-})_3$.

Exemplos: Ag_3PO_4 , $Al(OH)_3$

- $K_{ps} = 108M^5$ para compostos do tipo $(A^{2+})_3 (B^{3-})_2$ ou $(A^{3+})_2 (B^{2-})_3$.

Exemplos: $(Ca^{2+})_3 (PO_4^{3-})_2$, $(Fe^{3+})_2 (S^{2-})_3$

A solubilidade de um sólido em um líquido:

- aumenta quando $\Delta H_{sol} > 0$
- diminui quando $\Delta H_{sol} < 0$

A solubilidade aumenta com a temperatura, e $\Delta H_{sol} > 0$, quando o corpo de chão não é do soluto anidro, mas de um de seus hidratos, formados quando ele é dissolvido na água.

Pontos de inflexão nas curvas de solubilidade indicam a formação de sais hidratados.

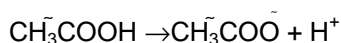
A pressão não influi na solubilidade de sólidos em líquidos.

A solubilidade de um gás em um líquido:

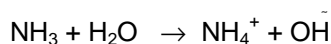
- diminui com o aumento da temperatura.
- é diretamente proporcional à pressão (**lei de Henry**).

Quando se exerce uma ação sobre um sistema em equilíbrio, ele desloca-se no sentido que produz uma minimização da ação exercida.

10. Equilíbrio ácido-base.



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$[H_2O]$ não entra na expressão de constantes de equilíbrio em solução aquosa

Cada etapa da ionização tem sua constante, representada por K_1 , K_2 , K_3 , ..., sendo $K_1 > K_2 > K_3 > \dots$

No caso dos poliacídicos, a $[H^+]$ pode ser considerada como proveniente só da primeira etapa da ionização (K_1).

é a solução.

11. Precipitação e o Efeito do íon comum

Quando adicionado a um ácido (HA), **um sal com o mesmo ânion (A)** produz:

- diminuição do grau de ionização de HA ou enfraquecimento de HA;
- diminuição da $[H^+]$, portanto aumento do pH da solução. O íon comum não altera a constante de ionização do ácido.

Quando adicionado a uma base (BOH), **um sal com o mesmo cátion (B⁺)** produz:

- diminuição do grau de ionização de BOH ou enfraquecimento de BOH;
- diminuição da $[OH^-]$, portanto diminuição do pH da solução. O íon comum não altera a constante de ionização da base.

12. Solução tampão

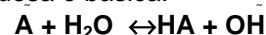
Uma solução tampão mantém o **pH** aproximadamente constante quando a ela são adicionados íons **H⁺** ou íons **OH⁻**.

As soluções tampão têm grande importância biológica.

Exemplos: HCO_3^-/H_2CO_3 e $HPO_4^{2-}/H_2PO_4^-$, responsáveis pela manutenção do pH do sangue.

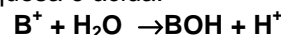
- Sais de ácidos fracos e bases fortes (como o NaCN) em solução aquosa dão hidrólise do **ânion**.

A solução aquosa é básica:



- Sais de ácidos fortes e bases fracas (como o NH_4Cl) em solução aquosa dão hidrólise do **cátion**.

A solução aquosa é ácida:



- Sais de ácidos fracos e bases fracas (como o CH_3COONH_4) em solução aquosa dão hidrólise do **ânion** e do **cátion**.

- A solução aquosa será ácida se o K_a for maior que o K_b ; caso contrário, será básica.

- Ânions de ácidos fortes e cátions de bases fortes não dão hidrólise. Portanto os sais de ácidos fortes e bases fortes (como o NaCl) não dão hidrólise e a solução aquosa é neutra.

"Há dois tipos de pessoas: As que fazem as coisas, e as que dizem que fizeram as coisas.

Tente ficar no primeiro tipo. Há menos competição".

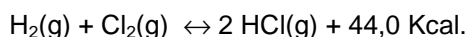
Indira Ghandi

QUESTÕES OBJETIVAS

1. (**UNIMEP-03**) O equilíbrio químico é o estado atingido numa mistura reacional quando

- a) a temperatura do ambiente aumenta.
 b) as velocidades das reações direta e inversa forem iguais.
 c) as concentrações dos reagentes desaparecem.
 d) a temperatura do ambiente diminui.
 e) um catalisador é adicionado.

2. (unimep-02) A equação química abaixo representa a reação entre hidrogênio e cloro, produzindo cloreto de hidrogênio.



Pode-se afirmar corretamente que:

- a) a reação não está em equilíbrio;
 b) um catalisador afeta o equilíbrio;
 c) a reação ocorre com alteração de volume;
 d) não há como alterar o equilíbrio;
 e) a reação é exotérmica.

3. (UNIMEP-03) São fornecidos os pH de algumas soluções aquosas comuns.

- I - Leite de magnésia com pH igual a 10,5.
 II - Chuva não contaminada com pH igual a 5,6.
 III - Bicarbonato de sódio com pH igual a 8,5.
 IV - Suco de limão com pH igual 2,5.

Encontramos soluções com caráter ácido em:

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

4. (UFV-00) A 1 litro de solução de ácido clorídrico (HCl) de pH = 2 são adicionados 9 litros de água destilada. O pH da solução final é:

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

5. (UFJF-98) Quando 560 mg de uma base forte de massa molar 56 g/mol são dissolvidos em 100 mL de água, o pH da solução é:

- a. 10;
 b. 14;
 c. 7;
 d. 13;
 e. 1.

6. (UFV-92) Sabe-se que a água de uma piscina está com pH + 6,0. A partir desta informação, assinale a alternativa FALSA em relação às características desta água:

- a) $K_w = \text{pH} + \text{pOH}$
 b) $[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol/l}$

- c) $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ mol/l}$
 d) $\text{pOH} = 8$
 e) A água precisa ser tratada com uma base

7. (UFV - 92) Considerando o equilíbrio abaixo:



Indique a alternativa correta:

- a) As concentrações de equilíbrio não se alteram, se as concentrações dos reagentes (ou produtos) forem alteradas.
 b) Segundo o princípio de Le Chatelier, um aumento de volume do sistema favorece a reação à direita.
 c) Os catalizadores alteram o estado de equilíbrio.
 d) Segundo o princípio de Le Chatelier, um aumento de temperatura favorece a reação à direita.
 e) As concentrações de equilíbrio são alteradas com a variação da temperatura.

8. (UFV - 93) A 25 °C o pH da água pura é igual a 7,00 e a 0 °C é igual a 7,46. Em vista de tal fato e do equilíbrio,



Assinale a alternativa correta:

- a) A acidez da água a 25 °C é maior que a acidez a 0 °C.
 b) Diminuindo a temperatura, o equilíbrio se desloca no sentido dos produtos.
 c) O valor de K_w , produto iônico da água, apresenta o mesmo valor tanto a 0 °C quanto a 25 °C.
 d) Tanto a 0 °C quanto a 25 °C, a concentração de H^+ é igual à de OH^- .
 e) O equilíbrio não se altera ao se elevar a temperatura de 0 °C para 25 °C.

9. (UFV-94) Considere os recipientes A, B e C. O recipiente A contém uma solução cuja concentração de íons H^+ é $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O recipiente B contém uma solução cuja concentração de íons OH^- cuja concentração de íons H^+ é $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Os valores dos pH das soluções dos recipientes A, B e C são, respectivamente:

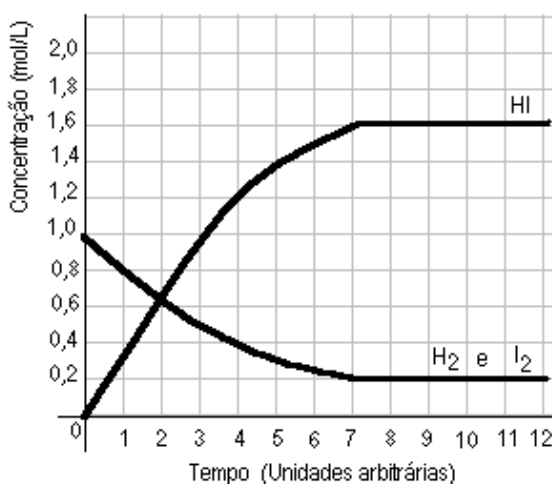
- a) Menor que 7,0, igual a 7,0 e maior que 7,0.
 b) Menor que 7,0, maior que 7,0 e maior que 7,0.
 c) Maior que 7,0, maior que 7,0 e maior que 7,0.
 d) Maior que 7,0, menor que 7,0 e maior que 7,0.
 e) Menor que 7,0, menor que 7,0 e igual a 7,0.

10. (UFV-01) Ao se misturar vapor de iodo (um gás violeta) com gás hidrogênio (incolor), ocorre

uma reação química que resulta na formação do gás iodeto de hidrogênio (incolor).



O gráfico abaixo mostra a variação das concentrações de reagentes e produtos durante um experimento em que foram utilizados 1,0 mol de I_2 e 1,0 mol de H_2 , a 400 °C, em um frasco de 1,0 L.



Em relação a este experimento, assinale a afirmativa CORRETA:

- Ao final do experimento, o sistema gasoso contido no recipiente se apresenta incolor.
- A constante de equilíbrio desta reação, a 400 °C, é 64.
- Ao final do experimento, a concentração de HI é 2,0 mol L⁻¹.
- Ao final do experimento, as concentrações de H₂ e I₂ são iguais a 0 (zero).
- A reação atinge o estado de equilíbrio no tempo 2.

Capítulo 14: Eletroquímica

1. Introdução e Revisão

Eletroquímica é a parte da química que estuda o relacionamento entre a corrente elétrica e as reações químicas, e este fenômeno pode ser observado basicamente de duas formas diferentes através das pilhas e através da eletrolise.

Estes fenômenos podem ser observados na sua casa e por toda a parte que se olhe por isso a importância de conhecer a fundo este fenômeno. Mas antes de começarmos os estudos sobre pilhas e eletrolise vamos rever alguns conceitos fundamentais que propoçionam seu funcionamento.

1.1 Numero de Oxidação

É a carga elétrica real ou aparente que o átomo adquire ao participar de ligações químicas.

➤ Regras Práticas para Determinação do NOx

- A soma total dos NOx em uma molécula neutra é sempre igual a ZERO.

Ex.:.

- O NOx de um elemento em uma substância simples é igual a ZERO.

Ex.:.

- A soma dos NOx em um íon é igual à carga do íon.

Ex.:.

- Em um íon monoatômico o NOx é igual a carga do íon.

Ex.:.

a. Possuem NOx Fixo:

- Metais Alcalinos (1A) e Ag = +1
- Metais Alcalinos Terrosos (2A), Zn e Cd = +2
- Alumínio (Al) = +3
- Flúor = -1

b. Possuem NOx Variável:

- Fe, Co, Ni = +2 ou +3
- Hg, Cu = +1 ou +2
- Sn, Pb = +2 ou +4

O hidrogênio (H) tem NOx = +1, exceto em compostos binários com metais, cujo NOx é -1.

O oxigênio (O) tem NOx = -2, na grande maioria dos casos. Exceção quando forma peróxidos e superóxidos e quando estaligado ao flúor.

O enxofre (S) possui NOx = -2 (em compostos não oxigenados). Quando o enxofre forma composto oxigenados ele pode assumir valores +2, +4, +6.

Cl, Br, I possuem Nox = -1 em compostos não oxigenados. Quando o Cl, Br, I forma composto oxigenados ele pode assumir valores +1, +3, +5, +7.

1.2 Oxidação, redução, ag oxidante e ag redutor

Reação global:



Oxidação:

Redução:

Agente Oxidante:

Agente Redutor:

1.3 Exercícios

1. (UFV-00) O hidrogênio (H_2) funciona como agente oxidante na reação representada por:

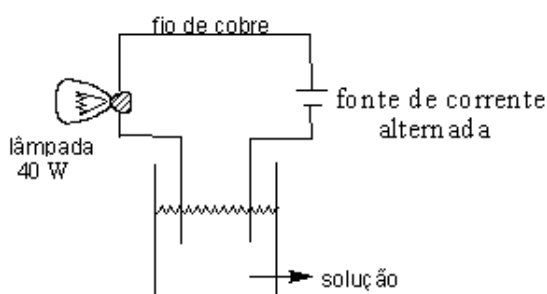
- a) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2 HCl$
- b) $8 H_2 + S_8 \rightarrow 8 H_2S$
- c) $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$
- d) $H_2 + 2 K \rightarrow 2 KH$
- e) $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

2. (UFV-01) O manganês é um metal de transição que apresenta diversos números de oxidação, variando de zero (no manganês metálico) até +7 (no íon permanganato), passando por +2, +4 e +6. O permanganato de potássio é usado no tratamento de erupções na pele decorrentes de doenças como a catapora, por exemplo.

Sobre o permanganato de potássio ($KMnO_4$) podemos afirmar que é:

- a) um sal e um agente oxidante.
- b) um sal e um agente redutor.
- c) um óxido e um agente oxidante.
- d) um óxido e um agente redutor.
- e) um peróxido e um agente redutor.

3. (UFJF 99) Um circuito elétrico simples pode ser construído a partir de fios de cobre, imersos em uma solução, e uma fonte de corrente alternada (desenho abaixo). Os fios de cobre são colocados em contato, respectivamente, com soluções aquosas de cada uma das seguintes substâncias: $FeSO_4$, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarose), CH_3OH e KOH . A lâmpada acenderá nas soluções de:



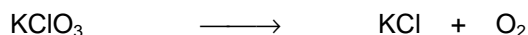
- a) $FeSO_4$, CH_3OH e KOH ;

- b) $C_{12}H_{22}O_{11}$ e KOH ;
- c) CH_3OH , $C_{12}H_{22}O_{11}$ e $FeSO_4$;
- d) KOH e $FeSO_4$.

4. (UFV-03) Assinale a alternativa que apresenta a equação da reação em que o átomo de enxofre sofreu oxidação:

- a) $H_2(g) + S(s) \rightarrow H_2S(g)$
- b) $2 HCl(g) + FeS(s) \rightarrow FeCl_2(s) + H_2S(g)$
- c) $SO_3(g) + Na_2O(s) \rightarrow Na_2SO_4(s)$
- d) $2 ZnS(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 ZnO(s) + 2 SO_2(g)$
- e) $3 Na_2S(s) + 2 FeCl_3(s) \rightarrow 6 NaCl(s) + Fe_2S_3(s)$

5. (PASES - 98) A produção industrial de gás oxigênio é realizada por liquefação e subsequente destilação do ar atmosférico. Entretanto, para se obter pequenas quantidades de gás oxigênio no laboratório, um método conveniente é a decomposição térmica do clorato de potássio, de acordo com a equação química abaixo:



- a) Escreva a equação devidamente balanceada.
- b) Quais são os números de oxidação dos diferentes elementos no reagente e nos produtos?

ELEMENTO	NO REAGENTE	NO PRODUTO
K (Potássio)		
Cl (Cloro)		
O (Oxigênio)		

- c) De acordo com a sua resposta ao item (b), o que aconteceu com os diferentes elementos

Com o Potássio:

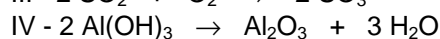
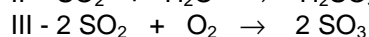
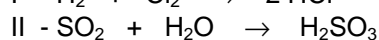
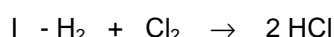
Com o Cloro:

Com o Oxigênio

6. (UNIMEP-03) Dada a equação química não balanceada: $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$. Após o balanceamento, pode-se concluir que a razão entre o agente redutor e o agente oxidante será:

- a) 0,1;
- b) 0,5;
- c) 1,0;
- d) 2,5;
- e) 5.

7. (UFV-00) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:



São reações de oxi-redução:

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

2. Pilha

2.1 Conceito

Pilha :é qualquer dispositivo no qual uma reação de oxir-redução espontânea produz corrente elétrica, ou seja pilha é um dispositivo que transformam energia química em energia elétrica espontaneamente.

A primeira pilha foi construída por volta de 1800 pelo físico italiano chamado Alessandro Volta (1745 - 1827).

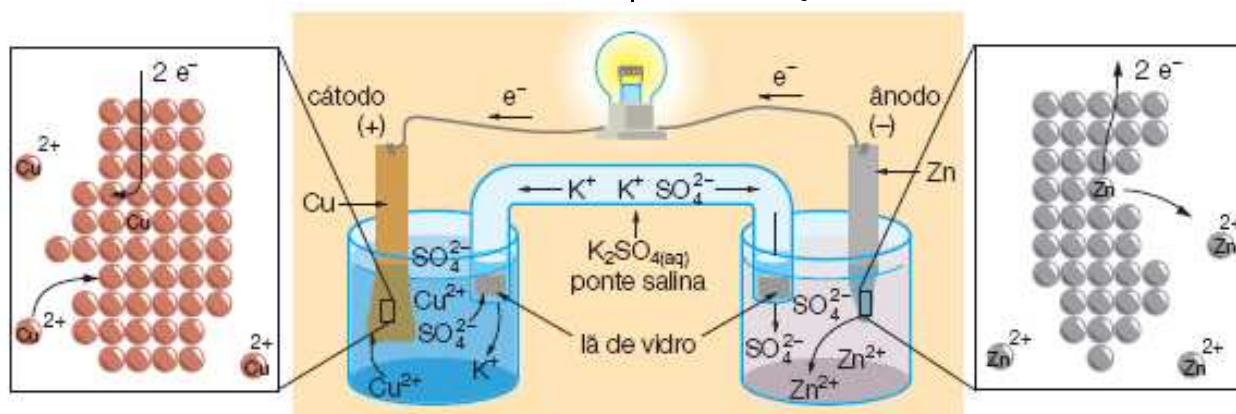
2.2 Series de reatividade química

Como podemos notar existe uma preferência dos elementos de doarem ou receberem elétrons.

O fato que ira determinar se um determinado elemento vai doar ou receber elétrons, esta relacionado simplesmente a quem ele o átomo ira se ligar, se um átomo se liga a um elemento químico que possui uma maior afinidade por átomos do que ele próprio ele ira doar elétrons, mas se ele se liga a um átomo que possui uma menor afinidade por elétrons ele ira atrair os elétrons para si.

2.3 Construção de uma pilha.

Então podemos construir um sistema onde teremos um lado disposto a doar elétrons conectado a um outro lado capaz de receber elétrons. Com isto teremos um fluxo de eletrons. (corrente elétricas) através do fio conector. a pilha será montada utilizando cobre e zinco e as respectivas soluções de seus ions nas concentração de $1,0 \text{ mol l}^{-1}$.



Observações : Baseado na tabela de reatividade podemos perceber que:

Os elétrons saem do placa de zinco.

A placa de cobre ira receber elétrons.

Reação Global:

2.4 Denominação dos eletrodos de uma pilha

Chamamos eletrodo o conjunto da barra metálica e a solução de seus íons. Estes eletrodos recebem nomes diferentes (ânodo e Cátodo) dependendo se estão doando ou recebendo elétrons. Assim temos:

Cátodo: é o eletrodo no qual há redução (ganho de elétrons). É o pólo **positivo** da pilha.

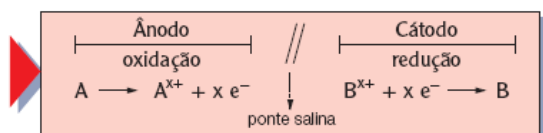
Ânodo : é o eletrodo no qual há oxidação (perda de elétrons). É o pólo **negativo** da pilha.

Os elétrons saem do **ânodo** (pólo **negativo**) atravessam o fio conector e entram no **cátodo** (pólo **positivo**) da pilha.

Representação convencionada pela IUPAC

Ânodo/Solução do ânodo//Solução do cátodo/Cátodo

Ex.: Pilha de Daniel $\Rightarrow \text{Zn/Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$



]

2.5 Potencial do eletrodo.

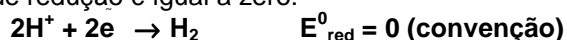
Quando o equilíbrio de uma reação se desloca em um sentido preferencialmente, temos o que chamamos de potencial de deslocamento no caso de eletroquímica (pilhas e eletrolise) este potencial e chamado de potencial de eletrodo e é simbolizado por E^0 . Como não podemos medir o potencial absoluto de uma reação foi criado um referencial que e o eletrodo padrão.

2.5.1 Eletrodo padrão

Eletrodo padrão é aquele no qual as concentrações das substâncias em solução é igual a 1 mol/L e a temperatura é de 25°C.

No caso de um gás participar do eletrodo, sua pressão deve ser igual a 1 atm.

Por convenção, o potencial padrão de eletrodo do hidrogênio é igual a zero e o seu potencial padrão de redução é igual a zero:



2.5.2 Potencial de oxidação e potencial de redução

A IUPAC eliminou o termo *potencial de oxidação*. Sempre deve ser usada a expressão *potencial de redução*. Ou seja o potencial que de uma substancia sofrera redução.

A medida do potencial padrão de redução de um dado eletrodo padrão é feita medindo-se a ddp de uma pilha padrão na qual uma das semi-pilhas é um eletrodo padrão de hidrogênio e a outra é o eletrodo padrão cujo E^0_{red} se quer medir.

2.6 Fatores que influencia o potencial do eletrodo.

Na transferência de elétrons alguns fatores podem contribuir para a variação do potencial de redução de dada reação, dentre estes fatores vamos analisar a temperatura e a concentração dos íons envolvidos na eletrolise.

2.6.1 Temperatura

Com o aumento da temperatura os elétrons irão adquirir uma maior energia e com isso terão uma maior capacidade de saírem dos átomos com isto teremos uma diminuição no potencial de redução ou seja os átomos terão uma maior capacidade de perder elétrons.

Aumento de temperatura \Leftrightarrow Maior tendência a perder elétrons \Leftrightarrow Menor potencial de redução

2.6.2 Concentração

Se ocorrer um grande aumento de cátion no sistema estudado teremos um sistema que já possui muitos cátions com isto ocorrerá uma maior tendência a não formação de cátions no sistema com isto teremos uma menor tendência de doar elétrons assim teremos um maior potencial de redução.

Aumento da concentração de íons \Leftrightarrow Menor tendência a perder elétrons \Leftrightarrow maior potencial de redução

2.7 Ponte salina

Como já podemos observar a pilha e um dispositivo onde temos o escoamento de elétrons de um pólo para outro. Se tomarmos a pilha do exemplo anterior podemos ver que a uma formação de íons Zn^{2+} ocorrendo um aumento do mesmo em relação ao íons de SO_4^{2-} , podemos notar também que o oposto ocorre no outro eletrodo ou seja há um consumo do íons de Cu^{2+} e isto leva a um aumento relativo de íons SO_4^{2-} na solução de sulfato de cobre. Este fato pode com o passar do tempo interromper a transferência de elétrons de um pólo para outro, para solucionar este problema foi adicionado a ponte salina que permite a passagem de íons sulfato de um pólo para outro da pilha.

2.8 Funcionamento e espontaneidade de uma reação.

Pilhas São resultados de reações espontâneas com ΔE^0 positivo.

Para determinarmos se uma reação pode dar origem a uma pilha devemos escrever as semi reações que compõem o sistema a ser estudado.

Ex.:. **Semi reação do cálcio :**

Semi reação do chumbo :

Reação Global:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{red- maior}} - E^0_{\text{red- menor}}$$

Se o ΔE^0 for positivo o sistema pode constituir uma pilha, mas se o ΔE^0 for negativo o sistema não poder constituir uma pilha.

Ainda podemos analisar uma pilha levando em consideração a energia livre de gibbs (ΔG) levando em consideração a equação que relaciona o ΔG e o ΔE^0 que esta representada abaixo

$$\Delta G = - nF \cdot \Delta E^0$$

Onde n = numero de elétrons transferidos na reação.

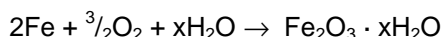
F = 96500 coulombs (1 faraday)

Portanto podemos concluir que:

MENOR E^0_{red}	fluxo de elétrons → reação espontânea ($\Delta G < 0$)	MAIOR E^0_{red}
	fluxo de elétrons ← reação não-espontânea ($\Delta G > 0$)	

2.10 Corrosão

Reação global da corrosão de ferro:

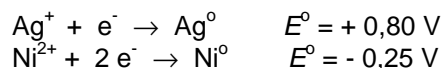


Proteção contra a corrosão

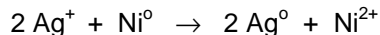
- Ferro galvanizado (ferro revestido de zinco)
- Lata (ferro revestido de estanho)
- Ferro com plaquetas de Zn ou Mg presas na superfície e que funcionam como eletrodo de sacrifício

2.11 – Exercícios

8. (UFV-00) Considere as semi-equações e os potenciais padrão (E^0) de redução:



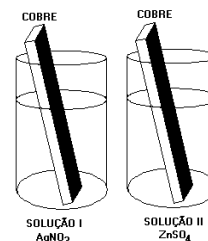
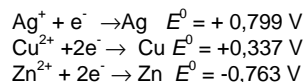
A pilha eletroquímica que funcionará segundo a equação:



apresentará, nas condições padrão, o seguinte potencial (E^0):

- 1,05 V
- + 1,05 V
- + 1,85 V
- + 1,35 V
- + 0,55 V

9. (UFV-PASE-02) Considere as equações abaixo e os respectivos potenciais padrão de redução (E^0):



Um estudante colocou em um béquer uma solução de AgNO_3 de concentração 1 mol L^{-1} (Solução I) e, em outro, uma solução de ZnSO_4 de mesma concentração (Solução II). Em cada béquer colocou, em seguida, uma placa de cobre, conforme ilustrado na figura acima. Em relação aos dois experimentos relatados acima, pode-se afirmar que:

- a massa da placa de cobre permanecerá a mesma nos dois experimentos.
- haverá aumento da concentração dos íons Ag^+ , na solução I.
- haverá aumento da concentração dos íons Zn^{2+} , na solução II.
- ocorrerá deposição de prata metálica (Ag) sobre a placa de cobre.
- haverá diminuição da concentração de Zn^{2+} , na solução II.

10. (UFJF 03-1) Mergulha-se uma lâmina metálica de níquel limpa em uma solução de sulfato de cobre, cuja coloração é azul. Com o passar de algum tempo, observa-se que a lâmina torna-se recoberta por um material avermelhado e que a solução torna-se verde, devido à formação de íons Ni^{2+} .

Sobre o processo descrito acima, pode-se afirmar que:

- a) a concentração de íons sulfato diminui durante o processo.
 b) o íon cobre é um agente redutor.
 c) o íon cobre cede elétrons à placa de níquel.
 d) um íon cobre é reduzido para cada dois átomos de níquel oxidado.
 d) o níquel metálico é oxidado na presença dos íons cobre.

11. (UNIMEP-03) Em um laboratório, certo aluno preparou uma solução de sulfato de níquel, NiSO_4 , de concentração 0,1 mol/L. Ele tinha à sua disposição recipientes de prata (Ag), zinco (Zn), ouro (Au), estanho (Sn) e cobre (Cu). Ele não poderia guardá-la em recipiente de

Dados:

$\text{Ag}^{1+} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$;	$E_{\text{red}} = +0,789$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$;	$E_{\text{red}} = -0,255$
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$;	$E_{\text{red}} = +0,337$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$;	$E_{\text{red}} = -0,763$
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$;	$E_{\text{red}} = +1,50$
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$;	$E_{\text{red}} = -0,14$

- a) prata.
 b) **zinco.**
 c) estanho.
 d) ouro.
 e) cobre.

39. (UNIMEP-03) Considere as seguintes semi-reações e os respectivos potenciais - padrão de redução:

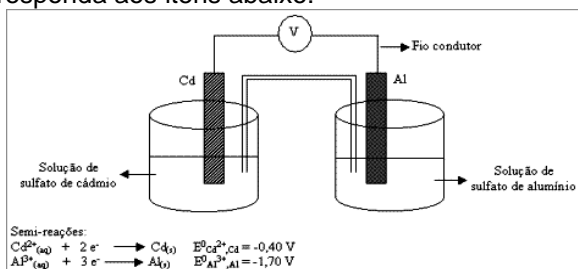
Semi-reação E^0_{red}

$\text{Ag}^{1+} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	$E^0_{\text{red}} = +0,80$
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	$E^0_{\text{red}} = -0,14$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	$E^0_{\text{red}} = -0,25$
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	$E^0_{\text{red}} = -1,66$

A força redutora cresce na seqüência:

- a) Ag, Sn, Ni, Al;
 b) Ag, Al, Ni, Sn;
 c) **Al, Ni, Sn, Ag;**
 d) Sn, Al, Ni, Ag;
 e) Ni, Sn, Al, Ag.

12. (UFJF 03-2) Como se sabe, uma pilha comum de lanterna ou uma bateria de automóvel produz energia elétrica. Essa energia elétrica é produzida através de reações químicas. De acordo com a pilha representada a seguir, responda aos itens abaixo:



- a) Indique, na figura acima, o sentido do fluxo de elétrons no fio condutor.
 b) Qual é a função da ponte salina?
 c) Indique o anodo, o catodo, o agente oxidante e o agente redutor.
 d) Qual é a equação global da pilha?
 e) Calcule o potencial dessa célula eletroquímica e indique se as concentrações das soluções de Cd^{2+} e Al^{3+} aumentam ou diminuem.

3. Eletrólise

Eletrólise é um processo químico (reação de oxi-redução) obtida através de uma corrente elétrica, ou seja, através da passagem de elétron pelo meu meio reacional.

Então podemos concluir que eletrolise é um proceco "forçado" ou seja não espontaneo com $\Delta E^0 < 0$, e $\Delta G > 0$.

3.1 Esquema geral da eletrolise

	1º) descarga de cations
	2º) descarga de anios.

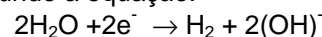
3.2 Denominação dos eletrodos

	<p>Cátodo da cela eletrolítica: é o eletrodo negativo, isto é, ligado ao pólo negativo do gerador. Nele ocorre sempre uma reação de redução.</p> <p>Ânodo da cela eletrolítica: é o eletrodo positivo, isto é, ligado ao pólo positivo do gerador. Nele sempre ocorre uma reação de oxidação. OBS:.</p>
--	---

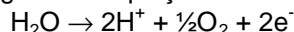
3.3 Diferenças entra pilhas e eletrolise.

	Pólo positivo	Pólo negativo
Pilha	cátodo	ânodo
Célula eletrolítica	ânodo	cátodo

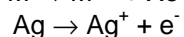
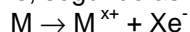
Na eletrólise em solução aquosa de sais de metais alcalinos (Na^+ , K^+ ...), alcalino-terrosos (Ca^{2+} , Ba^{2+} ...) e de alumínio (Al^{3+}), a descarga no cátodo não é a dos respectivos cátions, mas ocorre segundo a equação:



Nas eletrólises em solução aquosa e com ânodo inerte (Pt ou grafite) de sais oxigenados (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} ...) não há a descarga dos respectivos ânions oxigenados, mas ocorre a descarga segundo a equação:



O ânion F^- , embora não seja oxigenado, comporta-se como os ânions oxigenados em relação à descarga no ânodo. Nas eletrólises em solução aquosa com ânodo de metal não-inerte M (prata ou metal mais reativo que a prata), a descarga que ocorre no ânodo é a descarga dos respectivos cátions, segundo as equações:



3.4 Disputa de íons

Já sabemos que os íons (cátion e ânions) se descarregam em uma solução em presença de uma corrente elétrica. Mas o que pode acontecer quando temos mais de um cátion e ou mais de um ânion na solução? O que podemos prever? Baseados nos conhecimentos que temos de potencial de redução podemos concluir que:

Para cátions: Os cátions que irão se descarregar primeiro ou seja ganhar elétrons primeiro será aquele que possui o maior potencial de redução ou seja o que possui a maior capacidade de ganhar elétrons. E consequentemente irão se descarregar depois os elétrons que possuem a menor capacidade de ganhar elétrons ou seja o menor potencial de redução.

Para ânions: Os ânions que irão se descarregar primeiro ou seja perder elétrons primeiro será aquele que possui o menor potencial de redução ou seja o que possui a maior capacidade de perder elétrons. E consequentemente irão se descarregar depois os ânions que possuem a menor capacidade de perder elétrons ou seja o maior potencial de redução.

3.5 Eletrolise via aquosa

Descargas de cátions	de	Descargas de ânions
Depois Terrosos, Al^{3+}	Alcalinos, Alcalinos	Depois oxigenados e F^-
Todos os demais cátions Antes	H^+	OH^- Anions não oxigenados (Cl^- , Br^- , I^- etc...) Antes Exceto F^-

3.1 Estudos quantitativos da eletrolise

Lei de Faraday: a massa de uma substância eletrolisada e a quantidade de elétrons que atravessa o sistema são diretamente proporcionais.

$$m = \alpha Q$$

onde

m = massa da substância em estudo

α = constante de proporcionalidade

Q = quantidade de eletricidade (Coulombs - C)

$$96500\text{C} = 1 \text{ Faraday}$$

Pela eletrodinâmica temos que a carga elétrica é encontrada pela intensidade da corrente e ampere vezes o tempo em segundo.

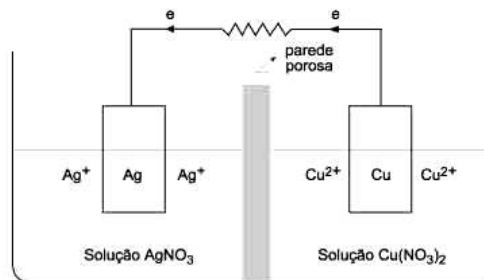
$$Q = i \cdot t$$

i = corrente elétrica (amperes – A)

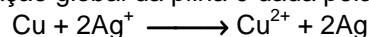
t = tempo (segundos – S)

3.9 – Exercícios

13. (MACKENZIE/SP) Relativamente à pilha abaixo, fazem-se as afirmações:



I- A reação global da pilha é dada pela equação:



II- O eletrodo de prata é o pólo positivo.

III- No ânodo, ocorre a oxidação do cobre.

IV- A concentração de íons Ag^+ na solução irá diminuir.

V- A massa da barra de cobre irá diminuir.

São corretas:

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

14. (UFMG-98) Um método industrial utilizado para preparar sódio metálico é a eletrólise de cloreto de sódio puro fundido. Com relação à preparação de sódio metálico, é INCORRETO afirmar que:

- a formação de sódio metálico ocorre no eletrodo negativo.
- a eletrólise é uma reação espontânea.
- a quantidade, em mol, de cloro (Cl_2) formada é menor que a de sódio metálico.

D) a quantidade de sódio metálico obtido é proporcional à carga elétrica utilizada.

4. Aplicações de eletrolise.

Purificação eletrolítica do cobre

Faz-se a eletrólise de CuSO_4 em solução aquosa usando como cátodo um fio de cobre puro e como ânodo um bloco de cobre impuro. Nesse processo, precipita a *lama anódica* que contém impurezas de Au, Ag, Pt, etc., da qual são posteriormente extraídos esses metais.

Galvanoplastia

Douração, prateação, niquelação, cromeação, etc., feitas por via eletrolítica.

Aplicações da eletrólise

- Obtenção de metais (Al, Na, Mg)
- Obtenção de NaOH, H_2 e Cl_2
- Purificação eletrolítica de metais
- Galvanoplastia

5. Tabela de potenciais padrão

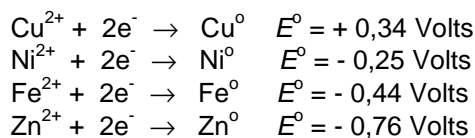
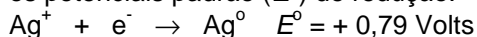
POTENCIAL DE REDUÇÃO (E^0) (EM VOLTS, EM SOLUÇÃO AQUOSA 1MOL/L, A 25°C E 1atm)		
Potencial de redução (E^0)	Estado reduzido \leftrightarrow Estado oxidado	
-3.05	Li	$\leftrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$
-2.93	K	$\leftrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$
-2.90	Ba	$\leftrightarrow \text{Ba}^{+2} + 2\text{e}^-$
-2.89	Sr	$\leftrightarrow \text{Sr}^{+2} + 2\text{e}^-$
-2.87	Ca	$\leftrightarrow \text{Ca}^{+2} + 2\text{e}^-$
-2.71	Na	$\leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
-2.38	Mg	$\leftrightarrow \text{Mg}^{+2} + 2\text{e}^-$
-1.68	Al	$\leftrightarrow \text{Al}^{+3} + 3\text{e}^-$
-0.83	$2\text{H}_2\text{O(l)}$	$\leftrightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{OH}^- + \text{e}^-$
-0.76	Zn	$\leftrightarrow \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-$
-0.44	Fe	$\leftrightarrow \text{Fe}^{+2} + \text{e}^-$
-0.13	Pb	$\leftrightarrow \text{Pb}^{+2} + 2\text{e}^-$
0.00	H_2	$\leftrightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
+0.15	Cu^+	$\leftrightarrow \text{Cu}^{+2} + \text{e}^-$
+0.40	$2(\text{OH})^-$	$\leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + 1/2 \text{O}_2 + 2\text{e}^-$
+0.52	Cu	$\leftrightarrow \text{Cu}^+ + \text{e}^-$
+0.54	Li	$\leftrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$
+1.23	H_2O	$\leftrightarrow \text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 + \text{e}^-$
+1.36	Cl^-	$\leftrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
+2.87	F^-	$\leftrightarrow \text{F}_2 + 2\text{e}^-$

O único lugar onde o sucesso vem antes do trabalho é no dicionário.

Albert Einstein

Exercícios gerais

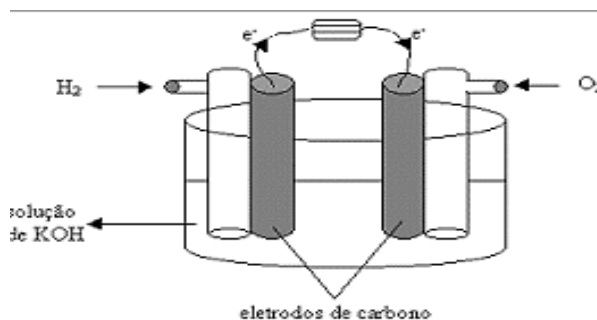
15. (UFV-01) Considere as semi-equações e os potenciais padrão (E^0) de redução:



Para armazenar uma solução de sulfato de níquel (NiSO_4), poder-se-ia empregar um recipiente de:

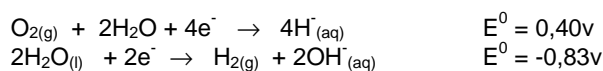
- apenas Zn.
- Ag, Cu, Fe ou Zn.
- apenas Ag.
- Ag ou Cu.
- Fe ou Zn.

16. (UFJF 03-1) Intensas pesquisas em eletroquímica apontam para baterias cada vez mais duráveis e com baixa manutenção. Muitos cientistas acreditam que as pilhas de combustível, recentemente descobertas, serão importantes fontes de energia para nossa sociedade. Pilhas de combustível são equipamentos onde os reagentes são continuamente introduzidos durante o processo de oxidação-redução. A pilha de combustível H_2/O_2 , esquematizada ao lado, é usada em programas espaciais e a água produzida é utilizada pelos astronautas.



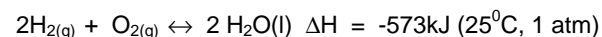
Baseando-se no texto e na figura acima, responda aos seguintes itens:

a) Sabendo-se que as semi-reações de redução desta pilha são:



qual dos reagentes introduzidos na pilha sofrerá oxidação e qual sofrerá redução?

b) Esta pilha produz água através da seguinte reação química:



Considerando este sistema em equilíbrio, o aumento da temperatura favorece ou dificulta a formação de água? Justifique sua resposta.

c) Calcule a entalpia de formação da água líquida, à 25°C e 1 atm.

d) Se introduzirmos na pilha de combustível de H_2/O_2 50 mols de hidrogênio, quantos mols de O_2 serão necessários para consumir todo o

hidrogênio? Quantos mols de água serão formados?

17. (UFJF 99) Um fio de cobre, puro, é colocado em uma solução de nitrato de prata, AgNO_3 , incolor. Com o tempo, o cobre reduz os íons prata a cristais de prata metálica e o cobre metálico é oxidado a íons Cu^{2+} . A solução inicialmente incolor fica azul. A cor azul resultante na solução se deve a presença do íon cobre (II). Analisando as informações apresentadas:

a) Escreva as equações das reações solicitadas no quadro abaixo.

Semi-reação de oxidação

Semi-reação de redução

Reação global

b) A espontaneidade da reação global acima pode ser determinada através da variação da energia livre do sistema (D G). Calcule o valor de D G, sabendo-se que o potencial padrão da reação é + 0,46V.

Dado: Constante de Faraday (F) = $9,65 \times 10^4 \text{ J.V}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

c) Calcule a massa de cobre necessária para a obtenção de 4g de prata.

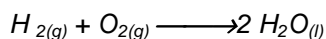
18. (FEI/SP) Um rádio de pilha ficou ligado durante a partida de um jogo de futebol. Nesse período, sua cápsula de zinco sofreu um desgaste de 0,3275 g tendo originado uma corrente de 0,322 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos?

Dados:

massa atômica do Zn = 65,5u;

1F=96.500C

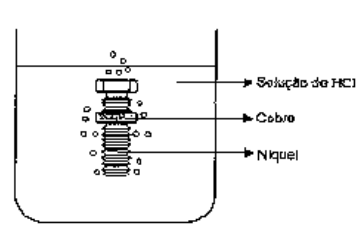
19. (UFMG-03) A produção de energia é um tema crucial nos dias de hoje. As células a combustível convertem energia química em energia elétrica. As células que usam o hidrogênio como combustível oferecem a vantagem de gerar água como produto, não contaminando o meio ambiente. A equação que representa a reação global para esse tipo de célula a combustível é



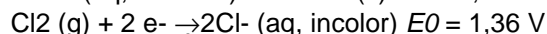
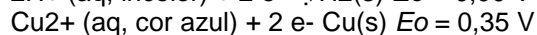
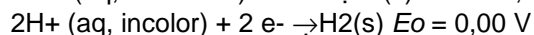
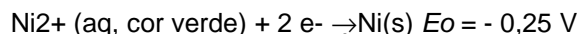
Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que

- a) o oxigênio oxida e ganha elétrons.
- b) o oxigênio reduz e perde elétrons.
- c) o hidrogênio reduz e ganha elétrons.
- d) o hidrogênio oxida e perde elétrons.

20. (UFMG-98) Um parafuso de níquel prende uma porca de cobre. Este sistema foi colocado em um recipiente que contém uma solução diluída de ácido clorídrico (HCl), conforme a figura abaixo.



Nesse recipiente ocorre uma reação de oxidação/redução. Para decidir quais são as semi-reações apropriadas, consulte a série eletroquímica:

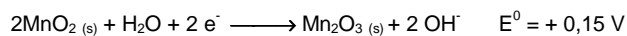
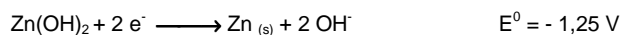


1- ESCRIVA a equação balanceada da reação global que está ocorrendo no recipiente.

2- CALCULE o valor da força eletromotriz dessa reação. Deixe seus cálculos registrados, de modo a explicitar seu raciocínio.

3- CITE duas evidências experimentais que indicam a ocorrência de reação química no processo descrito acima.

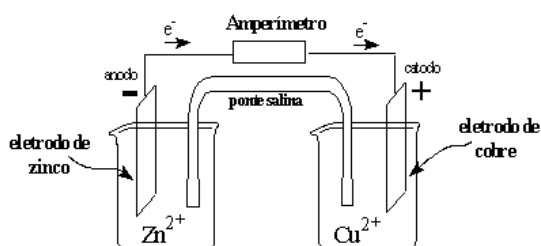
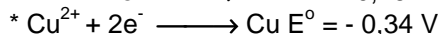
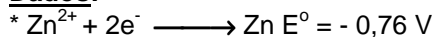
21. (UFJF 01) Uma das maneiras de se obter energia elétrica é através das chamadas "pilhas". Dois tipos de pilhas são facilmente encontradas nos estabelecimentos comerciais: a "pilha seca comum" e a "pilha seca alcalina", geralmente utilizadas em lanternas, rádios, etc. Embora mais caras, as pilhas secas alcalinas têm desempenho superior. São dados os seguintes potenciais-padrão de eletrodos, a 298,15K, das semi-reações que ocorrem numa determinada pilha alcalina.



Com base nos dados apresentados, a força eletromotriz ou a voltagem da pilha é:

- a) + 0,15 V.
- b) + 1,10 V.
- c) + 1,25 V.
- d) + 1,40 V.

22. (UFJF 01) Observe o esquema abaixo representado e responda:

**Dados:**

a) Sabendo-se que o béquer da esquerda contém solução de ZnSO_4 1 mol/L (solução incolor) e o béquer da direita contém solução de CuSO_4 1 mol/L (solução azul), o que se observa quando os dois eletrodos entram em contato com as soluções, após certo tempo de funcionamento da pilha galvânica?

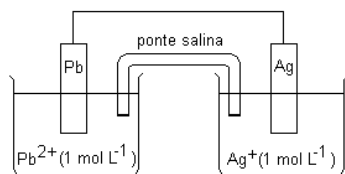
b) Qual a função da ponte salina neste processo químico?

c) Identifique a espécie redutora e a oxidante.

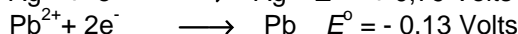
redutora:

oxidante:

23. (UFV-02) A seguir são feitas algumas afirmativas sobre a célula galvânica representada abaixo:

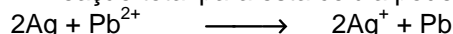


Potenciais padrão de redução (E°):



- I - O potencial teórico da pilha (E°) é 0,92 Volts.
 II - O eletrodo de prata será o ânodo nesta célula.
 III - Ocorre passagem espontânea de elétrons do eletrodo de chumbo para o de prata.

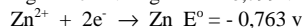
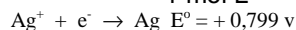
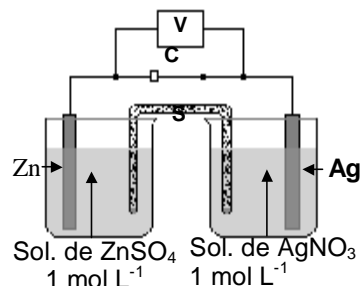
IV - A reação total para esta célula pode ser representada por:



São afirmativas CORRETAS:

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

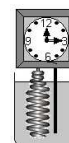
24. (UFV-03) A figura ao lado representa uma pilha, onde V é um voltímetro, C é uma chave e S é a ponte salina, que contém solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3). O eletrodo de zinco está imerso na solução de sulfato de zinco (ZnSO_4), e o eletrodo de prata está imerso na solução de nitrato de prata (AgNO_3).



Considerando esta pilha e os potenciais-padrão de redução acima representados, assinale a afirmativa CORRETA:

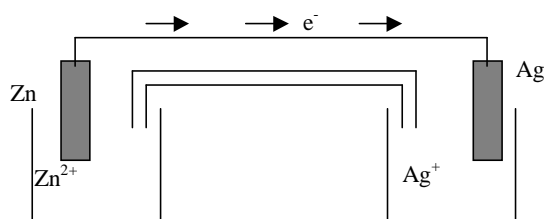
- a) O eletrodo de prata perderá massa.
 b) Com o decorrer da reação, a solução de ZnSO_4 ficará mais concentrada e a de AgNO_3 , mais diluída.
 c) O potencial em V será + 0,799 volts, com a chave C aberta.
 d) À medida que a reação se processa, os cátions K^+ da ponte salina se dirigem para a solução de ZnSO_4 .
 e) De acordo com os valores dos potenciais-padrão, o Zn^{2+} é mais oxidante que Ag^+ .

25. (UFV-PASSES-01) Hoje em dia são muito populares e baratos os relógios de quartzo, que funcionam com uma pilha comum de 1,5 volts. Esta pilha pode ser substituída por uma espiral de magnésio ligada ao pólo negativo e um fio de cobre ligado ao pólo positivo da máquina do relógio, sendo o conjunto mergulhado em suco de laranja. No suco ocorre a oxidação da fita de magnésio (que se corrói) e a redução dos íons H^+ , provenientes do ácido cítrico, criando uma corrente elétrica que faz funcionar o relógio. Veja o desenho representando a montagem descrita. A equação da reação química que faz funcionar o relógio é:



- a) $\text{Mg} + \text{Cu} \longrightarrow \text{MgCu}$
 b) $\text{Cu} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$
 c) $\text{Mg} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$
 d) $\text{Mg} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}^+$
 e) $\text{Cu} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}^+$

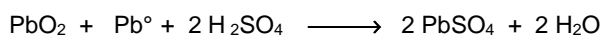
26. (UFV - 93) Considere a pilha, em funcionamento, esquematizada abaixo:



A equação da reação total desta pilha é:

- a) $\text{Zn}^0 + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^0$
 b) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Zn}^0 + 2\text{Ag}^0$
 c) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^0 \longrightarrow \text{Zn}^0 + 2\text{Ag}^+$
 d) $\text{Zn}^0 + 2\text{N}^{2+} \longrightarrow 2\text{Ag}^0 + 2\text{Ag}^+$
 e) $\text{Zn}^0 + 2\text{Ag}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^+$

27. (UFV - 94) A bateria de automóveis possui dois tipos de eletrodos (de PbO_2 e de Pb^0) mantidos em solução de H_2SO_4 . A equação correspondente à reação envolvida na geração de energia é:



Assinale a alternativa CORRETA, relacionada ao processo de geração de energia.

- a) O elemento chumbo sofre oxidação nos eletrodos de Pb^0 e redução nos eletrodos de PbO_2 .
 b) Nos eletrodos de PbO_2 ocorre oxidação.
 c) Nos eletrodos de Pb^0 ocorre oxidação.
 d) Nos eletrodos de PbO_2 há perda de elétrons, produzindo Pb^{2+} que reage com o H_2SO_4 produzindo PbSO_4 .
 e) Nos eletrodos de Pb^0 há ganho de elétrons, produzindo Pb^{2+} que reage com H_2SO_4 produzindo PbSO_4 .

"A causa real da maioria de nossos grandes problemas está entre a ignorância e a negligência".

Goethe, poeta alemão que viveu no século passado.

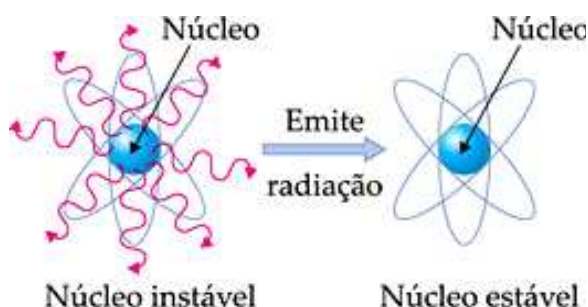
Respostas dos exercício de vestibular				
1		11		21
2		12		22
3		13		23
4		14		24
5		15		25
6		16		26
7		17		27
8		18		28
9		19		29
10		20		30

Capítulo 15: Radioatividade

1. Partículas Radioativas :

A Radioatividade foi descoberta em 1896 por Becquerel. Mas grandes avanços foram alcançados mais tarde pelo casal Peter e Mari Curie com a descoberta do Polônio e Rádio e com a conseqüente aplicação de produtos radioativos na medicina.

Radioatividade: é a transformação de um núcleo instável em outro com maior estabilidade através da emissão de radiações (partículas e/ou ondas). As radiações podem ser de três tipos: alfa (α), beta (β) e gama (γ).

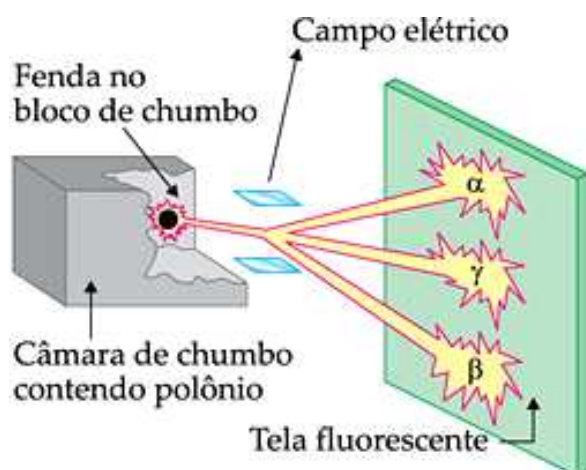


As **partículas alfa** são constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons e sua carga é $2+$. É semelhante ao núcleo de hélio, pode ser denominada de "hélion". É a radiação de menor poder de penetração e maior efeito de ionização sobre o ar.

As **partículas beta** são elétrons extremamente velozes. O poder de penetração é mais elevado que o da partícula alfa, no entanto, seu efeito ionizante é menor. Esta partícula se origina da transformação de um nêutron em um par próton-elétron. O próton permanece no núcleo e o elétron e o neutrino (sem carga e de massa desprezível) são atirados para fora.



As **radiações gama** são ondas eletromagnéticas mais energéticas que os raios X e não possuem carga. São bem mais penetrantes que as partículas alfa e o seu poder ionizante é menor. As radiações gama podem penetrar até 20 cm de aço ou 5 cm de chumbo.



2. Desintegração radioativa

Também conhecida como **transmutação** ou **decaimento**, é o processo através do qual núcleos instáveis se transformam em outros mais estáveis.

As partículas que constituem um núcleo podem ser determinadas se conhecermos o **número atômico (Z)** e o **número de massa (A)** para o mesmo. O número atômico nos fornece o número de prótons presente no núcleo e ainda é quem define o elemento químico. A número de massa nos fornece a soma das quantidades de prótons e nêutrons.

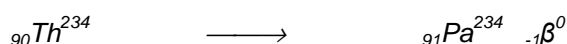
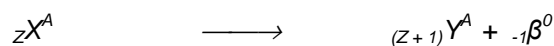
${}_Z^AX^A$ onde: **número de prótons = Z** e **número de nêutrons = A – Z**

Na **emissão da partícula alfa** (${}_2\alpha^4$) o núcleo tem seu número atômico reduzido em duas unidades e o seu número de massa reduzido em 4 unidades. (Lei de Soddy)



Como ocorre alteração no número atômico (Z), o átomo original transmuta-se no elemento químico que se encontra duas casas antes dele na tabela periódica.

Na **emissão da partícula beta** (${}_{-1}\beta^0$) o número atômico aumenta em uma unidade e o de massa não se altera e o átomo de origem e o formado são **isóbaros** entre si. (Lei de Soddy-Fajans-Russel)



A **emissão da radiação gama** (${}_0\gamma^0$) não implica em formação de núcleo diferente do original, é apenas uma forma deste liberar energia. Isto acontece porque a radiação gama é uma

radiação eletromagnética, não possuindo massa ou carga.

3. Conservação da massa e da carga

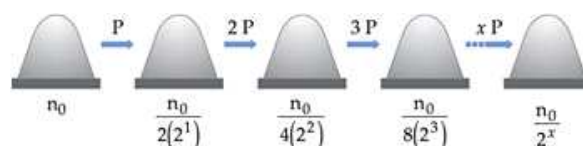
Os núcleos dos átomos não são alterados nas reações químicas, somente as eletrosferas é que sofrem alterações nas transformação de umas substâncias em outras. Nas reações nucleares, os núcleos sofrem alterações, podendo originar elementos químicos diferentes do átomo de origem. Vale a conservação da massa e da carga.

principais partículas que podem aparecer nas reações nucleares

partícula	símbolo	carga	massa relat.	representação
próton	p	+1	1	${}_1p^1$
nêutron	n	0	1	${}_0n^1$
elétron	e	-1	0	${}_{-1}e^0$
neutrino	ν	0	0	${}_0\nu^0$
alfa	α	+2	4	${}_2\alpha^4$
beta	β	-1	0	${}_{-1}\beta^0$
gama	γ	0	0	${}_0\gamma^0$

4. Período de desintegração

O **tempo de meia-vida** ($t_{1/2}$) é o tempo necessário para que metade da massa contida em uma amostra sofra o processo de desintegração.



tempo	0	p	2p	3p	...
massa	n_0	$n_0/2$	$n_0/4$	$n_0/8$...

Pode-se calcular a massa (m) ou o número de átomos (n) presentes numa determinada amostra após x períodos terem passado através de

$$m = M_0 / 2^x$$

ou

$$n = n_0 / 2^x$$

onde:

 m_0 = massa inicial m = massa final n_0 = número de átomos na amostra inicial n = número de átomos na amostra após transcorrido o período considerado x = número de períodos transcorridos t = tempo transcorrido = $x \cdot P$

O tempo de meia-vida independe de pressão, temperatura ou substância da qual o elemento radioativo faça parte. A duração deste tempo varia de radioisótopo para radioisótopo. A tabela abaixo traz alguns exemplos.

Radionuclídeo	Meia-vida	Radiação emitida
$^{214}_{84}\text{Po}$	1 milissegundo	α, γ
$^{234}_{91}\text{Pa}$	1,12 minutos	α, γ
$^{42}_{19}\text{K}$	12,4 horas	β, γ
$^{232}_{90}\text{Th}$	24 dias	α
^3_1H	12,5 anos	β
Ra	1 610 anos	α, γ
$^{235}_{92}\text{U}$	710 milhões de anos	α, γ

radioisótopo	$t_{1/2}$
$^{238}_{92}\text{U}$	$4,5 \times 10^9$ anos
$^{226}_{88}\text{Ra}$	1620 anos
$^{210}_{83}\text{Bi}$	5 dias
$^{206}_{81}\text{Tl}$	4 minutos

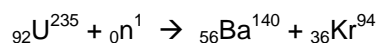
Fissão Nuclear

Em 1932, Fermi bombardeou átomos estáveis com nêutrons e eles tornaram-se radioativos. Em 1939, Meitner e Frisch verificaram a liberação de energia durante o processo. Em 1945, Oppenheimer e equipe detonaram a primeira bomba de fissão nuclear no Novo México.



Fissão Nuclear e Transmutação com divisão do núcleo, dando dois núcleos menores. É a transmutação da bomba atômica.

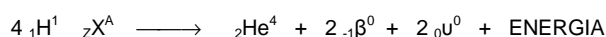
Assim o termo fissão significa ruptura do núcleo atômico pelo bombardeamento com nêutrons. O processo que ocorre é em cadeia. Um núcleo assimila um nêutron, ocorre a quebra do núcleo em outros dois menores com liberação de nêutrons que dão continuidade ao processo.



Fusão Nuclear

Fusão nuclear e Transmutação com união de dois núcleos, dando um único núcleo. É a transmutação da bomba de hidrogênio.

O sol gera energia a partir da fusão de núcleos de hidrogênio, com formação de hélio.



Na bomba de hidrogênio (bomba H) uma das reações que pode ser utilizada é a seguinte



Séries Radioativas

São conjuntos de elementos ligados entre si através de sucessivos decaimentos radioativos. Todas terminam em um isótopo estável do chumbo.

A série do Urânio começa com o $^{238}_{92}\text{U}$ e termina com o $^{206}_{82}\text{Pb}$.

A série do Actínio começa com o $^{235}_{92}\text{U}$ e termina com o $^{207}_{82}\text{Pb}$. Ela preserva o nome original, de uma época em que se achava que o Actínio era o primeiro átomo da mesma.

A série do Tório começa com o $^{232}_{90}\text{Th}$ e termina com o $^{208}_{82}\text{Pb}$.

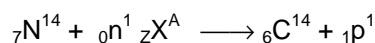
Exemplos de Isótopos Radioativos Importantes

Cobalto 60

Este isótopo emite radiações gama que são usadas no bombardeamento de regiões cancerosas, visando destruir os tecidos afetados pelo tumor, que são menos resistentes a este tipo de radiação.

Carbono 14

É formado a partir do nitrogênio da atmosfera e de nêutrons oriundos dos raios cósmicos.



Os seres vivos possuem em sua constituição uma participação de carbono 14 que é constante para todos. Após a morte esta

quantidade só tende a diminuir através de decaimentos radioativos. O período de meia-vida do carbono 14 é de 5730 anos. Através da quantidade de carbono 14 existente num dado fóssil, se pode estabelecer a idade do mesmo.

Contador Geiger-Muller

É o aparelho usado para detectar radioatividade. As emissões radioativas ionizam os gases, tornando-os condutores de eletricidade; este é o princípio de funcionamento do aparelho.

Direcionamento de estudo

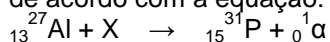
1. O que é radioatividade?
2. Quais são os raios que compõem a radioatividade? E qual a natureza de cada uma?
3. O que é fissão Nuclear?
4. O que é Fuissão Nuclear?
5. O que é uma Transmutação?
6. O que é tempo de meia vida?
7. O que são isótopos Radioativos?
8. O que é uma serie radio ativa?
9. O que diz a lei de Soddy?
10. O que diz a Lei de Soddy-Fajans-Russel?

Questões de Vestibular

1. (Ufscar) Em 1999, foi estudada a ossada do habitante considerado mais antigo do Brasil, uma mulher que a equipe responsável pela pesquisa convencionou chamar Luzia. A idade da ossada foi determinada como sendo igual a 11500 anos. Suponha que, nesta determinação, foi empregado o método de dosagem do isótopo radioativo carbono-14, cujo tempo de meia-vida é de 5730 anos. Pode-se afirmar que a quantidade de carbono-14 encontrada atualmente na ossada, comparada com a contida no corpo de Luzia por ocasião de sua morte, é aproximadamente igual a:

- a) 100% do valor original
- b) 50% do valor original
- c) 25% do valor original
- d) 10% do valor original
- e) 5% do valor original

2. (UNIMEP-03) No ano de 1933, Irene Curie e Frédéric Joliot obtiveram o primeiro radioisótopo artificial, através do bombardeamento de alumínio de acordo com a equação:



A alternativa em que X completa corretamente a equação é:

- a) um nêutron;
- b) uma partícula alfa;
- c) um elétron;
- d) uma partícula beta;
- e) uma partícula gama.

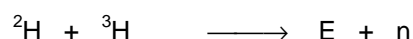
3. (Ufscar) Em 1999, foi estudada a ossada do habitante considerado mais antigo do Brasil, uma mulher que a equipe responsável pela pesquisa convencionou chamar Luzia. A idade da ossada foi determinada como sendo igual a 11500 anos. Suponha que, nesta determinação, foi empregado o método de dosagem do isótopo radioativo carbono-14, cujo tempo de meia-vida é de 5730 anos. Pode-se afirmar que a quantidade de carbono-14 encontrada atualmente na ossada, comparada com a contida no corpo de Luzia por ocasião de sua morte, é aproximadamente igual a:

- a) 100% do valor original
- b) 50% do valor original
- c) 25% do valor original
- d) 10% do valor original
- e) 5% do valor original

4. (UFRRJ) As células cancerosas são mais fracas que as normais e, por esse motivo, uma dose controlada de radiação incidindo apenas sobre o local do tumor pode matar apenas as células cancerosas. Esse é o princípio da chamada radioterapia do câncer. O cobalto- 60, usado no tratamento do câncer, possui tempo de meia-vida de aproximadamente 5 anos. Observou-se, por exemplo, que uma amostra desse radionúcleo colocada, colocada em uma cápsula lacrada e aberta após 20 anos continha 750 mg de cobalto- 60.

- a) Qual a quantidade de cobalto-60 colocada inicialmente na cápsula?
- b) Qual a porcentagem de material que restou da amostra inicial?

5. (FUVEST/SP) Na reação de fusão nuclear representada por



ocorre a liberação de um nêutron (n). A espécie E deve ter:

- a) 2 prótons e 2 nêutrons.
- b) 2 prótons e 3 nêutrons.
- c) 2 prótons e 5 nêutrons.
- d) 2 prótons e 3 elétrons.
- e) 4 prótons e 3 elétrons.

6. (FUVEST/SP) Mediu-se a radiatividade de uma amostra arqueológica de madeira, verificando-se que o nível de sua radiatividade devido ao carbono 14 era 1/16 do apresentado por uma amostra de madeira recente. Sabendo-se que a meia-vida do isótopo ${}^{14}\text{C}$ é $5,73 \cdot 10^3$ anos, a idade, em anos, dessa amostra é:

- a) $3,58 \cdot 10^2$
- b) $1,43 \cdot 10^3$
- c) $5,73 \cdot 10^3$
- d) $2,29 \cdot 10^4$

e) $9,17 \cdot 10^4$

7. (ITA) Considere as seguintes afirmações:

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

Das afirmações feitas, estão **CORRETAS**

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

8. (PUCCAMP-SP) Quando um dos isótopos do bismuto emite uma partícula há formação do GGG. Nesse átomo, o número de prótons e o número de nêutrons são respectivamente:

- a) 81 e 129;
- b) 81 e 210;
- c) 129 e 210;
- d) 210 e 81;
- e) 210 e 129.

9. (CESGRANRIO) O iodo radioativo (^{131}I) é utilizado em estudos de localização de tumores na tireóide. Sua meia-vida é de 8 dias. Após quantos dias a atividade decaída para 25%.

- a) 2;
- b) 312;
- c) 16;
- d) 32;

10. (UFU-MG) preparam-se 8mg de radioisótopo Po, cuja meia-vida é 3,1 minutos. Restará apenas 1mg após:

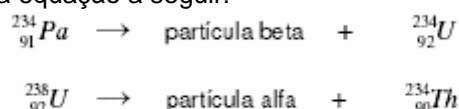
- a) 3,1 minutos;
- b) 6,2 minutos;
- c) 9,3 minutos;
- d) 12,4 minutos;
- e) 24,8 minutos.

11. (UFMG-05) Em um acidente ocorrido em Goiânia, em 1987, o cézio-137 (número de massa 137) contido em um aparelho de radiografia foi espalhado pela cidade, causando grandes danos à população. Sabe-se que o sofre um processo de decaimento, em que é emitida radiação gama (γ) de alta energia e muito perigosa. Nesse processo, simplificada, um nêutron do núcleo do Cs transforma-se em um próton e um elétron. Suponha que, ao final do decaimento, o próton e o elétron permanecem no átomo. Assim

sendo, é **CORRETO** afirmar que o novo elemento químico formado é

- a) $^{137}_{56}\text{Ba}$
- b) $^{136}_{54}\text{Xe}$
- c) $^{136}_{55}\text{Cs}$
- d) $^{138}_{57}\text{La}$

12. (UFV-05) Ao emitir uma partícula alfa (α), o isótopo radioativo de um elemento transforma-se em outro elemento com número atômico e número de massa menores, conforme ilustrado pela equação a seguir:



A emissão de uma partícula beta (β) por um isótopo radioativo de um elemento transforma-o em outro elemento de mesmo número de massa e número atômico uma unidade maior, conforme ilustrado pela equação a seguir:

Com base nas informações dadas acima, assinale a alternativa CORRETA relacionada às características das partículas α e β :

- a) A partícula α tem 2 prótons e 2 nêutrons.
- b) A partícula α tem 2 prótons e 4 nêutrons.
- c) A partícula β tem carga negativa e massa comparável à do próton.
- d) A emissão da partícula β é resultado da transformação de um próton em um nêutron.
- e) A partícula β , por ter massa maior que a partícula α , tem maior poder de penetração.