

Inorgânica

Inorganic

Química 1



Elaborado por Chrispin KOWENJE





Informação

Este documento foi publicado de acordo com as condições do Creative Commons

http://en.wikipedia.org/wiki/Creative_Commons

Atribuição

<http://creativecommons.org/licenses/by/2.5/>

Licença (abreviatura “cc-by”), Versão 2.5.



Índice

I. Química Inorgânica 1	3
II. Pré-requisitos ou Conhecimento do Curso	3
III. Tempo	3
IV. Materiais	3
V. Fundamentos do Módulo	3
VI. Conteúdo	4
6.1 Avaliação	4
6.2 Esboço	4
6.3 Organização Gráfica	6
VII. Objectivos Gerais	7
VIII. Objectivo (s) Específico (s) de Aprendizagem	7
IX. Actividades de Ensino e Aprendizagem	10
X. Actividades de Aprendizagem	17
XI. Glossário de Conceitos Chaves	110
XII. Lista de Leituras Obrigatórias	112
XIII. Lista de Recursos (Opcional) Multimédias	114
XIV. Síntese do Módulo	124
XV. Avaliação Sumativa	125
XVI. Referências	130
XVII. Registos do Estudante	131
XVIII. Autor Principal do Módulo	131



I. Química inorgânica 1

por Chrispin Kowenje

II. pré-requisitados ou Conhecimento do Cursos

Introdução a Química 1: Matéria e medidas, Estrutura e periodicidade do átomo, Moléculas e compostos, e reacções Químicas.

- Noções de computador (Microsoft Word e Excel).

III. Tempo

120 Horas

Unidade 1. Tabela periódica de elementos (14 horas)

Unidade 2. Estruturas atômicas e tendências dos elementos do bloco s e p (30 horas)

Unidade 3. Propriedades gerais dos elementos do bloco s e p (40 horas)

Unidade 4. Ocorrência, abundância e Extração dos elementos do bloco s e p (16 horas)

Unidade 5. Uso económico dos elementos do bloco s e p (20 horas)

IV. Material

Em geral, o estudante deve ter;

- Os livros recomendados do Curso
- Computador ligado a Internet
- CD-ROMs
- Acesso a biblioteca virtual
- Calculadora científica

V. Fundamentos de módulo

No módulo Introdução a Química 1 você tratou dos conceitos matéria, medidas, estrutura e periodicidade do átomo, Moléculas e compostos e as suas reacções químicas. O estudo constrói acima mencionado é a base fundamental para um melhor entendimento sobre as substâncias químicas e as várias formas de classificação dos elementos Químicos. Com o conhecimento de química já expandido, nós mostramos lhe como podes prever e entender as aplicações simples de princípios químicos e compostos químicas e o uso dos elementos da tabela periódica.



VI. Conteúdo

6.1 Avaliação

O módulo começa com um olhar crítico à Tabela Periódica de elementos e a razão para a respectiva forma de classificação. A tabela torna mais fácil a compreensão e mais rápido, dos conceitos e factos da química dos elementos. A química dos elementos do bloco s e p (ou bloco principal) e os seus compostos, a seguir proporciona um tratamento sistemático destes elementos e os seus compostos baseado nas suas propriedades comuns.

Na unidade 1, na qual se utiliza o conceito de configuração electrónica dos elementos, você vai fazer uma revisão da classificação dos elementos em metais, ametais e semi - metais bem como os blocos s, p, d, e f da tabela periódica. Esta será seguida por um estudo das estruturas atómicas e as tendências gerais num período e num grupo, na unidade 2. Unidade 3 examina as propriedades gerais dos elementos do bloco s e p. Unidade 4 examina a abundância, ocorrência e as extracções dos elementos.

Em anos recentes as pesquisas em industriais químicas dos principais blocos de elementos têm vigorado; muitos desenvolvimentos tecnológicos novos, como transístores de Si-Ge em computadores, e Videocassetes, foram desenvolvidos usando estes elementos ou seus compostos. Exemplos dos usos económicos são dados na unidade 5 e nós esperamos que este módulo estimule seu interesse pela química inorgânica, um campo no qual o treino constante do pessoal _ ainda escasso em instituições académicas e laboratórios industriais.

6.2 Esboço

120 Horas

Unidade 1. Tabela periódica de elementos (14 horas)

- Introdução e história da Periodicidade nos elementos químicos
- Terminologias usadas na tabela periódica dos elementos
- Classificação da tabela periódica dos elementos
- Configuração electrónica dos elementos do bloco s
- Configuração electrónica dos elementos do bloco p
- Numero quântico electrónico e as orbitais electrónicas
- Elementos do bloco s -, p -, d -, e f-
- Metais, ametais e semi-metais



Unidade 2. Estrutura atómica e tendências dos elementos do bloco s e p (30 horas)

- Tamanho do átomo e a tabela periódica
- Pontos de fusão e de ebulição dos elementos do bloco s e p
- Electronegatividade
- Variação da Energia de ionização
- Afinidade electrónica
- Energias de ligação nucleares
- Carga nuclear efectiva

Unidade 3. Propriedades gerais dos Elementos do Bloco s e p (40 horas)

- Valência e fórmula dos elementos do bloco s- e p-, e seus compostos
- Nomenclatura de compostos simples dos elementos do bloco s- e p-
- Características gerais de metais, ametais e semi-metais
- Propriedades físicas dos elementos do bloco s-
- Propriedades físicas e químicas dos elementos do bloco s-
- Propriedades físicas e químicas dos elementos do bloco p-

Unidade 4. Ocorrência, abundância e Extração dos Elementos do bloco s e p (16 horas)

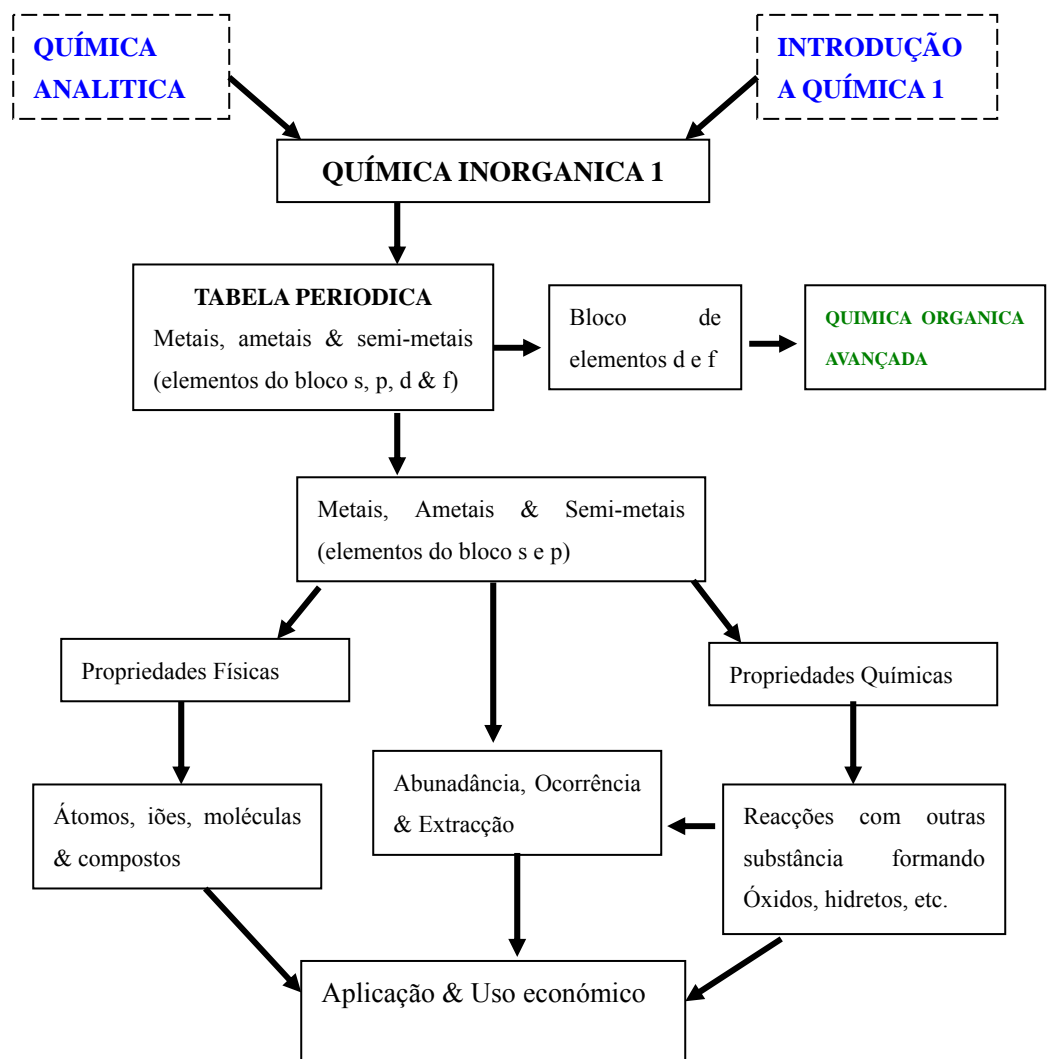
- Ocorrência, abundância e extração de elementos do Grupo 1
- Ocorrência, abundância e extração de elementos do Grupo 2
- Ocorrência, abundância e extração de elementos do Grupo 13 - 16
- Ocorrência, abundância e extração de elementos do Grupo 17
- Ocorrência, abundância e extração de elementos do Grupo 18

Unidade 5. Uso económico de Elementos do Bloco s e p (20 horas)

- Uso económico de elementos seleccionados do Grupo 1
- Uso económico de elementos seleccionados do Grupo 2
- Usos económico de elementos seleccionados do Grupo 13–16
- Usos económico de elementos seleccionado do Grupo 17
- Usos económico de elementos seleccionado do Grupo 18



O Fluxograma do Módulo: A Progressão do Estudante nas Unidades.





VII. Objectivos (s) geral (ais)

No fim deste módulo é esperado que você seja capaz de:

- Entender as disposições dos elementos na tabela periódica
- Classificar os elementos da tabela periódica em blocos s, p, d e f
- Descrever e explicar a periodicidade nas propriedades físicas dos elementos do bloco s- e p-
- Descrever e explicar as características gerais das propriedades químicas dos elementos do bloco s- e p-
- Descrever, explicar e prever as propriedades físicas e químicas dos compostos dos elementos do bloco s- e p-
- Descrever e até mesmo prever os métodos usados para extração de elementos do bloco s - e p -
- Prever e explicar o uso económico dos elementos do bloco s- e p-

VIII. Objectivos específicos de aprendizagem (Objectivos instrucionais)

Unidade	Objectivo (s) de Aprendizagem No fim desta unidade o estudante deve ser capaz de:
1. Tabela Periódica de elementos	<ul style="list-style-type: none"> - Descrever e prever a posição do um elemento na tabela periódica através do números atómicos. - Usar os diferentes e sistemas de representação da tabela periódica - Usar a tabela periódica para classificar os elementos de acordo com a IUPAC. - Identificar e localizar os elementos do bloco s- na tabela periódica de acordo com as suas configurações electrónicas - Identificar e localizar os elementos do bloco p- a na tabela periódica de acordo com as suas configurações electrónicas - Classificar os elementos em elementos do bloco s -, p -, d -, e f- bem como em metais, ametais e semi-metais de acordo com a sua localização na tabela periódica



2. Estrutura atômica dos elementos do bloco s e p

- Descrever e explicar a periodicidade do raio atômico e iônico dos elementos da tabela periódica.
 - Explicar e descrever como as tendências dos pontos de fusão e ebulição estão relacionados às estruturas eletrônicas dos elementos do bloco s e p.
 - Descrever, explicar e prever a periodicidade da eletronegatividade dos elementos na tabela.
 - Descrever, explicar e prever a periodicidade da energia de ionização dos elementos na tabela.
 - Descrever, explicar e prever a periodicidade da afinidade eletrônica dos elementos na tabela.
 - Descrever, explicar e prever a periodicidade da energia de ligação nuclear dos elementos na tabela.
 - Calcular a energia da ligação nuclear de qualquer elemento dentro da tabela periódica.
 - Calcular a carga nuclear efetiva de qualquer elemento dentro da tabela periódica.
-

3. Propriedades Gerais dos elementos do bloco s e p

- Examinar as valências dos elementos do bloco s- e p-.
 - Prever e indicar os estados de oxidação comuns dos elementos do bloco s- e p-.
 - Prever a fórmula e o nome de compostos simples dos elementos do bloco s- e p-.
 - Explicar a estabilidade dos estados de oxidação comuns dos elementos do bloco s e p.
 - Prever e explicar a tendência das propriedades químicas e físicas dos elementos do bloco s-.
 - Prever e explicar a tendência das propriedades químicas e físicas dos elementos do bloco p-.
 - Explicar e dar exemplos de comportamentos anormais dos primeiros (período 2) elementos.
 - Descrever o efeito do par inerte.
 - Indicar e dar exemplos de variações diagonais da tabela periódica.
-



4. Ocorrência, abundância e extração de Elementos

- Apreciar as abundâncias naturais dos elementos do bloco s e p.
 - Definir as terminologias associadas as extrações dos elementos.
 - Observar a tabela de abundâncias natural dos elementos do bloco s e p.
 - Descrever e explicar os métodos gerais usados para extrair os elementos do bloco s (metais).
 - Descrever e explicar os métodos gerais usados para extrair os elementos dos grupos 13, 14, 15, e 16.
 - Descrever e explicar os métodos gerais usados para extrair os elementos do grupo 17.
 - Descrever e explicar os métodos gerais usados para extrair os elementos do grupo 18.
 - Elaborar um projecto de pesquisa baseado na extração de um elemento do bloco s e dois elementos do bloco p e escrever um relatório.
-

5. Uso económico dos elementos dos blocos s e p

- Apreciar o uso económico de alguns elementos seleccionados do bloco s.
 - Apreciar o uso económico de alguns elementos seleccionado do bloco p.
 - Predizer o uso económico de alguns elementos hipotéticos das séries s e p da tabela periódica.
-



IX. Actividades de Ensino e aprendizagem

9.1 Pré-avaliação

Título da Pré-avaliação: Teste pré-avaliativo para Química Inorgânica 1.

Razão: O teste abaixo tem como finalidade avaliar seu nível de preparação para o módulo de Química Inorgânica 1. Ele não é uma forma de encontrar seus erros, mas para reactivar o melhor que você tem sobre o mesmo.

Perguntas

- Um anião é,
 - Um átomo que ganhou electrões
 - Um átomo que perdeu electrões
 - Uma molécula carregada
 - Um elemento carregado

- Defina um elemento
 - Um átomo que participa numa reacção química
 - Uma substância pura que é constituído de apenas um tipo de átomo
 - Diferentes tipos de átomos com semelhanças químicas
 - Um átomo que nunca pode ser dividido em partículas mais simples

- O que é um número atómico de um átomo?
 - Número de protões
 - Número de electrões
 - Número de protões e neutrões
 - Número de electrões e protões

- ${}^1\text{H}_1$, ${}^1\text{H}_2$, e ${}^1\text{H}_3$ são todos
 - Isótopos
 - Alótropos
 - Membros de um grupo
 - Anisótropos



5. Fenómenos químicos são aqueles que
 - a) Acontecem muito rapidamente
 - b) Produzem uma substância nova
 - c) Onde os electrões estão envolvidos
 - d) Onde se aplicado calor

6. O que é orbital atómico?
 - a) Camada onde os electrões estão num átomo
 - b) Uma onda de um estado de energia permitido para um electrão num átomo
 - c) Uma onda de um estado de energia permitido para um electrão num átomo ou molécula
 - d) Sub camada de um átomo.

7. O que é alótropia?
 - a) Membros de mesmo átomo mas com neutrões diferentes
 - b) Diferentes formas do mesmo elemento
 - c) Diferentes formas do mesmo átomo
 - d) Diferentes estruturas do mesmo elemento

8. O que é regra de octeto?
 - a) Quando tem-se 8 electrões numa orbital
 - b) Durante a formação de ligações, quando átomos atingem 8 electrões na camada electrónica de valência na configuração.
 - c) Quando elementos de grupo 8 (gases nobres) estão estáveis.
 - d) Têm 8 electrões de valência.

9. Defina a ligação química
 - a) Distância mais curta que conecta dois átomos numa molécula
 - b) Forças atraentes que unem dois ou mais átomos numa molécula
 - c) Os dois electrões que se atraem um ao outro e mantêm os átomos unidos
 - d) Distância mais curta de aproximação entre dois átomos

10. Ponto de fusão de uma substância é?
 - a) A temperatura na qual as fases sólidas e líquidas estão em equilíbrio
 - b) A temperatura na qual todos sólido se tornam líquidos
 - c) A temperatura na qual a água se torna gelo.
 - d) É 0°C para o gelo.



11. Configuração electrónica
 - a) O arranjo de electrões numa orbital atómico
 - b) A presença de electrões numa orbital
 - c) A forma de orbitais electrónicas em s, p, e d-
 - d) O acto de estudar os electrões num átomo

12. Espécies Isolelectrónicas são:
 - a) Átomos que têm a mesma quantidade corrente
 - b) Átomos ou iões que têm o mesmo arranjo electrónico
 - c) Átomos que têm o mesmo número de electrões
 - d) Átomos que perderam todos seus electrões

13. O que é uma série electroquímica?
 - a) Série para átomos do mesmo grupo,
 - b) Lista de elementos/compostos organizados em ordem dos seus potenciais standard de redução, do mais oxidando ao menos reduzido.
 - c) Lista de átomos organizados em ordem dos seus potenciais standard de redução, do mais oxidado ao mais reduzido.
 - d) Os membros do mesmo período na tabela periódica.

14. A posição correcta das ligações em ordem de maior para menor força de união é:
 - a) Covalente, Van der waals, pontes de hidrogénio,
 - b) Van der waals, pontes de hidrogénio, covalente,
 - c) Covalente, pontes de hidrogénio, Van der waals,
 - d) Pontes de hidrogénio, Van der waals, covalente,

15. Ligações Covalentes são formados por,
 - a) Metais e a-metais,
 - b) Compartilhando de electrões,
 - c) Transferência de electrões,
 - d) Somente ametais

16. Um composto químico é sempre;
 - a) Quimicamente neutro,
 - b) Electricamente neutro,
 - c) Positivamente e negativamente carregado,
 - d) Positivamente ou negativamente carregado.



17. Defina um catalisador

- a) Uma substância que aumenta a velocidade de uma reacção
- b) Uma substância que aumenta a velocidade de uma reacção mas sem ser consumida
- c) Uma substância que produz o produto desejado mais rapidamente numa reacção química
- d) Uma substância que muda a velocidade de uma reacção.

18. Estado excitado de um átomo é quando?

- a) Um ou mais electrões não estão no nível mais baixo possível de energia
- b) Um electrão deixa o átomo
- c) Um átomo adquire mais energia
- d) Um átomo tem mais electrões do que precisa

19. Defina a unidade de massa atómico (UMA) de acordo com a IUPAC.

- a) 1 uma = 1/12 da massa de Carbono 12
- b) 1 uma = 1/16 da massa de Oxigénio 16
- c) 1 uma = 1/1 da massa de hidrogénio
- d) 1 uma = número máximo de protões num átomo.

20. Ânodo

- a) Tipo de um elemento
- b) Um eléctrodo de uma cela electroquímica onde ocorre a redução
- c) Terminal de uma cela seca
- d) eléctrodo de uma cela electroquímica onde ocorre a oxidação



Respostas Chaves

1.A

2.B

3.A

4.A

5.B

6.C

7.B

8.B

9.B

10.A

11.A

12.B

13.B

14.C

15.B

16.B

17.B

18.A

19.A

20. D



Comentário pedagógico Para Estudantes

Como estudante, o teste pré-avaliativo, avalia o seu nível em relação aos conhecimentos de química como uma condição para você adquirir os conhecimentos sobre a química Inorgânica 1. A sua cotação neste teste deverá ajudar a identificar as suas competências e indicar as áreas onde você precisa ter especial atenção. A base para o entendimento da química Inorgânica 1 está na percepção dos efeitos da configuração electrónica e suas interacções em átomos, iões, moléculas, compostos etc, bem como as propriedades periódicas dos elementos. Um estudante que tem a cotação, no teste pré-avaliativo de, 40 por cento ou menos é provável que encontre dificuldades na compreensão dos conteúdos deste módulo então, é aconselhado a fazer uma revisão do módulo de Introdução a Química 1 que é a condição previa para este módulo. Porém, seu performance não é em nenhum sentido para fazer com que você fique desencorajado ou **complacente**; ele é simplesmente para você ter noção de quanto esforço precisa dedicar para este trabalho, esteja preparado para fazer uma caminhada extra.

Conceitos fundamentais

Número atómico. É o número de protões no núcleo ou o número de electrões num átomo.

Ião. Um átomo ou molécula carregada. Um ião é positivo (catião) se o átomo perde electrões ou negativo (anião) se o átomo ganha electrões.

Isótopos. Um membro de uma (elemento químico) família de espécies atómicas que têm dois ou mais **nuclídes** com o mesmo número de protões (Z) mas um número diferente de neutrões (N). Porque a massa atómica é determinada pela soma do número de protões e neutrões contidos no núcleo, isótopos diferem na massa. Desde que eles tenham o mesmo número de protões (e consequentemente electrões), isótopos têm as mesmas propriedades químicas.

Alotropia. Uma ou mais formas de uma substância elementar. Exemplos são Grafite e diamante, são ambos formas alotrópicas de carbono. O₂ e ozono, O₃, são formas alotrópicas de oxigénio.

Estado electrónico fundamental. É a configuração electrónica de um átomo com as mais baixas energias das orbitais preenchidas de acordo com a regra de Hund.

Série Isoeléctrica. Uma série de átomos ou iões que têm o mesmo arranjo/configuração electrónica.

Electroneutralidade. O princípio expressa o facto de que todas as substâncias puras têm uma carga efectiva de zero. Isso é, a carga global de uma molécula como [Na⁺Cl⁻]⁰ é zero.

Fenómeno químico. Um fenómeno que resulta na formação de uma substância nova, tal, como o queimando de madeira.

Catalisador. Substância que cria uma situação na qual a mudança pode acontecer a uma velocidade mais rápida.



Unidade de massa atómica. Unidade de massa atómica (simbolizada UMA ou uma) é definida como precisamente $1/12$ da massa do átomo de carbono-12. O átomo de carbono-12 (C-12) tem seis prótons e seis neutrões.

Ligação químico. Força de atracção que une átomos para formar moléculas ou interacções eléctrica entre electrões de um átomo e o núcleo positivo de outro átomo que resulta na ligação de átomos que é uma unidade estável.

Liga. É uma mistura homogénea de dois ou mais elementos, pelo menos um dos quais é um metal, e onde o material resultante tem propriedades metálicas. Resultando numa substância normalmente com propriedades diferentes (por vezes substâncias diferentes) das que as compõem.

Base. Substância que ioniza em água formando iões hidroxilo e um catião (existem mais definições fundamentais do termo).

Polaridade. Extensão na qual os pares electrónicos ligantes entre os dois átomos é deslocada para um dos átomos.



X. Actividades de aprendizagem

Actividade de aprendizagem #1

Título da Actividade de Aprendizagem: **TABELA PERIÓDICA De ELEMENTOS**

No fim desta Unidade, o estudante deve ser capaz de;

1. Descrever e predizer a posição de um elemento na tabela periódica através de uso dos números atómicos.
2. Classificar os elementos em elementos dos blocos s-, p-, d-, e f- também como metais, ametais e semi-metais de acordo com a localização na tabela periódica.
4. Usar a tabela periódica para classificar os elementos de acordo com sistema de IUPAC.
5. Usar as diferentes formas de esboço da tabela periódica.

Resumo da actividade de aprendizagem

Sendo o primeiro tópico abordado neste módulo, a actividade 1 inclui o desenvolvimento histórico da tabela periódica de elementos pelo arranjo dos elementos em filas horizontais de acordo com os seus pesos atómico. A identificação de colunas (grupos) e filas (periódicas) da tabela periódica e a marcação das regiões dos metais, ametais e semi-metais da tabela bem como dos blocos dos elementos em s-, p-, d-, e f- serão discutidos. Para além disso, os elementos serão classificados de acordo com os preceitos do sistema de IUPAC e por fim serão discutidas as diferentes formas de enumeração da tabela periódica moderna. No fim de cada tópico, serão realizados exemplos de trabalhos e exercícios relevantes para te ajudar no desenvolvimento de problemas conceptual.

Lista de Leituras Exigidas

Livros de texto

1. Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*, 3ª Edição. Longman Cingapura Publisher, 1992.
2. Catherine E. Housecroft e Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*. Prentice – Hall Internacional, E.U.A.. 2000.
3. J. D. Lee, *Química Inorgânica Concisa*, 4ª edição. Chapman & Corredor, Novo Iorque. E.U.A. 1993.
4. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, e Geoffrey Davies; *Química. A ciência no contexto*. W.W. Norton and company NY, USA. 2004.



Lista de Conexões úteis pertinentes:

1. <http://www.dayah.com/periodicid/>
2. http://en.wikipedia.org/wiki/tabela_periodica
3. <http://www.chem1.com/acad/textoweb/atoms/atpt-6.html#ORG>
4. <http://quimica.about.com/od/grouposelementos/a/metais.htm>
5. <http://quem.lapeer.org/DocsQuim/Mendelev.html>
6. http://en.wikipedia.org/wiki/Configuracao_electronica

Lista de recursos de MULTIMÉDIAS pertinentes:

- Computador ligado a Internet com facilidade para acessar as conexões pertinentes e fontes de recursos livre.
- Recursos de Multi-média como jogos em CD, VCD etc.
- CD-ROM deste módulo para leitura obrigatórios e demonstrações.

Actividades de aprendizagem

Introdução e aspectos históricos da Tabela Periódica:

A Tabela periódica dos elementos químicos é um método tabelar de apresentar os elementos químicos. Embora existam precursores para esta tabela, sua invenção é geralmente atribuído ao químico russo Dmitri Mendeleev em 1869. Mendeleev inventou a tabela para ilustrar recorrendo a tendência (“periódica”) das propriedades dos elementos. O esboço da tabela tem sido refinado e extenso todo o tempo, quando um novo elemento é descoberto e um novo modelo teórico sobre o comportamento químico é desenvolvidos. A tabela periódica é actualmente ubíquo dentro da disciplina de química, proporcionado um instrumento extremamente útil para classificar, sistematizar e comparar todas as várias formas diferentes de comportamento químico. A corrente, a partir de Outubro 2006, a tabela standard contém 117 elementos (enquanto que o elemento 118 foi sintetizado, o elemento 117 não). Naturalmente são encontrados na terra noventa e dois elementos, e o resto são elementos sintéticos que foram produzidos artificialmente através de partículas aceleradas.



Estrutura da Tabela periódica

Algumas definições:

1. Grupo é uma coluna vertical na tabela periódica dos elementos.
2. Período é uma fila horizontal na tabela periódica dos elementos.

Veja a Figura 1.1 abaixo. Também disponível em: <http://en.wikipedia.org/wiki/Image:800px-PTabela.png>.

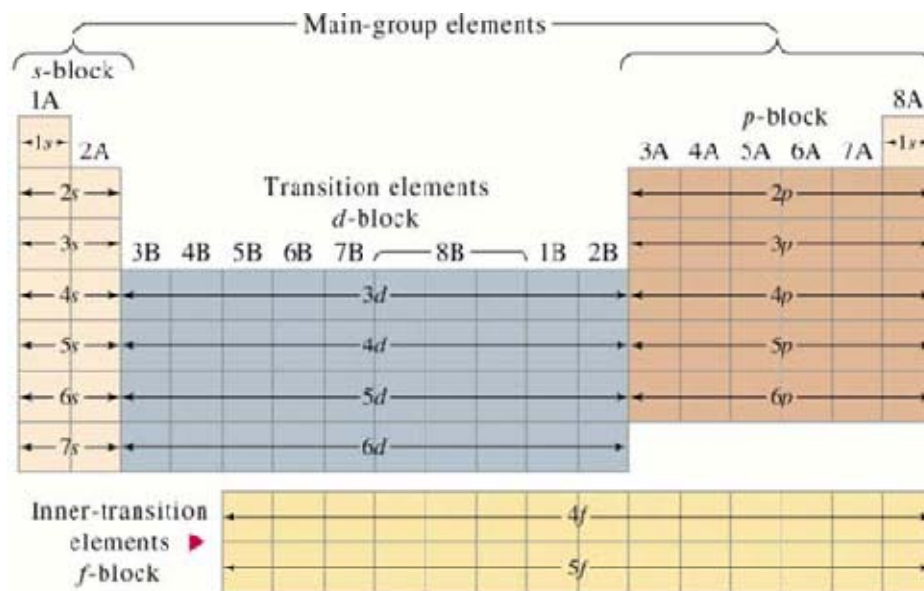


Figura 1.1: Tabela Periódica de Elementos que mostram as camadas externas e as regiões dos blocos s, p, d, e f.

Existe mais de uma forma de designação para os grupos da tabela periódica. A tabela 1.1 abaixo compara os esquemas do resto das tabelas Periódicas disponíveis como a da **figura 1.1**.



Tabela 1.1; As diferentes formas de esquemas usadas para a tabela periódica moderna.

Alfabetos árabe +	1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Nr. árabe.	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	3	4	5	6	7	8
Nr. Romano	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII	VIII	VIII	IB	IB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
IUPAC	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

Chave. Em numeração árabe (segunda fila), serve para o bloco principal enquanto nos restantes serve para o bloco de elementos de transição.

N.B. Considerando que a última categoria é a que a IUPAC recomenda, ela será usado em toda discussão subsequente.

Nomes recomendados para os Grupos da tabela periódica

Número do grupo	Nome Recomendou
1	Metais alcalinos
2	Metais alcalinos terrosos
15	Pnicogens
16	Calcogéneos
17	Halogéneos
18	Gases nobres / gases inertes

Configuração electrónica

Definição. Configuração electrónica se refere a forma pela qual os electrões estão organizados numa orbital atómica.

Actualmente é mais comum olhar para uma tabela Periódica como determinado pelo arranjo numérico dos electrões dos elementos. O determinante primário das propriedades químicas de um elemento é a sua configuração electrónica, particularmente a camada electrónica de valência (mais externa). Além disso, o tipo de orbital na qual os electrões externos do átomo se encontram é que determina o “bloco” para o qual pertence. O número de electrões da camada electrónica de valência determina a família, ou grupo no qual o elemento pertence.

Exercite 1: Organize as seguintes orbitais; s, p, d, e f em termos dos seus níveis de energia (proximidade em relação ao núcleo) começando com o mais baixo (um mais próximo do núcleo).

A). s, p, d, f; B) p, s, f, d; C) d, f, p, s; D) f, d, p, s.

Solução: (A).



Configuração electrónica de qualquer elemento esta intimamente relacionado a posição do elemento na tabela periódica. As propriedades químicas de um átomo são largamente determinadas pelo arranjo dos electrões na sua camada de externa “valência” (embora outros factores, como raio atómico, massa atómica e aumento da acessibilidade da adição do estado electrónico também contribuem para a química dos elementos como aumento do tamanho atómico) então os elementos no mesmo grupo da tabela são quimicamente semelhantes porque eles contém o mesmo número de electrões de “valência”.

Resumo dos números quânticos

O estado de um electrão num átomo é determinado através de quatro números quânticos, três deles são números inteiros e são propriedades da orbital atómico na qual se encontra.

Número	Repres.	Valores permitidos	Representa
Número quântico principal	n	Número inteiro, 1 ou mais	Em parte a energia global da orbital, e pela extensão a sua distância geral do núcleo. Em resumo, a energia interna do nível. (1+)
Número quântico azimutal	l	Número inteiro, 0 a $n-1$,	O momento angular da orbital, também visto como o número de nó que delimita o tamanho. Noutro caso conhecido como sua orbital. ($s=0$, $p=1$...)
Número quântico magnético	m	Número inteiro, $-l$ para $+l$, Incluindo o zero.	Determina a troca de energia de uma orbital atómico devido ao campo magnético externo (efeito Zeeman). Indica a orientação espacial.
Número quântico spin	m_s	$+ 1/2$ ou $- 1/2$ (algumas vezes chamados “cima” e “abaixo”)	Spin é uma propriedade intrínseca do electrão e é independente de outros números. s e l em parte determina o momento dipolar magnético do electrão.

N.B. De acordo com Princípio de Exclusão de Pauli; dois electrões no mesmo átomo não podem ter o mesmo conjunto de quatro números quânticos.



Camadas e sub camadas

Camadas e sub camadas (também chamada energia dos níveis e sub níveis) são definidas por números quânticos, não pela distância dos seus electrões do núcleo, ou até mesmo a sua energia global. Em átomos maiores, camadas abaixo da segunda camada sobrepõem i.e. a restrição não é muito válido (veja o princípios de Aufbau).

Estados com o mesmo valor de n estão relacionados, e diz-se que estão na mesma *camada de electrões*. Estados com o mesmo valor de n e também de l estão na mesma sub *camada electrónica*, e esses electrões que têm o mesmo n e l são chamados electrões equivalentes. Se os estados também compartilharem o mesmo valor de m , diz-se que eles estão na mesma orbital atômica. Porque os electrões têm somente dois possíveis estados de spin, uma orbital atômica não pode conter mais de dois electrões (princípio de exclusão de Pauli).

Uma sub camada pode conter até $4l + 2$ electrões; uma camada pode conter até $2n^2$ electrões; onde n igual ao número de camada.

Exemplo

Aqui temos a configuração electrónica até a quinta camada preenchida:

Camada	Sub camada	Orbitals	Nr. de orbitals	Nr. Máximo de electrões
$n = 5$	$l = 0$	$m = 0$	1 tipo de orbital s	2
	$l = 1$	$m = -1, 0, +1$	3 tipo de orbitais p	6
	$l = 2$	$m = -2, -1, 0, +1, +2$	5 tipo de orbitais d	10
	$l = 3$	$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7 tipo de orbitais f	14
	$l = 4$	$m = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4$	9 tipo de orbitais g	18

Princípio de Aufbau

Aufbau é uma palavra Alemã que significa preencher. Estes estados, com electrões entre os estados em ordem do aumento de energia; i.e., o primeiro electrão vai estdo de energia baixo, o segundo no próximo mais baixo, e assim por diante. A ordem na qual os estados são preenchidos é como segue:

A ordem é: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f$.

A orbital designada *s*, *p*, *d*, e *f* originadas de um sistema actualmente desacreditado de linhas espectrais categorizadas como *aguçado*, *principal*, *difuso* e *fundamental*, baseado na sua estrutura observada. Quando as primeiras quatro tipos de orbitais foram descrito, eles estavam associados a estes tipos de linha espectrais, mas não havia nenhum outro nome. A designação *g* era derivada do seguimento da ordem alfabética. Camadas com mais de cinco sub camadas são teoricamente permissíveis, mas isso cobre todos elementos descobertos. Alguns chamam as orbitais *s* e *p* *esféricas* e *periféricas*.



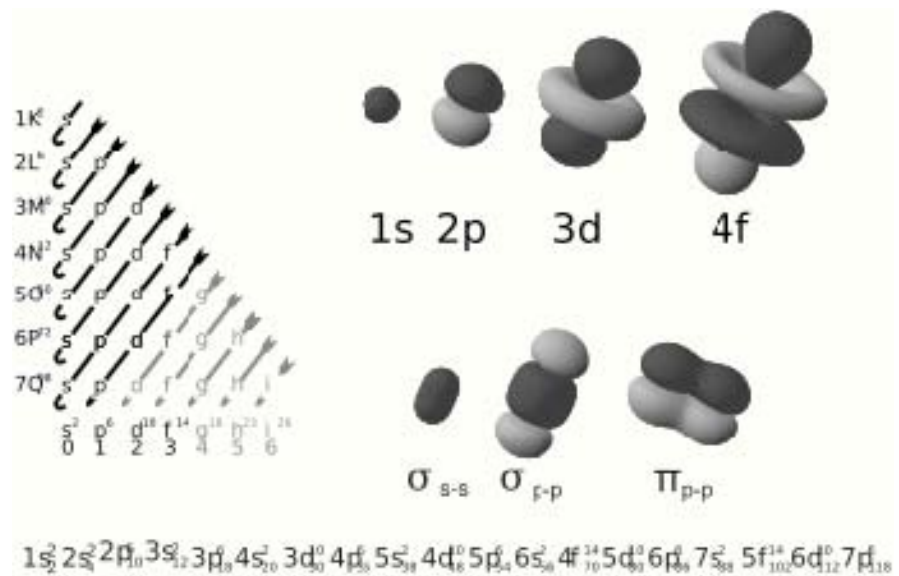
N.B. As energias de diferentes orbitais são mantidos juntas para valores mais altos de n (1, 2, 3,..) e suas energias relativas mudam significativamente com a ionização.

Regra de Hund

Em geral a regra de Hund de máxima multiplicidade declara que toda orbital numa sub camada está isoladamente ocupado com um electrão antes que qualquer outra orbital fosse duplamente ocupado, e todos os electrões numa orbital isolada ocupada têm o mesmo spin.

Princípio de exclusão de Pauli

Simplemente declarado: Nenhum dos dois electrões no mesmo átomo pode estar no mesmo estado quântico. Isto significa que nenhum dos dois electrões pode ter o mesmo conjunto de estados quânticos de: 1) energia, 2) magnitude de impulso angular, 3) orientação de impulso angular, e 4) orientação do giro intrínseco.



A ordem de energia crescente do sub nível pode ser construída através do percurso diagonal descendente e para esquerda da tabela acima (também veja o diagrama do topo da página), começando de forma diagonal da parte superior para a inferior. O primeiro (da parte superior) da diagonal passa por 1s; a segunda diagonal passa por 2s; a terceira passa por 2p e 3s; e assim por diante. Isto explica a ordenação dos blocos na tabela periódica.



Anotação e o Preenchimento das orbitais

Você pode pensar em um átomo como uma casa muito complexa (como uma pirâmide invertida!) - com o núcleo na parte inferior, e os vários quartos (as orbitais) na parte superior ocupados por electrões. Na parte subsequente a inferior possui somente 1 quarto (a orbital 1s); o segundo piso possui 4 quartos (as orbitais 2s, 2px, 2py e 2pz); o terceiro piso possui 9 quartos (uma orbital 3s, três orbitais 3p e cinco orbitais 3d); e assim em diante. Mas os quartos não são muito grandes. Cada orbital pode albergar somente 2 electrões.

Na anotação, o sub nível é escrito na forma nx^y onde n é o número de camada (i.e 1, 2, 3..), x é o sub nível (i.e *s, p, d, f..*) e y é o número de electrões no sub nível. O sub nível de um átomo é escrito em ordem crescente de energia – em outras palavras, na sequência como eles são preenchidos. Por exemplo, no estado inicial o Lítio tem dois electrões no sub nível 1s e um no sub nível (com alta energia) 2s, assim a configuração do seu estado fundamental é escrito $1s^2 2s^1$. Fósforo (número atómico 15), é escrito como segue: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Para átomos com muitos electrões, esta anotação pode ser longa e assim usa-se a anotação com o gás nobre. Esta é frequentemente abreviada tendo em conta que as primeiras sub camadas são idênticas a de um gás nobre. Por exemplo, fósforo difere de néon ($1s^2 2s^2 2p^6$) somente pela presença de uma terceira camada. Assim, a configuração electrão de néon é abreviado, e fósforo é escrito como segue: $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$.

Uma versão ainda mais simples é simplesmente indicar o número de electrões em cada camada, por exemplo (novamente para fósforo): 2-8-5.

Valência e electrões internos

A configuração electrónica da camada externa de electrões (valência) é significativa. Estes electrões determinam as propriedades químicas do elemento. Electrões que ocupam níveis mais baixos de energia quântica são chamados electrões internos. Do oxigénio são $1s^2 2s^2 2p^4$.

Os electrões internos do oxigénio são os da orbital atómica 1s; os seis electrões com $n=2$ são os electrões de valência.

Exercício 1

Escreva a configuração electrónico para os seguintes elementos. Entre parênteses estão os seus números atómicos.

- (a) Be (4), Na (11), Rb (37).
- (b) B (5), N (7), P (15).
- (c) Sc (21), Co (27).
- (d) He (2), Ne(10), Ar(18).



Solução

- a) **Be, 4:** $1s^2 2s^2$; **Na, 11:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; **Rb, 37:** $[Kr] 5s^1$
 b) **B, 5:** $1s^2 2s^2 2p^1$; **N, 7:** $1s^2 2s^2 2p^3$; **P, 15:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 = [Ne] 3s^2 3p^3$
 c) **Sc, 21:** $[Ar] 4s^2 3d^1$, **Co, 27:** $[Ar] 4s^2 3d^7$
 d) **He, 2:** $1s^2$, **Ne, 10:** $1s^2 2s^2 2p^6$, **Ar, 18:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Relação na estrutura da Tabela periódica

Configuração electrónica esta intimamente relacionado com a estrutura da tabela periódica. As propriedades químicas de um átomo são largamente determinadas pelo arranjo dos electrões da sua camada externo “valência” (embora outros factores, como raio atómico, massa atómica e o aumento da acessibilidade de estados electrónicos adicionais também contribui para a química dos elementos como o aumento do tamanho do átomo) então os elementos no mesmo grupo da tabela são quimicamente semelhantes porque eles contém o mesmo número de electrões de “valência”.

Esses com ns^x estão no grupo x, com np^x estão no grupo $(12+x)$, com nd^x estão no grupo $(2+x)$.

O número total de camadas de electrões que um átomo tem determina o período ao qual ele pertence.

Elemento	Nr. Atómico (Z)	Configuração Electrónica	Grupo	Período
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;	1	3
Be	4	$1s^2 2s^2$;	2	2
Co	27	$[Ar] 4s^2 3d^7$	$(2+7) = 9$	4
Ar,	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$(12+6) = 18$	3

Confira os resultados da tabela com as posições dos elementos na **tabela 1.1**.



Segmentação da Tabela Periódica

Em Blocos s-, p-, d-, e f- da Tabela Periódica

Por causa da importância da camada externa, as diferentes regiões da tabela periódica são algumas vezes chamado **blocos da tabela periódicos**, nomeados de acordo com, o sub nível no qual o “último” electrão se encontra, por exemplo bloco *s*, bloco *p*, bloco *d*, *etc.*

Exercício: Que similaridades você nota com as respostas do exercício 1.1 que tem em consideração a camada externa da configuração electrónica das secções a, b e c?

Resposta: Para; a) orbitais externos têm configuração s^x (s^1 ou s^2), b) orbitais externos têm configuração p^x (p^1 ou p^3), c) orbitais externos têm configuração d^x configuração (d^1 ou d^7), d) orbitais externas têm orbitais s e p preenchidas (número máximo de electrões permitidos) são designados gases nobres.

Assim os elementos do grupo 1 da Tabela Periódica têm uma estrutura electrónica exterior ns^1 (onde n é um número entre 2 e 7). Todos elemento do grupo 2 tem estrutura electrónica exterior ns^2 . Elementos (a) acima estão nos grupos 1 e 2 e são descritos como elementos do **bloco s**.

Os elementos dos grupos 13 a 18 da tabela Periódica têm uma estrutura electrónica exterior np^x (onde n é o número entre 2 e 7 e x é um número entre 1 e 6)., Todos estes elementos (b) acima estão na região do **bloco p** da tabela periódica.

Em (c) estão os elementos do bloco d e são elementos no qual o último electrão a ser acrescentado ao átomo estará na orbital d. Eles partem dos grupos 3 a 12 da tabela periódico. A primeira série desses contém o elementos escândio até o zinco eles são elementos de transição também chamados metais de transição. O termo “elemento de transição” e “elementos do **bloco d**” não tem nenhum significado comum, mas não no presente contexto isso não é importante.

Enquanto elementos do bloco f são elementos nos quais o último electrão a ser adicionado ao átomo localiza-se na orbital de f. Eles normalmente são apresentados como um parte externa da principal tabela periódico a baixo (veja a figura 1.1).

Metais, Ametais e Semi-metais

Metais estão em grupos da tabela periódica determinados por arranjos semelhantes das suas orbitais electrónicas e uma conseqüente semelhança das propriedades químicas. Grupos de metais semelhantes incluem os metais alcalinos e os metais alcalinos-terrosos (bloco-s), metais de transição (bloco-d) e os metais de terra-raras (o lantanídeos e actinídeos, série de Grupo 3 veja bloco-f). A maioria dos metais diferente dos metais alcalinos e alcalinos-terrosos são designados metais de transição (veja os elementos de transição). Semelhantemente as propriedades metálicas se sobrepõem nos elementos do bloco-p que limitam o bloco-d (na relação diagonal).



Os ametais são encontrados no lado superior direito da tabela periódica na região do bloco p. Enquanto os semi-metais estão na intersecção entre os metais e os ametais e eles formam uma linha diagonal do topo direito até a base da tabela periódica. (veja http://en.wikipedia.org/wiki/Tabela_periodica)

Os seis semi-metais são B, Si, Ge, As, Sb e Te. As propriedades dos semi-metais têm características que estão entre os metais e os ametais. Eles são bons condutores de calor e electricidade, mas eles não são perfeitamente bons condutores ou isoladores.

Problema relacionado com a Unidade 1 (Cotação 7%).

1. Quantos períodos estão presentes na tabela periódica?
a) 7, b) 18, c) 8, d) 10.
2. Quantos electrões de valência o árgon possui?
a) 18, b) 8, c) 3, d) 6
3. Qual é o número do grupo dos halogéneos?
a) 7 b) 17, c) VIIA, d) 18
4. Quantos elementos se encontram no 4 período?
a) 6 b) 8 c) 18 d) 4
5. Os elementos na tabela periódica moderna/presente estão organizados de acordo com os seus,
a) Números atómicos,
b) Massas atómicas,
c) Números de massa,
d) Estados de oxidação.
6. A maioria dos elementos na tabela periódica é
a) Metais, b) ametais, c) semi-metais, d) gases Nobres.
7. os elementos do 3 período são semelhantes pelo facto de todos eles terem o mesmo número de:
a) Protões,
b) Neutrões,
c) Electrões na camada de valência
d) Ocuparem principais níveis de energia.

Chave de resposta para o Problema da Unidade 1

1. a, 2. b, 3. b, 4. c, 5. a, 6. a, 7. d.



Actividade de aprendizagem #2

Título da Actividade de Aprendizagem: ESTRUTURAS ATÓMICA E TENDÊNCIAS DOS ELEMENTOS DOS BLOCOS *s* e *p*.

No fim desta Unidade, o estudante deve ser capaz de

1. Descrever a tendência geral e prever os tamanhos atômicos dos elementos num grupo/período.
2. Descrever a tendência geral e prever os pontos de fusão/ebulição dos elementos num grupo/período.
3. Descrever a tendência geral e prever a variação das energias de ionização dos elementos num grupo/período.
4. Descrever a tendência geral e prever a variação da electronegatividade dos elementos num grupo/período.
5. Descrever a tendência geral e prever as afinidades electrónicas dos elementos num grupo/período.
6. Descrever a tendência geral e prever as energias de ligações nucleares dos elementos num grupo/período.
7. Descrever a tendência geral e prever as cargas nucleares efectivas dos elementos num grupo/período.

Resumo da actividade de aprendizagem

Na Unidade 1 deste módulo nós construímos, colocamos e classificamos os elementos adequadamente na tabela periódica. Esta unidade base, explora as tendências comuns dos tamanhos atômicos, energias de ionização, afinidade electrónica, electronegatividade e as energias de ligações nucleares dos elementos na tabela. O estudante usará o programa Excel para representar graficamente e interpretar estas tendências. No fim de cada tópico, pertinente seguirão exemplos e exercícios para ajudar no desenvolvimento conceitual de problema por resolver.

Lista de Leituras Exigidas

1. Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*, 3ª Edição. Longman Singapura Publisher, (1992).
2. Catherine E. Housecroft & Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*. Prentice-Hall Internacional, E.U.A.. (2000).
3. J. D. Lee, *Química Inorgânica Concisa*, 4ª Edição. Chapman & Corredor, Nova Iorque. E.U.A.. (1993).
4. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss & Geoffrey Davies; *Química. A ciência no Contexto*. W.W. Norton and company NY, USA. (2004).
5. William L. *Química inorgânica Moderna*. 2ª Edição. McGraw-Hill. Inc. Nova Iorque, E.U.A. (1991).



Lista de Conexões úteis pertinentes

<http://www.webelements.com/webelements/elements/text/tabela-periodica/econ.html>

Para as propriedades dos elementos e esta é uma tabela viva. Uma vez activada a tabela, identifique a propriedade interessante a esquerda pelo simples clique em qualquer elemento da tabela e os detalhes da sua propriedade aparecerá. Ela exibirá a informação pretendida.

<http://www.webelements.com/webelements/elements/text/Cu/ionz.html>

Esta dá as propriedades particulares dos elementos. Neste caso é Cu. Você poderá substituir o Cu na anterior URL e inserir Cl e poderás ter os detalhes do Cloro.

www.chemicool.com

Proporciona uma tabela Periódica interactiva que inclui informações sobre elementos e os seus estados, energias, características, abundância e custos.
educação.jlab.org/elementos/index.html

Permite ao usuário procurar factos e informações sobre os elementos através do número atómico, nome químico, ou símbolo químico.

www.webelements.com

Inclui informações sobre elementos e suas propriedades, descoberta, história e aplicação

<http://en.wikipedia.org/wiki/Gold>

Dá os diferentes métodos para calcular os valores de electronegatividade.

<http://www.guiaquim.co.uk/atomos/ligacoes/electronegativid.html>

Esta página explica o que é electronegatividade, e como e porque ela varia ao longo da Tabela Periódica. Ela relaciona o modo como as diferenças de electronegatividades afectam o tipo de ligação e explica os significados das ligações polares e moléculas polares.

http://en.wikipedia.org/wiki/afinidade_electronica

Mostra as afinidades electrónicas de vários elementos na forma de tabela.

<http://hiperfisica.fis-astr.gsu.edu/hbase/quimica/ionizacao.html> e [http:// en.wikipedia.org/wiki/Energia_ionizacao](http://en.wikipedia.org/wiki/Energia_ionizacao)

Para tabelas interactivas e tendências de ionização e dados.

http://en.wikipedia.org/wiki/Energia_ligacao

Detalhes sobre energia de ligação nuclear

http://en.wikipedia.org/wiki/Carga_nuclear_efectiva

Para carga nuclear efectiva detalhada



Lista de recursos MULTIMÉDIAS pertinentes

- Computador ligado a Internet com facilidade para acessar as conexões pertinentes e fontes de recursos livre.
- Recursos de Multi-média como jogos em CD, VCD etc.
- CD-ROM deste módulo para leitura obrigatórios e demonstrações.

Actividades de aprendizagem

TENDÊNCIAS dos ELEMENTOS do BLOCO s- e p-

O valor principal da tabela periódica é a habilidade de apresentar as propriedades previsíveis de um elemento baseado na sua localização da tabela. Note que as propriedades variam diferentemente no sentido vertical ao longo das colunas da tabela, e no sentido horizontal ao longo das filas.

Considere as propriedades mostradas na **tabela 2.1** abaixo

Elemento	Nr. Atómico	Grupo	Período	Ponto de Fusão (O C)	Raio atómico/ Van de waals (pm)	electronegatividade Pauli (X ^P)	1ª Energia de ionização (Kjmol ⁻¹)
Li	2	1	2	180	157	1.0	520.2
Na	11		3	98	191	0.9	495.8
K	19		4	63	235	0.8	418.9
Rb	37		5	39	250	0.8	403.0
Cs	55		6	28	272	0.8	375.7
Be	4	2	2	1283	112	1.6	899
Mg	12		3	650	160	1.3	737.7
Ca	20		4	842	197	1.0	589.8
Sr	38		5	777	215	0.9	549.5
Ba	56		6	727	224	0.9	502.1
B	5	13	2	2300	-	2.0	800
Al	13		3	660	143	1.6	577.5
Ga	31		4	30	153	1.8	578.8
In	49		5	156	167	1.8	558.2
Tl	81		6	304	171	1.6	589.4
O	8	16	2	-218	140	3.4	1314
S	16		3	115	185	2.6	999.6



Se	34		4	221	200	2.6	941.6
Te	52		5	450	220	2.1	869.3
F	9	17	2	- 250	135	4.0	1681
Cl	17		3	- 101	180	3.2	1251.2
Br	35		4	- 7.2	195	3.0	1139.9
I	53		5	113	215	2.7	1008.4
He	2	18	1	- 275	99		2372.3
Ne	10		2	- 249	160		2080.7
Ar	18		3	- 189	191		1520
Kr	36		4	- 160	197		1350.8

Variação do Tamanho atômico na Tabela periódica.

A distância entre o núcleo e os electrões externos de um átomo é o raio atômico que numa ligação covalente o átomo é o raio covalente. A distância entre o núcleo e os electrões externos de um ião é o raio iónico. Nota: Raio iónico é o raio que um ião tem num cristal iónico, onde os iões estão conjuntamente acumulados até um ponto em que as suas orbitais electrónicas externas entram em contacto entre si.

Nota: As Distâncias nos átomos foram tradicionalmente expressas na escala atômica em unidades de Ångstrom ($1\text{Å} = 10^{-8}\text{cm}$), mas hoje em dia é preferencialmente usado o picometro; $1\text{pm} = 10^{-12}\text{m} = 10^{-10}\text{cm} = 100\text{Å}$. Os raios de átomos e iões encontram-se tipicamente no intervalo de 70-400 pm.

Exercício

- Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atômico (horizontal/X-eixo) e o raio atômico/Van der waals (pm) (vertical/Y-eixo) para qualquer um dos três (3) períodos mostrados na tabela.
- Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atômico (horizontal/X-eixo) e o raio atômico/Van der waals (pm) (vertical/Y-eixo) para os grupos apresentados na tabela.



Solução

Os dois esboços do exercício 2.1 deve mostrar que os Elementos do mesmo período mostram tendências em relação ao raio atômico, de cima a baixo no grupo, os raios atômicos dos elementos aumentam. Desde que existam mais níveis de energia preenchidos, os electrões são encontrados mais longe do núcleo. Da esquerda para direita da tabela periódica, o raio atômico normalmente diminui. Isto acontece porque cada elemento tem sucessivamente um protão e um electrão adicionado que faz com que o electrão seja mais atraído pelo núcleo.

Variação dos Pontos de Fusão e de Ebulição na Tabela Periódica

O ponto de fusão de um elemento ou composto é a temperatura na qual a forma sólida do elemento ou composto está em equilíbrio com a forma líquida. Enquanto que o ponto de ebulição de um elemento ou composto é a temperatura na qual a forma líquida de um elemento ou composto está em equilíbrio com a forma gasosa. Nós usualmente presumimos a pressão do ar como sendo de 1 atmosfera.

Exercício

- c) Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atômico (horizontal/X-eixo) e os pontos de fusão (vertical/Y-eixo) para qualquer um dos três (3) períodos mostrados na tabela

- d) Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atômico (horizontal/X-eixo) e os pontos de fusão (vertical/Y-eixo) para os grupos mostrados na tabela.

Por exemplo considere o 3 Período. As tendências dos pontos de fusão e pontos de ebulição no 3 período não são uniformes, e necessita de mais detalhada considerando que as tendências no Grupo 2: Notamos que, o ponto de fusão geralmente aumenta do sódio para o silício e diminui até ao árgon (com um “salto” no enxofre). Os pontos de ebulições geralmente aumentam de sódio ao alumínio e diminui, até ao árgon (novamente com um “salto” no enxofre).

Explicação

Sódio, magnésio e alumínio são todos **metais**. Eles têm **ligações metálicas**, nas quais iões metálicos positivos são atraídos pelos electrões deslocalizados. Indo do sódio ao alumínio: a) a carga nos iões metálicos aumenta de +1 a +3 (com magnésio no +2), b) o número de electrões deslocalizados aumenta, c) assim a força da ligação metálica aumenta e d) os pontos de fusão e ebulição aumenta.

Silício é um semi-metal (um elemento com algumas das propriedades de metais e alguns de ametais). Silício tem pontos de fusão e de ebulição muito alto porque: a) todos os átomos de silício são unidos através de ligações covalente fortes, e b) que precisam de uma quantidade muito grande de energia para ser quebrada.



Fósforo, enxofre, cloro e árgon são todos ametais, e eles existem como moléculas pequenas, separadas. Fósforo, enxofre e cloro existem como moléculas simples, com ligações covalentes fortes entre os seus átomos. Árgon existe como um átomo separado (é monoatômico). Os seus pontos de fusão e ebulição são muito baixos porque: a) quando estas quatro substâncias fundem ou fervem, são quebradas as forças de Van der Waals entre as moléculas, b) é uma ligação muito fraca, e c) precisa-se de pouca energia para os atingis.

Enxofre tem um ponto de fusão e de ebulição mais alto que os outros três porque o enxofre existe como moléculas de S_8 :

Variação da Electronegatividade (X^P) na Tabela Periódica

Electronegatividade, símbolo χ , foi primeiro proposto por Linus Pauling em 1932, é uma propriedade química que descreve o poder de um átomo (ou, mais raramente, um grupo funcional) de atrair para si electrões. Electronegatividade, como é normalmente calculado, não é estritamente uma propriedade atómica, mas sim uma propriedade de um átomo numa molécula. Electronegatividade de um elemento varia de acordo com o seu ambiente químico, entretanto é considerada uma propriedade transferível, significado que valores semelhantes serão válidos em situações variadas.

Electronegatividade não pode ser medida directamente e deve ser calculado a partir de uma outra propriedades atómica ou molecular. Foram propostos vários métodos de cálculo e, embora pode haver pequenas diferenças nos valores numéricos da electronegatividade, todos os métodos mostram as mesmas tendências periódicas entre os elementos.

Exercício

- Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atómico (horizontal/X-eixo) e a correspondente electronegatividade de Pauli (X_p) (vertical/Y-eixo) para qualquer um dos três (3) períodos mostrados na tabela.
- Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atómico (horizontal/X-eixo) e a correspondente electronegatividade de Pauli (X_p) (vertical/Y-eixo) para os grupos mostrados na tabela.

Solução

Para todos os períodos da tabela, a electronegatividade aumenta da esquerda para a direita. Porém diminui de baixo em qualquer grupo (Veja também a Figura 2.1). Você deve ignorar o grupo dos gases inertes. Eles não têm valores de electronegatividade porque não são bons formadores de ligações.



Métodos de cálculo

Electronegatividade de Pauling

Pauling primeiro propôs o conceito de electronegatividade em 1932 como uma explicação do facto da ligação covalente entre dois átomos diferentes (A – B) ser mais forte do que seria esperado na média das forças das ligações A–A e B–B.

Considere uma ligação entre dois átomos, A e B. Cada átomo pode formar outras ligações. Se os átomos forem igualmente electronegativos, ambos terão a mesma tendência de atrair o par de electrões da ligação, e assim será encontrado na média entre os dois átomos. Para se ter uma ligação como esta, A e B devem ser normalmente do mesmo átomo. Você irá encontrar este tipo de ligação, para exemplo em, moléculas de H₂ de Cl₂.

De acordo com teoria de ligação de valência, na qual Pauling foi um proponente notável, a “estabilização adicional” da ligação heteronuclear é devido a contribuição da forma iónica canónicas da união.

A diferença da electronegatividade entre os átomos A e B é determinado por:

$$\chi_A - \chi_B = (\text{eV})^{-1/2} \sqrt{E_d(\text{AB}) - [E_d(\text{AA}) + E_d(\text{BB})]/2}$$

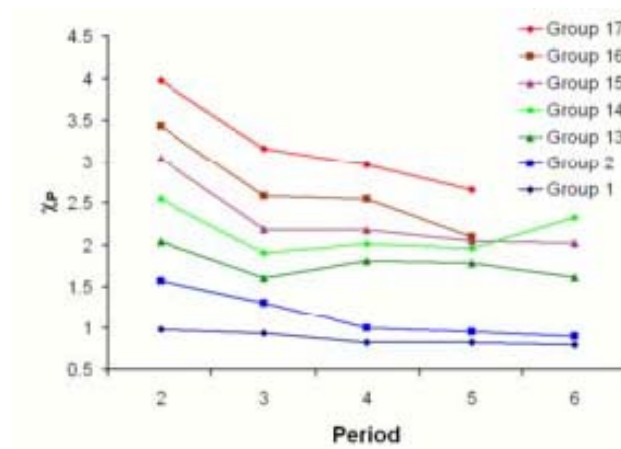
onde as energias de dissociação, E_d, das ligações A–B, A–A e B–B, que são expressas em electrãovolts, o fator (eV)^{-1/2} que são incluídos para assegurar o resultado dimensional. Consequentemente, a diferença na electronegatividade de Pauling entre hidrogénio e bromo é 0.73 (energias de dissociação: H–Br, 3.79 eV; H–H, 4.52 eV; Br–Br 2.00 eV).

Somente a diferença da electronegatividade esta definida, isto é necessário para a escolha de um ponto de referência arbitrário para construir uma escala. Hidrogénio foi escolhido como referência, como ele forma ligações covalentes com uma grande variedade de elementos: sua electronegatividade é 2.20 numa escala relativa que vai de 0.7 a 4.0. também é necessário decidir qual dos dois elementos é mais electronegativo (equivalente a escolher um dos dois possíveis sinais para a raiz quadrada). Isso é feito através de uma “intuição química”: no exemplo anterior, o brometo de hidrogénio dissolve em água para formar iões H⁺ e Br⁻, assim pode se assumir que o bromo é mais electronegativo que o hidrogénio.

Para calcular a electronegatividade de Pauling para um elemento, é necessário usar os valores das energias de dissociação de pelo menos dois tipos de ligações covalentes formadas por aquele elemento. Allred actualizou os valores originais de Pauling de 1961 de modo a dar maior disponibilidade de dados termodinâmicos, e estes são os valores de electronegatividade “revistos de Pauling” que são normalmente usados.



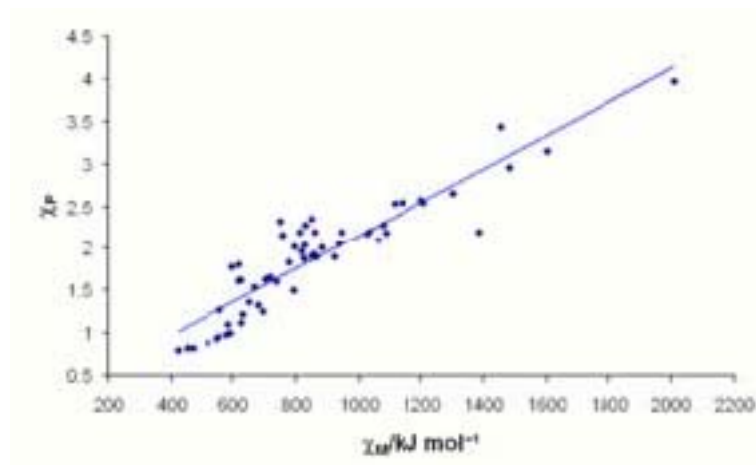
Figure 2.1. Tendência Periódica da electronegatividade que usa a escala de Pauling



A variação da electronegatividade de Pauling (eixo-y) decresce nos grupos principais da tabela Periódica do segundo período ao sexto período.

Electronegatividade de Mulliken

Mulliken propôs que o significado aritmético da primeira energia de ionização e a afinidade electrónica deve ser uma medida de tendência de um átomo para atrair electrões. Como essa definição não dependente de uma escala arbitrária relativa, ela também tem sido designada **electronegatividade absoluta**, com as unidades de quilojoules por mol ou electrõesvolts.



A correlação entre a electronegatividade de Mulliken (eixo-x, em kJ/mol) e de Pauling (eixo-y).



Porém, é mais habitual fazer uso de uma transformação linear quando se pretende transformar estes valores absolutos em valores que se assemelham aos valores de Pauling que são mais familiares. Para as energias de ionização e afinidades electrónicas em electrõesvolts,

$$\chi = 0.187(E_i + E_{ea}) + 0.17$$

e para energias em quilojoules por mole,

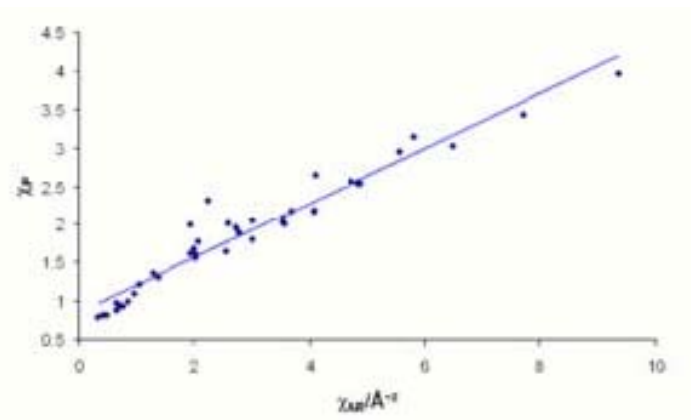
$$\chi = (1.97 \times 10^{-3})(E_i + E_{ea}) + 0.19$$

A electronegatividade de Mulliken só pode ser calculado para um elemento no qual, a afinidade electrónica é conhecida, até 2006 eram conhecidos cinquenta e sete elementos.

Electronegatividade de Allred-Rochow

Allred e Rochow consideraram que a electronegatividade deveria estar relacionados a carga de um electrão na “superfície” de um átomo: quanto mais alto for a carga por unidade de área da superfície atómica, maior será a tendência daquele átomo de atrair electrões. A carga nuclear efectiva, Z^* de um electrão de valência pode ser calculada usando as regras de Slater, enquanto a área da superfície de um átomo numa molécula pode ser proporcional ao quadrado do raio covalente, r_{cov} . Quando r_{cov} é expresso em Ångstroms

$$\chi = 0.359 \frac{Z^*}{r_{cov}^2} + 0.744$$



A correlação entre a electronegatividade de Allred-Rochow (eixo-x, em Å^{-2}) e a electronegatividade de Pauling (eixo-y).



Os outros métodos são;

1. Electronegatividade de Sanderson: Sanderson também notou a relação entre a electronegatividade e o tamanho atómico, e propôs um método de cálculo baseado no volume atómico recíproco. Com o conhecimento do comprimento da ligação. A electronegatividade de Sanderson permite a estimação das energias de ligação num conjunto de compostos. A electronegatividade de Sanderson também é usada para diferentes investigações em química orgânica.
2. Electronegatividade de Allen: Talvez a mais simples definição de electronegatividade é a de Allen que propõe que esta relacionada a energia comum dos electrões de valência num átomo livre.

$$\chi = \frac{n_s \varepsilon_s + n_p \varepsilon_p}{n_s + n_p}$$

Onde $\varepsilon_{s,p}$ é a energia de um electrão de s e um electrão p no átomo livre e $n_{s,p}$ são os números dos electrões s e p na camada de valência. É comum aplicar um factor de escala, 1.75×10^{-3} pela energia expressa em quilojoules por mole ou 0.169 para medir as energias em electrões volts, para dar valores que são numericamente semelhantes a electronegatividade de Pauling.

Em geral, a electronegatividade quando vamos da esquerda para a direita ao longo do período, e diminui quando se desce ao longo do grupo. Consequentemente, flúor é indubitavelmente o mais electronegativo dos elementos enquanto cálcio é o menos electronegativo, pelo menos entre os elementos para os quais os dados significativos estão disponíveis.

Existem algumas excepções a esta regra geral. Gálio e germânio têm electronegatividade mais alta que o alumínio e silício respectivamente por causa da contracção dos elementos do bloco d. Elementos do quarto período imediatamente depois da primeira fila de metais de transição têm usualmente raios atómicos pequenos porque os electrões 3d não são efectivos na protecção no aumento da carga nuclear, e tamanho atómico menor correlaciona-se com a mais alta electronegatividade.



Correlação da electronegatividade e o número de oxidação

Em química inorgânica é comum se considerar um único valor de electronegatividade como sendo válido para a maioria das situações “normais”. Enquanto esta aproximação tem a vantagem da simplicidade, está claro que a electronegatividade de um elemento não é uma propriedade atómica invariável e, em particular, aumenta com os estados de oxidação do elemento.

Considere:

1. O que acontece se dois átomos de electronegatividade igual se unirem?

Considere uma ligação entre dois átomos, A e B. Cada átomo pode formar outras ligações como também é mostrado - mas isto é irrelevante para o argumento. Se os átomos têm igual electronegatividade, ambos têm a mesma tendência para atrair o par electrónico da ligação, e assim será encontrada a média entre os dois átomos.

Lembra: para se ter uma ligação como esta, A e B terá normalmente que ser o mesmo átomo. Você encontrará este tipo de ligações, como por exemplo, moléculas de H_2 de Cl_2 .

Este tipo de ligação pode ser vista como sendo uma ligação covalente “pura” - onde os electrões são compartilhados uniformemente entre os dois átomos. A molécula é designada apolar.

Uma ligação polar é uma ligação covalente na qual há separação de cargas entre um e outro - em outras palavras na qual um é ligeiramente positivo e o outro ligeiramente negativo. Exemplos incluem a maioria das ligações covalentes. A ligação entre hidrogénio-cloro em HCl ou hidrogénio-oxigénio em água são típicas. Em geral, quanto maior for a diferença de electronegatividade entre dois átomos, mais polar será a ligação formado entre eles, com o átomo que é mais electronegativo será negativo no dipolo.

2. O que acontece se B for ligeiramente mais electronegativo que A?

B atrairá mais fortemente o par de electrões do que A.

Isso significa que na terminal da ligação B tem a parte mais justa, tendo elevada densidade electrónica e assim se torna ligeiramente negativa. Ao mesmo tempo, a terminal de A (com bastante falta de electrões) fica ligeiramente positivo.

3. O que acontece se B for muito mais electronegativo que A?

Neste caso, o par de electrões é arrastado directamente a terminal da ligação B. Para todas intenções e propósitos, A perde controle de seu electrão e B tem controle completo de ambos os electrões. Forma-se iões.

A implicação de tudo isso é que não há nenhuma divisão clara entre as ligações covalentes e iónicas. Numa ligação covalente puro, os electrões são atraídos exactamente de forma média entre os átomos. Numa ligação polar, os electrões são ligeiramente atraídos para um extremo da ligação.

A que distância esta atracção deve estar antes que ocorra a ligação iónico? Não existe nenhuma resposta real para isso. Você usualmente pensa no cloreto de sódio como sendo



tipicamente um sólido iónico, mas igualmente aqui o sódio não tem *completamente* o controlar perdido do seu electrão. Por causa das propriedades de cloreto de sódio, porém, nos temos tendência a olhar para este como sendo puramente iónico.

Por outro lado, o iodeto de lítio, será descrito como sendo “iónico com algum carácter covalente”. Neste caso, o par de electrões não se move completamente para o extremo da ligação no iodo. Por exemplo, iodeto de lítio dissolve-se em solvente orgânicos como etanol –algo que normalmente as substâncias iónicas não fazem.

Em resumo

- A ausência de diferença de electronegatividade entre dois átomos conduz a uma ligação covalente apolar.
- Uma pequena diferença de electronegatividade conduz a uma ligação covalente polar.
- Um grande diferença de electronegatividade conduz a uma ligação iónica.
- $\Delta X \leq 1.2$, ligação covalente
- $\Delta X \approx 1.5$, ligação moderadamente iónica
- $\Delta X \geq 2.0$, ligação iónica

Problema. CHCl_3 é polar ou apolar?

Resposta: CHCl_3 é polar. O hidrogénio no topo da molécula é menos electronegativo que o carbono e assim é ligeiramente positivo. Isto significa que a molécula tem um “topo” ligeiramente positivo e um “fundo” ligeiramente negativo, e assim a molécula no global é polar.

Explicação dos padrões de electronegatividade

A atracção que o par de electrões na ligação tem para um núcleo particular depende de: número de protões no núcleo, distancia do núcleo e da quantidade de reter os electrões internos.

Porque é que a electronegatividade aumenta ao longo do período?

Considere de sódio no começo do 3 período e cloro no fim (ignorando o gás nobre, árgon). Pense no cloreto de sódio como se fosse ligado covalentemente.

Tanto o sódio como o cloro têm seus electrões ligantes no 3-nível. O par de electrões é mantido distante de ambos os núcleos pelos electrões de 1s, 2s e 2p, mas o núcleo do cloro tem mais 6 protões. Nenhum par de electrões é arrastado do cloro de modo que se formam iões.

A electronegatividade aumenta ao longo do período porque o número de cargas aumenta no núcleo. Isso atrai o par de electrões mais fortemente.

Porque é que a electronegatividade diminui quando se desce no grupo?

Pense no fluoreto de hidrogénio e cloreto de hidrogénio.

O par de ligação é protegido pelo núcleo do flúor apenas pelos electrões $1s^2$. No caso do cloro é protegido pelos todos electrões $1s^2 2s^2 2p^6$. Em cada caso há uma rede de atracção do centro do flúor ou cloro de +7.



Mas flúor tem o par ligante no nível 2 no lugar do nível 3 como ocorre no cloro. Se estiver mais próximo do núcleo, a atracção é maior.

Ao longo do grupo, a electronegatividade diminui porque o par de electrões ligantes está crescentemente distante da atracção do núcleo.

Nota: Iões positivos podem ter o efeito de polarização (torcendo electricamente) quando próximos de iões negativos. A habilidade de polarização depende da densidade da carga no ião positivo.

Habilidade de polarização aumenta com a diminuição do ião positivo e com o aumento do número de carga.

Quando um ião negativo se torna maior, mais facilmente se polariza. Por exemplo, no ião iodeto, I^- , os electrões exteriores estão no nível 5 – distância relativa do núcleo. O ião positivo seria mais efectivamente atraído por um par de electrões do ião iodeto que corresponde aos electrões, de um ião fluoreto onde ele está muito mais próximo do núcleo.

Iodeto de alumínio é covalente porque o par de electrões é facilmente atraído pelo ião iodeto. No outro lado, o fluoreto de alumínio é iónico porque o ião alumínio não pode polarizar o pequeno ião fluoreto suficientemente para formar uma ligação covalente.

Energia de Ionização/POTENTIAL

O potencial de energia de ionização ou E_1 de um átomo ou molécula é a energia requerida para remover uma mole de electrões de uma mole de átomos gasosos isolados ou iões. Mais geralmente, a *energia de ionização* de n^{th} é a energia exigida para retirar n^{th} mole de electrões depois do primeiro ($n+1$) mole de electrões já ter sido removido. Isto é considerado como uma medida de “relutância” de um átomo ou ião ao render de um electrão, ou a “força” pela qual o electrão é preso; quanto maior for a energia de ionização, mais difícil é a remoção do electrão.

Normalmente, qualquer energia de ionização subsequente envolve a remoção de um electrão de uma orbital mais próxima do núcleo. Electrões nas orbitais mais próximas sofrem maiores forças de atracção electrostática, e assim, requer mais energia.

Geralmente, qualquer energia de ionização subsequente envolve remoção de um electrão de uma orbital mais próxima do núcleo num ião mais positivamente carregado. Electrões em orbitais mais próximas sofrem maior força de atracção electrostática, e assim, requer mais energia para sua remoção.

Exercício

Use os valores da tabela 2.1 para esboçar um gráfico em Excel, relacionado com o número atómico (horizontal/ eixo-X) e as correspondentes 1ª energia de ionização (X_p) (vertical/ eixo-Y) para qualquer um dos três (3) períodos mostrados na tabela. Repita o mesmo para 1ª energia de ionização para os grupos mostrados na tabela.



Solução

É o mínimo para os metais alcalinos que tem um único electrão na última camada. Geralmente aumenta numa fila (período) com máxima periodicidade para os gases nobres que terminam a camada. Por exemplo, sódio requer apenas 496 kJ/mol ou 5.14 eV/atom para ionizar e se tornar como o néon, o gás nobre que imediatamente o precede na tabela periódica, requer 2081 kJ/mol ou 21.56 eV/atom. A energia de ionização é uma das energias primárias consideradas de uso quantificado de ligações químicas.

O potencial de ionização é um indicador da reatividade de um elemento. Elementos com uma baixa energia de ionização tem tendência a estar reduzidos aos agentes e formar sais.

Tabela 2.4. Sucessivas energias de ionização em kJ/mol ($96.485 \text{ kJ/mol} = 1 \text{ eV}$) de alguns elementos seleccionados.

Elemento	Primeiro	Segundo	Terceiro	Quarto	Quinto	Sexto	Sétimo
Na	496	4,560					
Mg	738	1,450	7,730				
Al	577	1,816	2,881	11,600			
Si	786	1,577	3,228	4,354	16,100		
P	1,060	1,890	2,905	4,950	6,270	21,200	
S	999.6	2,260	3,375	4,565	6,950	8,490	27,107
Cl	1,256	2,295	3,850	5,160	6,560	9,360	11,000
Ar	1,520	2,665	3,945	5,770	7,230	8,780	12,000

Aplicação

Para determinar quantos electrões estão na camada externa de um elemento, pode-se usar a energia de ionização. Se, por exemplo, se requer 1,500 kJ/mol para remover uma mole de electrões e 6,000 kJ/mol requeridos para remover outra mole de electrões e depois 5,000 kJ/mol, etc. isto significa que o elemento tinha um electrão na sua camada externa. E isto significa que o elemento é um metal e por outro lado para este elemento alcançar a estabilidade deve completar a camada externa, e precisa perder um electrão. Assim, o primeiro electrão é facilmente remover e por conseguinte a energia de ionização é baixa. Porém, note que, uma vez alcançada a estabilidade, a camada externa formada, se torna muito mais difícil retirar o próximo electrão. Se esse electrão for removido, o consequente poderá ser relativamente mais facilmente removido.



Explicação Electrostática

A energia de ionização atómica pode ser predita através de uma análise que usa o potencial electrostático e o modelo atómico de Bohr, como segue.

Considere um electrão de carga $-e$, e um ião com carga $+ne$ onde n é o número de electrões que o ião perde. De acordo com o modelo de Bohr, se o electrão se aproximar e se ligar ao átomo, ele irá repousar num certo raio. O potencial electrostático V a uma distância a do núcleo iónico, e que se referem a um ponto infinitamente distante, é:

$$V = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{ne}{a}$$

Considerando que o electrão é carregado negativamente, ele é referenciado a este potencial positivo. (O valor deste potencial é chamado *potencia de ionização*). A energia requerida por esta “escala” e a parte do átomo é:

$$E = eV = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{ne^2}{a}$$

Esta análise está incompleta, tendo em conta que ela deixa a distância a como uma variável desconhecida. Ela pode ser feita de forma mais rigoroso marcando cada electrão de todo elemento químico a uma distância característica, escolhendo de modo que esta relação esteja de acordo com os dados experimentais.

É possível ampliar este modelo através de uma aproximação semi-clássica, na qual o impulso é quantizado. Esta aproximação funciona muito bem para o átomo de hidrogénio que tem apenas um electrão. A magnitude do momento angular para uma orbita circular é:

$$L = |\mathbf{r} \times \mathbf{p}| = rmv = n\hbar$$

A energia total do átomo é a soma das energias cinética e potenciais que são:

$$E = T + U = \frac{p^2}{2m_e} - \frac{ke^2}{r} = \frac{m_e v^2}{2} - \frac{ke^2}{r}$$

A velocidade pode ser eliminada do termo energia cinética através da fixação da atracção Coulomb igualando a força centrípeta, dando:

$$T = \frac{ke^2}{2r}$$



Agora a energia pode ser encontrada em termos de k , e , e r . Usando o novo valor da energia cinética na equação de energia total dada anteriormente, e é encontrado que:

$$E = -\frac{ke^2}{2r}$$

Resolvendo o momento angular para v e substituindo na expressão da energia cinética, nós temos:

$$\frac{n^2\hbar^2}{rm_e} = ke^2$$

Isto estabelece a dependência do raio em n . Isso é:

$$r(n) = \frac{n^2\hbar^2}{km_e e^2}$$

A seu menor valor, n é igual a 1 e r é o raio do Bohr a_0 . Assim, a equação para a energia pode ser estabelecido em termos de raio de Bohr. Fazendo isso chega-se ao resultado:

$$E = -\frac{1}{n^2} \frac{ke^2}{2a_0} = -\frac{13.6eV}{n^2}$$

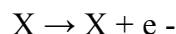
Isto pode ser ampliado a núcleos maiores incorporando o número atômico na equação.

$$E = -\frac{Z^2}{n^2} \frac{ke^2}{2a_0} = -\frac{13.6Z^2}{n^2} eV$$



Afinidade electrónica (A_E).

A **afinidade electrónica**, (AE), de um átomo ou molécula é a energia necessária para separar um electrão de um ião negativo isoladamente carregado, i.e., a mudança de energia para o processo



Uma definição equivalente é a energia libertado ($E_{\text{inicial}} - E_{\text{final}}$) quando um electrão é atraído a um átomo ou molécula neutro. Deve se notar que o sinal convencional E_{ea} é oposto a muitas quantidades termodinâmicas: uma afinidade electrónica positiva indica que a energia é libertada e sai do átomo para o anião.

Todos os elementos cujos AE foi medida a partir de métodos modernos têm afinidade electrónica positiva, mas textos mais antigos reportam erradamente que alguns elementos como metais calinos terrosos têm E_{ea} negativo, significando que eles repelem electrões. A afinidade electrónica de gases nobres não foram conclusivamente medidos, assim eles podem como não podem ter EAs ligeiramente negativa. Átomos cujos aniões são relativamente mais estáveis que átomos neutros têm maior E_e . O Cloro atrai fortemente um electrão externo; o mercúrio atrai mais fracamente um electrão externo. E_{ea} de gases nobres estão muito perto de 0.

Embora E_{ea} varia de uma maneira caótica na tabela, alguns padrões emergem. Geralmente, os ametais têm E_{ea} mais positivo que os metais.

E_{ea} não é limitado aos elementos mas também se aplica as moléculas. Por exemplo a afinidade electrónica do benzeno é negativo, o que também acontece com o naftaleno.

N.B. Não confunda afinidade electrónica com a função trabalho. A função trabalho é a energia mínima (normalmente medida em electrõesvolts) necessária para remover um electrão de um sólido para um ponto imediatamente fora da superfície sólida (ou energia necessária para mover um electrão do nível de energia de Fermi no vácuo). Assim, significa “imediatamente” que a posição final do electrão é distante da superfície da escala atómica mas continua próximo do sólido na escala macroscópica. A função trabalho é uma propriedade importante dos metais. A magnitude da função trabalho é normalmente cerca de metade da energia de ionização de um átomo livre do metal.

Energias de Ligações Nucleares

A energia de ligação nuclear é derivada da forte força nuclear e é a energia necessária para separar um núcleo em neutrões e protões livres, assim a distância relativa entre as partículas de cada um é infinito (essencialmente bastante longe da forma que a forte força nuclear não pode causar a interacção das partículas). Ao nível atómico, a energia que liga o átomo é derivada da interacção electromagnética e é a energia necessária para separar um átomo em electrões e neutrões livres.



A energia de ligação para um único núcleo é determinada por:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = (m_s - m_b) \cdot c^2 = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n - m_b) \cdot c^2$$

onde

c é a velocidade de luz;

m_s é a massa do núcleo separado;

m_b é a massa do núcleo ligado;

Z é o número atômico do núcleo ligado;

m_p é a massa de um próton;

N é o número de nêutrons;

m_n é a massa de um nêutron.

Em átomos com relações altas ou muito baixas de prótons e nêutrons, a energia da ligação será negativa, resultando num núcleo instável.

Exemplo específico: deutério

O deutério é o núcleo de um átomo de deutério e consiste num próton e um nêutron. As massas experimentalmente medidas dos componentes como partículas livres são:

$$m_{\text{próton}} = 1.007825 \text{ u};$$

$$m_{\text{nêutron}} = 1.008665 \text{ u};$$

$$m_{\text{próton}} + m_{\text{nêutron}} = 1.007825 + 1.008665 = 2.01649 \text{ u}.$$

A massa do deutério (também uma quantidade experimentalmente medida) é massa atômica ${}^2\text{H} = 2.014102 \text{ u}$.

A diferença de massa = $2.01649 - 2.014102 \text{ u} = 0.002388 \text{ u}$. Desde que a conversão entre a massa restante e a energia é 931.494 MeV/u , a energia de ligação do deutério é calculado através de

$$0.002388 \text{ u} \times 931.494 \text{ MeV/u} = 2.224 \text{ MeV}.$$

Assim, expressado de outra forma, a energia de ligação é $[0.002388/2.01649] \times 100\%$ (aproximadamente) = 0.1184% da energia total que corresponde a massa. Isso corresponde a:

$$1.07 \times 10^{14} \text{ J/kg} = 107 \text{ TJ/kg}.$$



Para a partícula alfa $\tilde{M} = 0.0304$ u que dá a energia de ligação de 28.3 MeV.

	protons	2×1.00728 u		Alpha particle
	neutrons	2×1.00866 u		
Mass of parts		4.03188 u	Mass of alpha	4.00153 u

$1 \text{ u} = 1.66054 \times 10^{-27} \text{ kg} = 931.494 \text{ MeV}/c^2$

A enormidade da energia de ligação nuclear talvez pode ser melhor apreciada pela comparação da energia de ligação de um electrão num átomo. A comparação da energia de ligação da partícula alfa com a energia de ligação do electrão num átomo de hidrogénio mostrado abaixo. As energias de ligação nucleares estão na ordem de um milhão de vezes maior que a energias de ligação de electrão dos átomos.

13.6 eV ionization energy

$r \approx 52900 \times 10^{-15} \text{ m}$

H atom

$r \approx 1.2 \times 10^{-15} \text{ m}$

28,300,000 eV to break apart protons and neutrons.

α

$r \approx 1.9 \times 10^{-15} \text{ m}$

Comparison of atomic and nuclear scales and binding energy

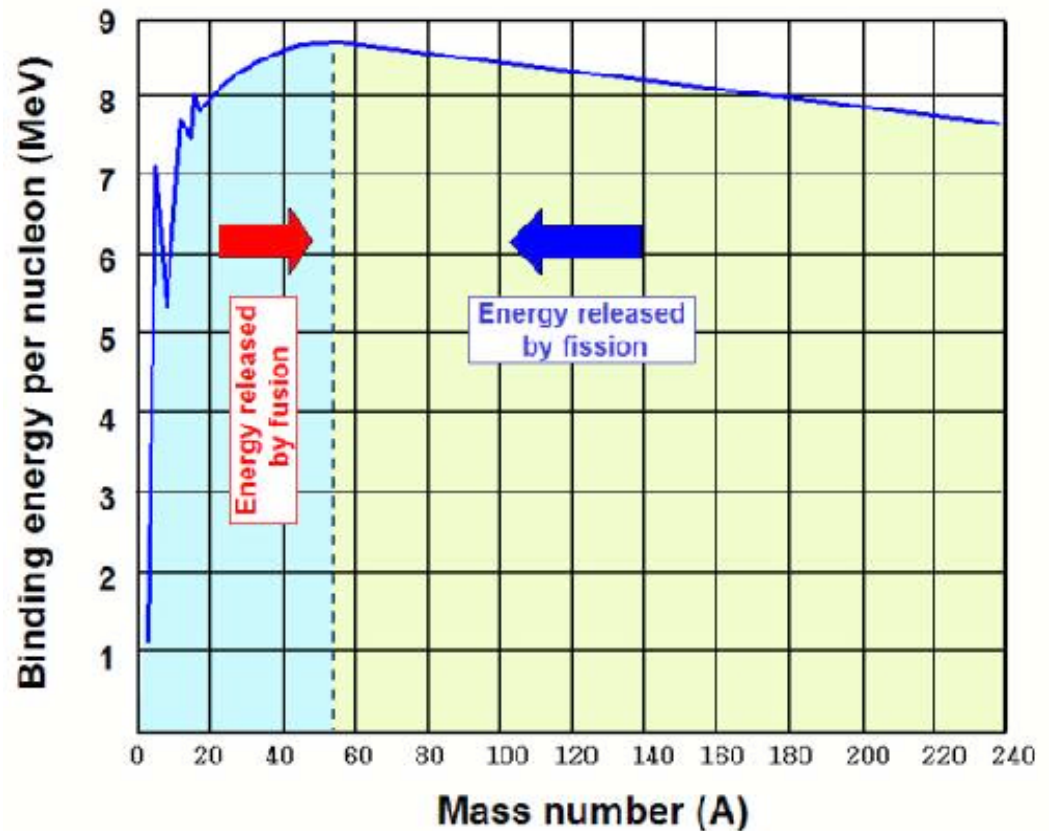


Figura 2.6. Curva de energia de ligação nuclear

Na tabela periódica, elementos, exibem um aumento geral da energia de ligação nuclear como resultado do aumento da massa atômicos. Este é gerado pelo aumento da força do nucleão do núcleo, como cada nucleão adicional é atraído por todos os outros nucleões, e assim mais firmemente para todos.

A região do aumento da energia de ligação é seguida por uma região de estabilidade relativa (saturação) na sequência de magnésio ao xénon. Nesta região, o núcleo fica bastante grande que as forças nucleares nunca mais completam eficazmente ao longo da extensão. As forças nucleares atraentes nesta região, como a massa atômica aumenta, são quase equilibradas por forças de repulsão electromagnéticas entre prótons, como resultado do aumento do número atômico.

Finalmente, em elementos mais pesado que xénon, existe uma diminuição da energia de ligação do nucleão como resultado do aumento do número atômico. Nesta região de tamanho nuclear, as forças repulsivas electromagnéticas começam a ser maiores que a forte força nuclear.

O extremo da energia de ligação, níquel-62 é a mais firme - ligação nuclear, seguido pelo ferro-58 e ferro-56 (Esta é a razão básica para o facto do ferro e níquel serem metais mais comuns no núcleo planetário, desde que eles sejam produzidos profusamente como produtos finais).



A existência de um *máximo* na energia de ligação no nucleão de tamanho médio é a consequência do intercâmbio nos efeitos de duas forças opostas que têm diferentes características. A força nuclear atraente (forte força nuclear) que une os prótons e nêutrons igualmente um ao outro, tendo uma gama limitada devido a uma exposição rápida exponencial que diminui a força e a distância. Porém, a repulsão da força electromagnética que age entre o próton e a força dos nucleões separadamente, cai com uma distância muito mais lenta (como o quadrado do inverso da distância). Para nucleões maiores que aproximadamente quatro nucleões em diâmetro, a força repulsiva adicional de prótons adicionais mais do que compensa qualquer energia de ligação que resulta de nucleões adicionais como resultado de fortes forças interactivas adicionais; tais nucleões se tornam cada vez menos firmemente ligados como resultado do aumento do seu tamanho, entretanto a maioria deles ainda é estável. Finalmente, nucleões que possuem mais de 209 nucleões (maior que aproximadamente 6 nucleões em diâmetro) são todos muito grandes para serem estáveis, e são sujeitos a decaimento espontâneo a nucleões menores.

Carga Nuclear Efectiva

Definição: a carga nuclear efectiva, também conhecida como carga nuclear, é a carga líquida positiva apresentada por um electrão num átomo multi-electrónico. O termo “efectivo” é usado porque o efeito protector de electrões negativos previne as orbitais electrónicas mais altas de apresentar a carga nuclear inteira.

Num átomo com um electrão, esse electrão apresenta a carga nuclear inteira positiva. Neste caso, o electrão apresenta a carga como sendo parte do núcleo sem qualquer interferência. Porém, num átomo com muitos electrões, os electrões externos é simultaneamente atraído pelo núcleo positivo e repellido pelos electrões carregados negativamente. A carga nuclear efectiva no tal electrão é determinada pela seguinte equação:

$$Z_{efet} = Z - S$$

Onde; Z é o número de prótons no núcleo e S é o número médio do electrão entre o núcleo e o electrão em questão,

Nota: o Z_{efet} é também conhecido frequentemente como “Z*”.

Um modo simples para calcular a carga nuclear efectiva é subtrair os prótons totais por todos os electrões excluindo os electrões de valência.

Considere um átomo de flúor com uma carga nuclear +9 e configuração electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$. Os dois electrões, ($1s^2$), do primeiro nível energético, como eles se dispõem do núcleo com uma carga +9 porque esta é a carga do núcleo. Mas os electrões que estão nível energético de valência, ($2s^2 2p^5$), seria protegido do núcleo pelos 2 electrões defensores. A carga nuclear +9 é protegida através de 2 electrões para dar uma carga nuclear efectiva +7 que é sentido pelos electrões de valência. Se você tiver mais electrões de valência, então a carga efectiva simplesmente será 0 porque a carga nuclear +9 é rodeado pelos 9 electrões.



Tendências

Abaixo da Tabela Periódica (do topo a base), a carga efectiva nuclear para os electrões de valência permanece constante ao longo da coluna ou família.

Ao Longo da Tabela Periódica (da esquerda para direita)

A carga nuclear efectiva aumenta, ao longo da Tabela Periódica. Elementos têm mais protões e o mesmo número de electrões centrais.

O aumento na força electrostática provida pelos protões é maior que o aumento da repulsão devido a protecção e distância. Então, ao longo da Tabela Periódica, a Carga Nuclear Efectiva aumenta.

Estas tendências podem ser usadas para explicar outras tendências entre os elementos. Propriedades tais como raio atómico, pontos de fusão e de ebulição, electronegatividade e energia de ionização podem ser discutidas usando a teoria de Carga Nuclear Efectiva.

Geralmente, como o Z_{efet} aumenta:

- 1) Raio atómico diminui (Maior força de atracção nos electrões significa que eles estão fixos “mais próximos”) mas somente quando se move da direita para esquerda da tabela periódica; o raio atómico aumenta de cima para baixo por causa das camadas adicionadas (apesar do Z_{efet} decrescente).
- 2) Os pontos de fusão e ebulição aumentam (forças intermolecular mais altas como resultado de maior Z_{efet} que significa que mais energia é necessária para quebrar a força intermolecular).
- 3) Aumenta a electronegatividade (Directamente relacionado ao Z_{efet}).
- 4) Aumenta a energia de ionização (Se o Z_{efet} é a força líquida positiva que atrai o electrão apresentado, e a energia de ionização é a energia necessária para remover o electrão mais externo, quanto maior for o Z_{efet} , mais energia será necessária para lhe remover).

É importante ter em mente que ao se falar sobre o local do electrão com respeito ao núcleo, nós estaremos a falar sobre uma probabilidade (veja o Princípio de Incerteza de Heisenberg). A actual carga nuclear efectiva é então em flutuante devido ao local relativo de um electrão no núcleo, e também devido a repulsão electrão-electrão. Qualquer teorização da carga nuclear efectiva é um tipo de significado entre a maior e a menor carga positivos apresentada durante o caminho de um electrão.

Prática

Descubra a qual será a carga nuclear efectiva seria para o néon e sódio para os electrões em cada nível de energia.

- a) Qual carga é apresentada pelos electrões no primeiro nível do átomo de néon?
- b) Qual carga é apresentado pelos electrões no segundo nível (nível de valência) do átomo de néon?
- c) Qual carga é apresentado pelos electrões no primeiro nível do átomo de sódio?



- d) Qual carga é apresentado pelos electrões no segundo nível do átomo de sódio?
 e) Qual carga é apresentado pelos electrões no terceiro nível (de valência) do átomo de sódio?

Respostas: a) 10, b) 8, c) 9, d) 1.

Problemas fixados para a Unidade 2 (cotação 15%).

- Determine o número de electrões de valência para os elementos do grupo II:
 a) 1, b) 2, c) 5 d) 8
- A que grupo ou família de elementos (critérios da IUPAC) pertence o silício?
 a) 3, b) 14, c) IVA, d) 4.
- Qual é o nome dos elementos do Grupo IIA?
 a) Metais de alcalinos b) Metais de alcalino-terroso c) Halogéneo d) Metais Nobres
- Qual dos seguintes é um gás inerte?
 a) Hidrogénio b) Criptón c) Cloro, d) Nitrogénio
- Nas tendências Periódicas, que elemento tem menor raio atómico?
 a) Mg, b) Ca, c) Sr, d) Be
- Que grupo de elementos na Tabela periódica tem o maior tamanho atómico?
 a) Os halogéneos b) O Gás nobre c) Metais alcalinos d) elementos do bloco p
- Qual dos seguintes conjunto são isoelectrónicos entre si? (T).
 a) Rb^+ , Sr^{+2} , Xe b) Al^{+3} , Na^+ , Ne c) Br^- , Na^+ , Se^{-2} ,
- Organize os átomos e iões em ordem crescente de tamanho, Rb^+ , Na^+ e K^+ .
 a) $\text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+$ b) $\text{Rb}^+ < \text{K}^+ < \text{Na}^+$ c) $\text{Na}^+ < \text{Rb}^+ < \text{K}^+$



9. Qual é a configuração electrónica de um átomo de ${}^1\text{H}^3$ no estado fundamental?
 a) $1s^1$, b) $1s^2$, c) $1s^22s^1$, d) $1s^22s^2$.
10. Em qual das camadas os electrões terão energia mais alta?
 a) 3p, b) 2p, c) 3s, d) 4s.
11. Qual átomo formará uma ligação mais polar com hidrogénio?
 a) F, b) Cl, c) Br, d) I.
12. Qual configuração electrónica representa o átomo do 2º período com o maior raio atómico covalente.
 a) $1s^22s^1$, b) $1s^12s^2$, c) $1s^22s^22p^1$, d) $1s^22s^22p^2$
13. O elemento do 3º período que tem a mais alta energia de ionização é:
 a) gás nobre, b) metal alcalino c) halogéneo, d) metal alcalino terroso.
14. Magnésio tem um raio atómico menor que Sódio porque o átomo de magnésio tem mais,
 a) Electrões de Valência, b) Nível de energia, c) Protões, d) Neutrões.
15. Quando se vai da esquerda para direita ao longo do 2º período, a energia de ionização geralmente:
 a) Diminui e o tamanho atómico também diminui,
 b) Diminui e o tamanho atómico aumenta,
 c) Aumenta e o tamanho atómico diminui,
 d) Aumenta e o tamanho atómico aumenta.

Chave de resposta

1.b, 2.b, 3.b, 4.b, 5.d, 6.c, 7.b, 8.a, 9.a, 10.d, 11.a, 12.d, 13.a, 14.c, 15.c.



Actividade de aprendizagem #3

Título da Actividade de Aprendizagem: PROPRIEDADES GERAIS DOS ELEMENTOS DO BLOCO s e p

No fim desta Unidade, o estudante deve ser capaz de:

1. Predizer a valência e os estados de oxidação dos elementos do bloco s - e p-
2. Indicar o nome (s) de elementos simples do bloco s- e p-
3. Predizer a ocorrência do efeito do par inerte
4. Predizer e indicar o comportamento geral dos metais, ametais e semi-metais
5. Predizer e explicar a tendência das propriedades químicas e físicas dos elementos do bloco s-
6. Predizer e explicar a tendência das propriedades químicas e físicas dos elementos do bloco p-
7. Explicar e apreciar as anomalias dos primeiros elementos de do grupo
8. Indicar e dar exemplos das relações diagonais na tabela periódica

Resumo da actividade de aprendizagem

Nas primeiras duas Unidades deste módulo, nós tratamos de algumas tendências das propriedades dos elementos do bloco s- e p- da tabela periódica. Nesta Unidade e nas subsequentes são discutidas as anteriores tendências, abordamos as propriedades físicas e químicas dos elementos do bloco s- e p-. Cálculo do estado de oxidação comum, descrevendo os efeitos do par inerte e explicando o comportamento anômalo de alguns elementos. A relação diagonal é um assunto que a maioria dos estudantes acham fascinante, isso será considerado antes de se apresentar exemplos e exercícios pertinentes no fim da Unidade.

Lista de Leituras Exigidas

1. John C. Kotz e Paul Trichel, Jr. *Química & reactividade Química*, 3ª edição. Publicado pela faculdade Saunders, Novo Iorque, E.U.A.. (1996).
2. Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*, 3ª Edição. Publicação Longman Cingapura (1992).
3. Catherine E. Housecroft e Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*. Prentice-Hall Internacional, E.U.A.. (2000).
4. J. D. Lee, *Química Inorgânica Concisa*, 4ª Edição. Chapman & Hall, Novo Iorque. E.U.A.. (1993).



5. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, e Geoffrey Davies; *Química, A Ciência no contexto*. W.W. Norton and company NY, USA.(2004).
6. William L. Jolly. *Química inorgânica Moderna*, 2ª Ed. McGraw-Hill. Inc. Nova Iorque, E.U.A. (1991).

Lista de ligações pertinentes

<http://acerca.quemica.com/od/groposelemento/a/metais.htm>

Mostra as propriedades que distinguem os metais dos outros elementos.

<http://www.docbrown.info/pag01/EICpdMist/EleCmdMis3.htm>

Valências de elementos e formação de compostos.

<http://acerca.quemica.com/od/groposelemento/a/metaisalcalinos.htm>

Dá as propriedades dos metais alcalinos

<http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0859586.htm>

Propriedades de metais

<http://acerca.quemica.com/od/groposelemento/a/alcalinosterrosos.htm>

Sobre metais alcalinos terrosos.

http://nobel.scas.bcit.ca/chem0010/unit4/4.3.2_propriedades_ametais.htm

Propriedades dos ametais

<http://en.wikipedia.org/wiki/Calcogenio>

Para calcogéneos e os seus detalhes.

http://www.quemc.org/viselementos/pag/data/intro_gropovii_data.html

Para halogéneos e suas propriedades.

<http://acerca.quemica.com/od/groposelemento/a/gasesnobre.htm>

Para gases nobres

<http://www.google.de/search?client=firefox-a&rls=org.mozilla%3Aen-US%3Aofficial&channel=s&hl=de&q=chemical+properties+of+group+13+elements&meta=&btnG=Google-Suche> (versão em pdf).

http://www.quemoc.org/viselementos/pag/data/intro_groupiii_data.

Dados sobre as propriedades gerais dos elementos de grupo 13.



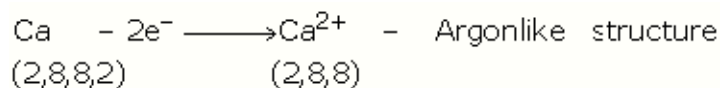
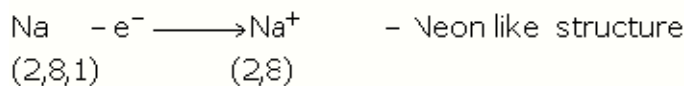
Listas de recursos de MULTIMÉDIAS pertinentes

- Computador ligado a Internet com facilidade para acessar as conexões pertinentes e fontes de recursos livre.
- Recursos de Multi-média como jogos em CD, VCD etc.
- CD-ROM deste módulo para leitura obrigatórios e demonstrações.

Actividades de aprendizagem

Valência e formulas de compostos

Grupo IA, IIA e IIIA consiste em metais de elementos normais. Eles têm electrões de valência 1, 2, ou 3, o qual podem facilmente doar para adquirir a configuração mais próximo dos gases nobres. Eles são carregados positivamente i.e., catiões.



Compostos Covalentes são formadas pela partilha de electrões através de átomos de elementos ametais por exemplo entre elementos de grupo IVA e VIIA. Os elementos destes grupos reagem um com o outro compartilhando pares de electrões. Assim, a valência de um elemento numa molécula covalente é igual ao número de pares de electrões compartilhado por um átomo do elemento. Normalmente os metais doam seus electrões de valência para formar iões carregados positivamente, tal que a carga no ião é igual a sua valência electropositiva.

Fórmula de Compostos Iónicas

Um composto químico sempre é electricamente neutro. A valência positivo e negativo do ião/radicais numa composto são iguais e equilibrados.

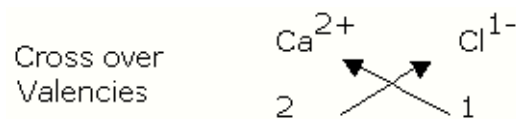


Passos

- 1) Escreva o símbolo dos iões do composto.
- 2) Catiões (ião positivo) é escrito do lado da mão esquerda e o anião (ião negativo) é escrito lado da mão direita.
- 3) Põe o número de valência do radical ou ião debaixo do símbolo do elemento.

Cruze alternativamente as cargas positivas e negativas nos iões para dar os índices.

Exemplo: Cloreto de cálcio Ca^{2+} Cl^{1-} Valências 2 e 1

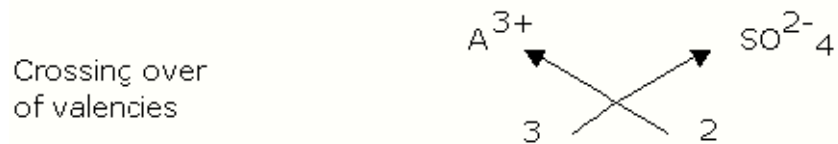


Fórmula CaCl_2 .

Assegure que as cargas estão equilibradas. $1(\text{Ca}^{2+}) = +2$; $2(\text{Cl}^-) = -2$

- 4) os radicais precisam ser incluídos dentro de parênteses se o seu número for maior que um.

Exemplo: Sulfato de Alumínio Al^{3+} SO_4^{2-} Valência 3 e 2



$2(\text{Al}^{3+}) = + 6$; $3(\text{SO}_4^{2-}) = -6$ $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3$.

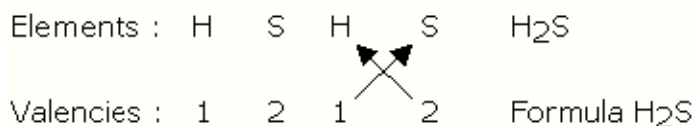


Para compostos moleculares.

Fórmula de Compostos Moleculares

Passos

- 1) Escreva os símbolos dos elementos que formam o composto.
- 2) Por baixo do símbolo de cada elemento escreva a sua valência.
- 3) cruze as valências dos átomos.



Nota: compostos covalentes são formados pela combinação entre dois diferentes ametais. Entretanto, para escrever a fórmula, o elemento ametal menos electronegativo é escrito no lado da mão esquerda, considerando que, o ametal mais electronegativo é escrito do lado da mão direita.

Exemplo: HCl

Nomenclatura de Compostos Simples

Compostos formados pela combinação de dois elementos diferentes são chamadas compostos binárias. Exemplo: CO, CCl₄, H₂S, NaCl, NH₃, HBr,. Compostos binários podem ser iônicos ou moleculares.

Regras por nomear os compostos químicos.

Regra 1: O nome do elemento que ocorre primeiro no composto é escrito sem qualquer alteração da sua soletração. Na nomenclatura de MgO, a primeira parte da fórmula é magnésio. Se o metal tem um valência variável é incluído o número romano. Por exemplo: PbO seria nomeado como Óxido de chumbo (II). O nome do segundo elemento na fórmula é escrito em último e é modificado e acrescenta-se o *ido*; por exemplo: MgO é nomeado Óxido de magnésio.

Regra 2: Quando dois ametais combinam covalentemente há uma forte chance para mais de um composto binário ser formado. Exemplo: quando nitrogénio e oxigénio se associam e dependendo das condições experimentais, pode formar qualquer um dos seguintes compostos; N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₄, N₂O₅. Nestes casos a proporção dos vários elementos é dada pelos prefixos Grego; mono, di, tri, tetra, penta, etc. N₂O₅ - Pentóxido de di-nitrogénio; NO₂ - Dióxido de nitrogénio.

Regra 3: Compostos que contêm três elementos (compostos ternários) sendo um dos quais, o oxigénio, ele é nomeado introduzindo os sufixos no final, e estes fazem apenas um compostos. Se existirem dois compostos, o que tiver mais oxigénios é nomeado



Exemplos: i) a) NaNO_3 - Nitrato de sódio b) NaNO_2 - Nitrito de sódio ii) a) CaSO_4 - Sulfato de cálcio b) CaSO_3 - Sulfito de cálcio iii) a) KClO_3 - Clorato de potássio b) KClO_2 - Clorito de potássio iv) a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - Fosfato de cálcio b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$ - Fosfito de cálcio.

Regra 4: Se num composto, o oxigénio for menor que o oxigénio presente num compostos que termina por ele então, é lhe dado o prefixo *hipo*, no começo e se o oxigénio presente no compostos que termina por ele, então é lhe dado o prefixo *per*, no inicio. Exemplo: KClO – hipocloreto de potássio; KClO_2 – Clorito de potássio; KClO_4 – Perclorato de potássio e KClO_3 - Clorato de potássio.

Características de metais e ametais

Metais

Metais encontram-se em grupos da tabela periódica determinados pelos arranjos semelhantes de seus electrões de orbitais e uma consequente semelhança das propriedades químicas.

Resumo das Propriedades Comuns de metais:

1. Têm brilho metálico
2. Conduz calor e corrente eléctrica
3. Maleáveis, assim eles podem ser moldados em diferentes formas
4. Dúcteis, assim deles podem ser feitos arames finos
5. Alto densidade. De todos os metais, Chumbo é o que tem densidade mais alto
6. Metais têm pontos de fusão altos e a maioria é sólido a temperatura ambiente
7. Mercúrio é o único metal que se encontra no estado líquido a temperatura ambiente
8. Césio e gálio têm baixos pontos de fusão; (pontos de fusão são menores que 30°C)
9. Metais não reagem quimicamente entre si, mas reagem com ametais formando compostos
10. De todos os metais, Os do Grupo 1 (i.e. metais alcalinos) são os mais reactivos
11. Metais próximos do centro da tabela periódica são menos reactivos
12. Metais menos reactivos são encontrados, mais provavelmente na natureza como elementos não combinados (i.e. cobre, prateie, ouro)
13. Nunca são encontrados metais reactivos, como os metais alcalinos, em forma de elementos não combinados (i.e. lítio, sódio)

A maioria das propriedades dos metais, incluindo raio atómico grande, baixa energia de ionização, e baixa electronegatividade, são devidos ao facto de que, os electrões na camada de valência de um átomo de metal podem ser facilmente removidos. Uma característica de metais é a sua habilidade de se deformar sem quebrar. Maleabilidade é a habilidade de um metal ser moldado. Ductilidade é a habilidade de um metal ser transformado em arame. Porque o electrão de valência pode mover livremente, os metais são bons condutores de calor e de corrente eléctrica.



Propriedades químicas

Quimicamente, os metais diferem dos ametais pelo facto deles formam iões positivos, óxidos básicos e hidróxidos. Quando expostos ao ar húmido, muitos sofrem corrosão, i.e., entre em reacção química; por exemplo, ferro oxida quando exposto ao ar húmido, o oxigénio atmosférico se liga com o metal para formar o óxido do metal. Alumínio e zinco não parecem ser afectados, mas na realidade uma camada magra do óxido é formado quase imediatamente, parando a acção adicional e não mostrando o aparecimento por causa da sua próxima semelhança com o metal. Estanho, chumbo e cobre reagem lentamente em condições ordinárias. Prata é afectada pelos compostos como dióxido de enxofre e fica manchado quando exposto ao ar. Os metais se combinam com os ametais nos seus sais, como em carbetos, carbonatos, cloretos, nitratos, fosfatos, silicatos, sulfitos e sulfatos.

A Série de reactividade

(Olha para a série em qualquer texto de conteúdo inorgânico e a estuda)

A base da sua habilidade de ser oxidado, i.e., perder electrões, metais podem ser organizados numa lista chamada série de reactividade, ou série de substituição. A série começa com metais como, céσιο e lítio, são oxidado mais rapidamente que os que se encontram no fim da série, como a prata e ouro. Em geral, um metal substituirá qualquer outro metal ou hidrogénio, num composto, que lhe precede na série, e noutras circunstâncias usuais que será substituído por qualquer metal, ou hidrogénio que lhe segue.

Ametais

As Propriedades dos ametais

1. Ametais têm baixas densidades.
2. Ametais não são dúcteis ou maleáveis e quebradiços.
3. Ametais não brilham e são sombrios.
4. Ametais são mãos condutoras de calor e da corrente eléctrica com excepção do carbono em forma de grafita.
5. Ametais podem ser encontrados na natureza na forma não elementar combinada.
6. Flúor é o ametais mais reactive.
7. Ametais podem combinar com outros ametais para formar compostos como: gás carbónico (CO_2), monóxido de carbono (CO), metano (CH_4), e amoníaco (NH_3).

Semi-metais

As Propriedades do Semimetals

1. Semi-metais têm ambas propriedades metálicas e ametalicas.
2. Semi-metais são semicondutores, em outras palavras, eles não são condutores como os metais e não são isoladores como o ametais (i.e. Arseneto de silício e gálio, GaAs são amplamente usado na indústria de semiconductor)



Bloco de elementos

Metais alcalinos

Os metais alcalinos são lítio, sódio, potássio, rubídio, célio e frâncio (Li, Na, K, Rb, Cs, e Fr, respectivamente). O Hidrogénio é frequentemente considerado um metal alcalino (especialmente a baixas temperaturas ou pressões altas), embora alguns cientistas o considerem um ametal. Os metais alcalinos são elementos localizados no Grupo IA (primeira coluna) da tabela periódica.

Em muitas das suas propriedades, lítio, exibe as mesmas características como muitos metais alcalinos comuns, sódio e potássio; assim, o metal é altamente reactivo e forma soluções de hidróxidos fortes. Em muitos aspectos, o lítio, também mostra semelhanças aos elementos do grupo dos alcalinos terrosos, especialmente magnésio que tem raio atômicos e iónicos semelhantes.

Resumo das Propriedades Comuns

1. Tem densidades mais baixas que outros metais,
2. Um electrão de valência perdido
3. Raios atômicos maiores nos seus períodos,
4. Baixas energias de ionização,
5. Baixa electronegatividade,
6. Altamente reactivo

Propriedades

Os metais alcalinos exibem muitas das propriedades físicas comum aos outros metais, embora as suas densidades são mais baixas que a de outros metais. Metais alcalinos têm um electrão na sua camada externa que é perdida na formação de ligação. Isso lhes confere um raio atômico maior nos seus respectivos períodos. As suas baixas energias de ionização resultam das suas propriedades metálicas e alta reactividade. É fácil remover os electrões de valência de um metal alcalino para formar um catião univalente. Metais alcalinos têm baixa electronegatividade. Eles reagem prontamente com ametais, particularmente com halogéneos.

Propriedades físicas

1. Eles são cinzentos e macios, e podem ser cortado facilmente com uma faca e expor uma superfície brilhante que escurece na oxidação.
2. Eles têm baixas densidades - o Li, Na e K são menos densos que a água. Eles têm baixas entalpias standard de fusão e vaporização. Eles apresentam ligações metálicas com forças relativamente fracas como resultado da disposição de apenas um electrão em cada átomo.
3. São bons condutores de calor e da corrente eléctrica.
4. Eles têm baixos valores de entalpias standard de fusão e vaporização. Eles apresentam ligações metálicas relativamente fracas pois somente um electrão esta disponível em cada átomo.
5. Metais alcalinos apresentam chamas coloridas. Quando o elemento é colocado na



Ao voltar para o nível fundamental, é emitida energia e esta energia tem um comprimento de onda na região visível.

Li vermelho Na amarelo K lilás Rb vermelho Cs azul

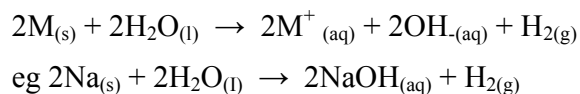
6. O raio iónicos dos metais alcalinos são todos muito menores que os correspondentes raios atómicos. Isso acontece porque o átomo contém um electrão num sub nível relativamente distante do núcleo numa nova camada quântica, e quando é removido para formar o ião os electrões restantes estão num nível mais próximo do núcleo. Além disso, a carga nuclear efectiva aumentado a atracção dos electrões para o núcleo e diminui o tamanho do ião.

Propriedades químicas

1. Metais alcalinos reagem com água, oxigénio, e outras substâncias químicas.
 2. Os metais alcalinos nunca são encontrados como elementos livres na natureza (i.e. - metal de sódio não exista como metal de Na na natureza, sódio existe em compostos como NaCl, Na₂CO₃, etc...). A reatividade aumenta quando se desce no grupo do lítio ao cézio. Existe uma semelhança muito próxima entre os elementos deste Grupo com qualquer outro Grupo da tabela periódica.
 3. Composto de metal alcalino são solúvel água e estão presentes nas águas do mar e em depósitos de sal.
 4. Todos os metais alcalinos têm um electrão de valência que formam iões com carga positiva (1+).
- Quando os metais alcalinos reagem rapidamente com oxigénio, eles são armazenados em óleos minerais ou querosene

Propriedades químicas

Os metais alcalinos são agentes redutores fortes. Os potenciais standards de eléctrodo variam entre -2.7V e -3.0V, indicando uma forte tendência para formar catiões em solução. Eles podem reduzir oxigénio, cloro, amónio e hidrogénio. A reacção com oxigénio manchas os metais no ar, assim eles são armazenados no óleo. Eles não podem ser armazenados em água porque reagem com este para produzir hidrogénio e hidróxidos de alcalis:



Esta reacção ilustra o reactividade crescente ao longo do Grupo. Li, reage continuamente com água, com efervescência; sódio reage mais violentamente e pode queimar com uma chama laranja; K acende quando em contacto com água e queima com libertação de uma chama de cor lilás; Cs penetra na água e a rápida geração de gás hidrogénio na água produz uma onda de choque que pode quebrar um recipiente de vidro.



Sódio se dissolve em amoníaco líquido formando uma solução azul pálida de catiões de sódio e electrões livres. Esta solução é usada como um agente redutor. A concentração mais alta a coloração da solução muda para bronze e conduz a corrente eléctrica como um metal.

A química do Li mostra algumas anomalias, como o catião Li^+ é muito pequeno, ele polariza aniões e assim apresenta um carácter covalente nos seus compostos. Li tem uma relação diagonal com o magnésio.

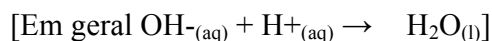
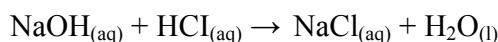
Óxidos

Os metais alcalinos formam óxidos sólidos iónicos de composição M_2O quando queimado no ar. Porém, sódio também forma peróxido Na_2O_2 como um produto principal, e K forma superóxidos KO_2 , também como um produto principal.

Hidróxidos

Hidróxidos de metais alcalinos são sólidos cristalinos iónicos brancos de fórmula MOH , e é solúvel em água. Todos eles se liquefazem exceptuando o LiOH . Todas as soluções aquosas são fortemente alcalinas (o nome deste Grupo é consequência disso) e são por isso perigosos no manejo.

Eles neutralizam ácidos formando sais, eg.:



Sais

Sais de metais alcalinos são sólidos cristalinos iónicos brancos. Eles são todos solúveis em água exceptuando o LiF que tem uma entalpia muito alta que surge da forte interacção electrostática dos pequenos iões de Li^+ e F^- .

Estados de Oxidação e Energias de Ionização

Metais alcalinos têm estados de oxidação 0 e +1. Todos os compostos comuns são baseados no ião M^+ . Isto é assim porque, a primeira energia de ionização destes elementos são baixas, e a segunda energia de ionização é muito mais alta. O electrão externo é bem protegido da atracção dos núcleos através do preenchimento dos níveis electrónicos internos e assim é relativamente fácil de remover. O próximo electrão é muito mais difícil de remover pois este é parte de uma camada cheia e também está mais próximo do núcleo.

A primeira energia de ionização diminui ao longo do Grupo porque a camada electrónica externa está progressivamente distante do núcleo e assim é mais facilmente removida.



	1 ^a	2 ^a	3 ^a
Li	513.3	7298.0	11814.8
Na	495.8	4562.4	6912.0
K	418.8	3051.4	4411.0
Rb	403.0	2632.0	3900.0
Cs	375.7	2420.0	3400.0

Solubilidade e Hidratação

Todos os sais simples dos elementos do grupo 1 se dissolvem em água, produzindo iões, e consequentemente as soluções conduzem a corrente eléctrica. Considerando que o Li^{+1} é pequeno, é esperado que as soluções de sais de lítio conduzam melhor a corrente eléctrica que os outros.

Porém, a tendência é o oposto; $\text{Cs}^{+} > \text{Rb}^{+} > \text{K}^{+} > \text{Na}^{+} > \text{Li}^{+}$. A razão é que os iões são hidratados na solução. Considerando que Li^{+} é muito pequeno, tem atracção mais alta para as moléculas de água e consequentemente mais moléculas de água aderem a seus iões tornando as altamente hidratadas. Isto torna o raio iónico efectivo maior e consequentemente move-se lentamente. O contrário acontece ao Cs^{+} .

Para um sal se dissolver, i.e NaCl , tem que separar seus componentes:



Se um sal for solúvel, então sua energia latente será menor que a energia de hidratação. A solubilidade da maioria dos sais do grupo 1 diminui em água ao longo do grupo. Isto porque, a energia latente só muda muito ligeiramente mas a energia livre de hidratação muda drasticamente. Por exemplo, as diferenças entre a energia latente entre NaCl e KCl é 67 KJ/Mol, contudo a diferença de Energia livre de hidratação é 76 KJ/Mol. Assim KCl é menos solúvel que NaCl .

N.B. Os fluoretos e carbonatos têm a tendência de aumentar ao longo do grupo.

Diferença entre Lítio e outros elementos do grupo 1

A química do Lítio é mais próxima ao dos elementos do grupo 2 (mais como Magnésio) que em relação ao resto do grupo 1. Em comparação, Li tem ponto de fusão mais alto, é mais duro, não reage facilmente com oxigénio, seu hidróxido é menos básico e muitos dos seus sais são menos estáveis e é hidratado mais pesadamente que o resto dos elementos do grupo 1.

Em geral, você irá perceber que os primeiros elementos (Li , Be , B , C , N , O , e F) em quase todos grupos se diferem no resto. Isto é de certo modo devido ao primeiro elemento ser



A semelhança entre o Li do grupo 1 e Mg do grupo 2 é chamada *relação diagonal*.

Tal relação também existe entre outros pares de elementos; Be e Al; B e Si. Esta relação é particularmente destacada por causa das semelhanças dos tamanhos iónicos entre os pares e maioritariamente devido a semelhança das suas electronegatividades.

Metais Alcalinos Terrosos

Os membros do grupo dos metais alcalinos terrosos são: Be, Mg, Ca, Sr, e Ba. A família dos metais alcalinos terrosos é o segundo grupo mais reactivo. Eles são chamados metais alcalinos terrosos porque eles formam soluções “alcalinas” (hidróxidos) quando eles reagem com água. O termo “alcalino” significa que a solução tem um pH maior que sete e básico. Assim os metais alcalinos terrosos formam soluções muito básicas e são excelentes agentes redutores.

Os metais alcalinos terrosos têm dois electrões na camada externa. Eles têm menor raio atómico que os metais alcalinos. Os dois electrões de valência não são firmemente ligados ao núcleo, assim os alcalinos terrosos perdem os electrões facilmente para formar catiões bivalentes. Alcalinos terrosos tem baixa afinidades electrónica e baixa electronegatividade. Como nos metais alcalinos, as propriedades dependem da facilidade com que os electrões são perdidos.

Resumo das Propriedades Comuns

Propriedades físicas:

- Baixas densidades, mas densidades mais altas que os metais alcalinos comparados.
- Geralmente, os metais alcalinos terrosos são metais brancos prateados com altos pontos de fusão e ebulição.
- São mais fortes que a maioria dos metais.
- Todos são metais dúcteis, brilhantes e maleáveis.

Os metais de Grupo 2 são mais duros e mais densos que o sódio e potássio e tem pontos fusão mais altos. Estas propriedades são em grande parte devido a presença de dois electrões de valência em cada átomo que conduz a uma ligação metálica mais forte do que acontece no Grupo 1.

Três desses elementos dão colorações características quando aquecido num chama:

Mg branco brilhante Ca vermelho-tijolo Sr carmesim Ba maçã verde

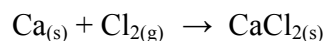
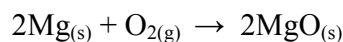


O raio atómico e iónico aumenta sequencialmente ao longo do Grupo. Os raios iónicos são todos muito menores que os raios atómicos correspondentes. Isto porque o átomo contém dois electrões no sub nível s relativamente distante do núcleo, e estes electrões são perdidos para formar o ião. Os electrões restantes estão no nível mais próximo do núcleo, e além disso a carga nuclear efectiva aumenta e os electrões são atraídos pelo núcleo e diminui o tamanho do ião.

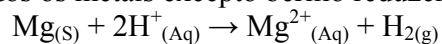
Propriedades químicas

As propriedades químicas dos elementos do Grupo 2 são dominadas pelo forte poder redutor dos metais. Os elementos se tornam crescentemente electropositivos ao longo do Grupo.

Uma vez começada, as reacções com oxigénio e cloro são vigorosas:

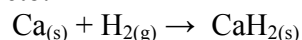


Todos os metais excepto berílio formam óxidos quando na presença de ar a temperatura ambiente que ataca a superfície do metal. Bário é assim reactivo e é armazenado em óleo. Todos os metais excepto berílio reduzem a água e dissociam ácidos em hidrogénio:

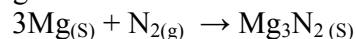


Magnésio reage lentamente com água ao menos que a água esteja a ferver, mas o cálcio reage rapidamente até mesmo a temperatura ambiente, e forma uma suspensão branca nublada de hidróxido de cálcio solúvel.

Cálcio, estrôncio e bário podem reduzir o gás hidrogénio quando aquecido, formando o hidreto:

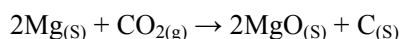


A quente os metais também são suficientemente fortes agentes redutores, para reduzir o gás nitrogénio e forma nitritos:





Magnésio pode reduzir, e queima na presença de, gás carbónico:



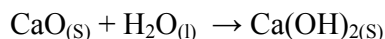
Isto significa que a chama de magnésio não pode ser extinta usando extintores de dióxido de carbono

Óxidos

Os óxidos de metais alcalinos terrosos têm a fórmula geral MO e são básicos. Eles normalmente são preparados a partir do aquecimento de hidróxidos ou carbonatos libertando o gás dióxido de carbono. Eles têm entalpias de formação e pontos de fusão altos. São conhecidos os peróxidos, MO_2 , de todos estes elementos excepto do berílio, como o catião Be^{2+} é muito pequeno para acomodar o anião do peróxido.

Hidróxidos

Cálcio, estrôncio e óxido de bário reagem com água para formar hidróxidos:



Hidróxido de cálcio é conhecido como cal apagada. É muito solúvel em água e a solução resultante é ligeiramente alcalina é conhecido como água de cal que é usada para testar a presença do gás carbónico no ácido carbónico.

Sais

No Grupo 2 são encontrados sais normalmente na forma hidratada. Eles são todos iónicos excepto o berílio cloreto. Anidridos de cloreto cálcio têm uma forte afinidade com a água e é usada como um agente secante.

Estados de Oxidação e Energias de Ionização

Em todas os seus compostos estes metais têm um número de oxidação de +2 e, com poucas excepções, os seus compostos são iónicos. A razão para isto pode ser vista através da examinação da configuração electrónica, que tem sempre dois electrões no nível quântico externo. Estes electrões são relativamente fáceis de remover, mas a remoção do terceiro electrão é muito difícil, pois este está próximo do núcleo e numa camada quântica preenchida. Isto resulta na formação de M^{2+} . A energia de ionização reflecte este arranjo electrónico. As primeiras duas energias de ionização são relativamente baixas, ea terceira muito mais alta.



A Energia de hidratação

A energia de hidratação dos iões do grupo II é quatro a cinco vezes maior que a do grupo I. Isto é em grande parte devido aos seus menores tamanhos e cargas maiores. A energia de hidratação diminui ao longo do grupo com o aumento do tamanho dos iões. No caso de ser, um factor adicional forma-se um complexo muito forte $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Assim, os compostos cristalinos de grupo II contêm mais água que os compostos cristalinos do grupo I. neste sentido, NaCl e KCl são não hidratados mas $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ e $\text{BeCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ têm água na forma cristalizada. Nota que o número de moléculas de água diminui a medida que o ião se torna maior.

Solubilidade e Energias latente

A solubilidade dos sais diminui com o peso atómico crescente, entretanto a habitual tendência é invertido neste grupo quando ligados ao flúor e em hidróxidos. Geralmente a diminuição da energia latente quando o tamanho dos iões aumenta. A energia de hidratação também diminui quando o ião cresce. Uma diminuição da energia latente favorece o aumento da dissolução, mas uma diminuição da energia de hidratação favorece a diminuição da dissolução. Como na maioria dos compostos, a energia de hidratação muda mais rapidamente que a energia latente consequentemente os compostos ficam menos solúveis pelo facto do metal se tornar maior. Porém, para fluoretos e hidróxidos, as suas energias latentes mudam mais rapidamente que as energias de hidratação, e assim a sua solubilidade aumenta ao longo do grupo. Isto explica porque os iões de Ca e Mg são os principais causadores da dureza de água.



Bloco de elementos

Grupo 13

O Grupo 13 é constituído por cinco elementos: boro (B), alumínio (Al), gálio (Ga), índio (In) e tálio (Tl) (Figura 1.1). Estes elementos são caracterizados por possuírem três electrões no seu nível energético externo, mas reflecte uma gama de comportamento e ocorrência. Entre eles, só o B é semi-metal e o tem um papel significativo para as plantas. O alumínio, sendo um dos componentes básicos da litosfera, revela propriedades anfotéricas.

Os elementos de Grupo 13 são:

Nome	Símbolo	Configuração electrónica
Boro	B	[He]2s ² 2p ¹
Alumínio	Al	[Ne]3s ² 3p ¹
Gálio	Ga	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
Índio	In	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹
Tálio	Tl	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹

Propriedades Físicas

1. Boro é um pó cinzento ametálico.
2. Todos os outros membros do Grupo 13 são metais macios, prateados.
3. Tálio obtém uma coloração azulada quando oxidada.
4. As densidades de todos os elementos do Grupo 13 são mais altas que os elementos correspondentes do Grupo 2.
5. O ponto de fusão de todos os elementos é alto, mas o ponto de fusão de boro é muito mais alto que o de berílio do Grupo 2, enquanto que o ponto de fusão de alumínio é semelhante a do magnésio do Grupo 2.
6. Os seus raios iónicos são muito menores que os raios atómicos. Isto porque o átomo contém três electrões na camada de valência e quando ionizados os electrões restantes permanecem em níveis mais próximos do núcleo. Além disso, o aumento da carga nuclear efectiva atrai os electrões para o núcleo e diminui o tamanho do ião.



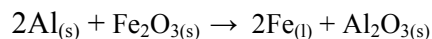
Propriedades químicas

Tendência Geral de Reactividade

A tendência geral ao longo do Grupo 13 é de carácter ametais para metálico. Boro é um ametal com uma estrutura de rede de covalente. Os outros elementos são considerados maiores que boro e por conseguinte são mais iónicos e com carácter metálicos. Alumínio esta no limite dos carácter iónico e covalente nos seus compostos. Os restantes membros do Grupo 13 são geralmente considerados metais, embora alguns compostos mostram o carácter covalente.

As propriedades químicas dos elementos Grupo 13 reflectem o crescentemente carácter metálico dos membros descendentes ao longo do Grupo. Aqui serão apenas considerados o boro e alumínio.

Boro quimicamente não reage excepto á temperaturas altas. O Alumínio é um metal altamente reactivo que se oxidado prontamente no ar. Esta camada de óxido é resistente a acção de ácidos mas é moderadamente solúvel em alcalis. Alumínio pode reduzir alcalis fortes, o produto será o ião tetrahidroxoaluminato, $[Al(OH)_4]^-$. Alumínio também reage violentamente com óxido de ferro (III) para produzir ferro num processo térmico:



Óxidos

Óxido de boro, B_2O_3 , é um óxido ácido e um sólido branco insolúvel com um alto ponto de ebulição (mais de 2000K) por causa da sua estrutura da rede de ligação-covalente estendida. Óxido de alumínio, Al_2O_3 , é anfotérico.

Sais

O sail mais importantes de boro é trifluoreto de boro, que é um gás. Cloreto de alumínio, $AlCl_3$, é um sólido volátil que sublima a 458K. O vapor formado na sublimação consiste numa mistura de equilíbrio de monómeros ($AlCl_3$) e dimeros (Al_2Cl_6). É usado para preparar o poderoso e o versátil agente redutor tetrahidrialuminato de lítio e, $LiAlH_4$.

Cloreto de boro e cloreto de alumínio agem como ácidos de Lewis para uma extensiva gama de doadores de par electrónico, e isto conduz ao seu uso difundido como catalisadores. Cloreto de alumínio é usado na importante reacção de Friedel-Crafts.

Hidretos

Boro forma uma interessante e extensa série de hidretos, os boranos. O mais simples destes não é BH_3 como esperado, mas seu dímero B_2H_6 .

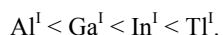


Estados de Oxidação e Energias de Ionização

Boro e alumínio ocorrem com número de oxidação +3 nos seus compostos, e com algumas excepções os seus compostos são descritos de melhor forma como iónico. A configuração electrónica mostra três electrões na camada externa da configuração de um gás nobre, dois na sub camada s e um na sub camada p. O electrão externo de p é facilmente removido pelo facto de estar distante do núcleo e será protegido da carga nuclear efectiva. Os próximos dois electrões de s também são relativamente fáceis de remover. A remoção de qualquer electrão adicional perturba o preenchimento da camada quântica sendo assim, é difícil. Isso é reflectido na energia de ionização. As primeiras três energias de ionização são baixas, e a quarta é muito mais alta.

Efeito do par inerte

O termo **efeito de par inerte** é frequentemente usado na relação da estabilidade crescente dos estados de oxidação que são menores que a valência do grupo para os elementos mais pesados dos grupos 13, 14, 15 e 16. Como exemplo no grupo 13 o estado de oxidação +1 do Tl é o mais estável e os compostos de Tl^{III} são comparativamente raros. A estabilidade aumenta na seguinte sucessão:



A situação nos grupos 14, 15 e 16 é a que a tendência de estabilidade é semelhante ao longo do grupo, mas para os membros mais pesados, por exemplo chumbo, bismuto e polónio os seus estados de oxidação são conhecidos.

O estado de oxidação mais baixo em cada um dos elementos em questão tem 2 electrões de valência nas orbitais s. Neste sentido, pode existir uma explicação simples de que os electrões de valência numa orbital s é mais firmemente ligado a mais alta energia que a do electrão numa orbital p e então menos provavelmente envolvido na ligação. Infelizmente esta explicação não se levanta.



Grupe 14

Os membros deste grupo são C, Si, Ge, Sn e Pb.

Propriedades físicas

1. Indo ao longo do período, o raio iónico diminui, quando alcançasse o grupo 14 (IVA), aniões diminuem de tamanho como você vai em direcção aos gases nobres.
2. Os raios atómicos aumentam quando se desce ao longo do grupo. A diferença do tamanho entre o Si e Ge é menos do que o esperado porque Ge tem uma camada 3d cheia que protege a carga nuclear bastante inefectiva.
3. Eles mostram baixo gradação. Carbono é ametálico o Chumbo (Pb) que tem óxidos anfotéricos mas o elemento é metálico.
4. “A linha diagonal” no bloco p que separa os metais dos ametais passando por Si e Ge. Indicando que o Si é mais ametálico considerando que Ge é principalmente metálico, em relação ao comportamento. Assim ambos são considerados semi-metais.
5. As primeiras quatro energias de ionização sugerem que os elementos têm estado de oxidação +4.
6. Eles apresentam estado de oxidação +4 entretanto com +2 fica estável quando se desce ao longo do grupo. Neste caso Pb se assemelha a seu vizinho metálico.

Propriedades químicas

Estes elementos são relativamente não reactivos, mas a reactividade aumenta no grupo. O estado de oxidação M^{2+} é mais estável para os membros mais baixos. Esta não reactividade é contribuída em parte pela superfície de óxidos que cobre ou devido ao elevado potencial de redução do H^+ a H_2 na superfície de elementos.

Reacção com água

C, Si, e Ge não são afectados pela água. Sn reage com vapor de água para formar SnO_2 e H_2 . Pb não é afectado pela água provavelmente por causa da camada de óxido.

Reacção com ácidos

C, Si, e Ge não são afectados por ácidos diluídos. Sn dissolve-se em HNO_3 diluído, formando $Sn(NO_3)_2$. Pb dissolve-se lentamente em HCl diluído, formando $PbCl_2$, embora muito rapidamente no HNO_3 , formando $Pb(NO_3)_2$ e óxido de nitrogénio. Pb não se dissolve em H_2SO_4 diluído pelo facto de se formar uma superfície de $PbSO_4$ que cria uma cobertura.

Diamante (C) não é afectado por ácidos concentrados, mas a grafita reage com tanto com HNO_3 como com HF/HNO_3 . Si também é oxidado por HF/HNO_3 . Ge dissolve lentamente em H_2SO_4 concentrado e quente, e em HNO_3 .



Sn dissolve-se em ácidos concentrados. Pb não se dissolve em HCl concentrado porque durante a reacção, forma-se uma superfície de cobre $PbCl_2$.

Efeito de par inerte

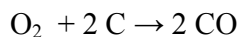
Aqui também, o efeito do par inerte mostra crescentemente dos mais baixos membros do grupo. Existe uma diminuição da estabilidade do estado de oxidação (+4) e um aumento do estado (+2) descendo ao longo do grupo. Ge (+2) é um agente redutor forte considerando que Ge (+4) é estável. Pb (+2) é iónico, estável e mais comum que Pb (+4), que é oxidando. As mais baixas valências são mais iónicas por causa do raio de M^{2+} ser maior que o de M^{4+} e de acordo com regra de Fajans, quanto menor for o ião maior será a tendência do carácter covalente.

Óxidos e Oxácidos de Carbono e Silício

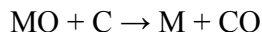
Ao contrário dos membros posteriores do grupo 14, o carbono forma óxidos monoméricos estáveis, voláteis; CO (em condições limitadas de oxigénio) e CO_2 . Silício também é estável como SiO_2 .

(Exercício: Discuta com qualquer outro estudante deste módulo todas as propriedades de CO e CO_2 que você se lembra)

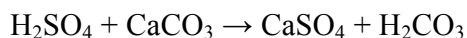
Monóxido de carbono, com a fórmula química CO, é um gás incolor, inodoro e insípido. Ele é o produto da combustão parcial de composto que contém carbono. Monóxido de carbono tem uma combustão avaliada e significativa, queima no ar com uma chama alzá característica, produzindo dióxido de carbono. Apesar da sua toxicidade, CO joga um papel muito fundamental na tecnologia moderna, sendo um precursor para de numerosos produtos.



CO também é um subproduto da redução de minérios de óxido de metal com carbono, mostrado na forma simplificada como segue:

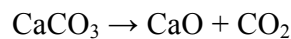


Uma grande variedade de reacções químicas produz gás carbónico, como a reacção entre a maioria dos ácidos e a maioria de carbonatos de metais. Por exemplo, a reacção entre ácido sulfúrico e carbonato de cálcio (pedra calcária ou giz) é descrita abaixo:

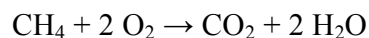




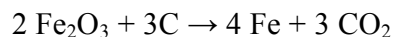
O H_2CO_3 decompõe-se em água e CO_2 . Espumando ou borbulhando, ou ambos acompanham tais reacções. Na indústria tais reacções são difundidas porque eles podem ser usado para neutralizar fluxos de ácido desperdiçados. A produção de cal viva (CaO), uma substância química que tem uso difundido, da pedra calcária por aquecimento a aproximadamente 850°C , produz CO_2 :



A combustão de todo o carbono de um combustível, como metano (gás natural), destilados do petróleo (gasolina, diesel, querosene, propano), mas também de carvão e madeira, produz gás carbónico e, na maioria dos casos, água. Como um exemplo a reacção química entre metano e oxigénio é determinado abaixo.



O ferro é reduzido a partir de seus óxidos com coca-cola num forno de explosão, produzindo ferro porco e gás carbónico:

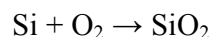


Dióxido de Silício

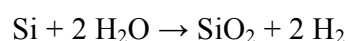
O composto químico, dióxido de silício, também conhecido como sílica ou silox (do Latim “síllex”), é o óxido de silício, fórmula química SiO_2 e é conhecido pela sua dureza desde o século 9. Sílica geralmente é encontrado na natureza como areia ou quartzo. É o componente principal da maioria dos tipos de vidros e substâncias como concreto.

Dióxido de silício é formado quando o silício é exposto ao oxigénio (ou ar). Uma camada muito magra (aproximadamente 1nm ou 10Å) denominada “óxido nativo” é formado na superfície quando o silício é exposto ao ar em condições ambientes. Temperaturas mais altas e ambientes alternados são usados para cultivar camadas bem controladas de dióxido de silício no silício.

A oxidação térmica do silício é facilmente alcançada quando se aquece o substrato a temperaturas tipicamente na faixa de $900\text{-}1200^\circ\text{C}$. A atmosfera do forno onde a oxidação tem lugar pode conter oxigénio puro ou vapor de água. Ambas moléculas difundem facilmente pela camada de SiO_2 crescente a temperaturas altas. Oxigénio que chega a superfície de silício pode combinar com silício para formar dióxido de silício. As reacções químicas que acontecem:



ou denominada “oxidação seca” ou





para “oxidação húmida”. Devido as relações estequiométricas, nestas reacções a diferença entre as densidades de Si e SiO_2 , aproximadamente 46% da superfície de silício é “consumida” durante a oxidação. Quer dizer, para todo 1mol de SiO_2 produzido, aproximadamente 0.46mol de silício é consumido (veja Figura 1).

Considere o Chumbo (Pb)

Chumbo é um metal denso, relativamente macio, maleável com baixa resistência a tensão. É mau condutor da corrente eléctrica e calor. Chumbo tem uma estrutura cristalina cúbica de face centrada. Ele pertence ao Grupo 14 da tabela periódica. Embora o chumbo tenha uma aparência lustrosa azul prateada quando frescamente cortada, escurece quando exposto ao ar húmido por causa da rápida formação de uma camada oxidada; esta protege o metal de uma oxidação ou corrosão futura. Todos os compostos de chumbo são venenosas (veja envenenamento por chumbo). Chumbo resiste a reacção com ácido sulfúrico concentrado e resfriado mas reage lentamente com ácido clorídrico e prontamente com ácido nítrico.

O elemento tem quatro isótopos estáveis que ocorrem naturalmente, três deles resultam da decadência de elementos radioactivos que ocorrem na natureza (tório e urânio). Quando esta decadência acontece a uma velocidade constante, é possível prever a idade máxima da rocha contendo chumbo ou a composição em algum dado precoce, tanto quanto a pedra não tenha sido quimicamente alterado. Existem 25 isótopos radioactivos conhecidos de chumbo, alguns dos quais ocorrem naturalmente em quantidades pequenas.

Grupo 15

Todos elementos deste grupo têm cinco electrões em sua camada externa. Eles apresentam um estado de oxidação máximo de cinco para oxigénio usando todos os cinco electrões externos formando ligações. A tendência para o par de electrões permanecer inerte (efeito de par inerte) aumenta com o peso atómico crescente. Assim apenas os electrões p são usados nas ligações e resulta em ligações trivalentes. As valências três e cinco são encontradas com halogéneos e enxofre.

O grupo mostra a habitual tendência, do aumento do carácter metálico quando se desce ao longo do grupo. Assim N e P são ametais, As e Sb (antimónio) são semi-metais e Bi é metálico. Enquanto que os óxidos metálicos são básicos, os ametais são ácidos, os óxidos de N e P são ácidos, enquanto que As e Sb são anfotéricos e Bi é básico.



Propriedades gerais de Nitrogénio e Fósforo

Propriedades de Nitrogénio

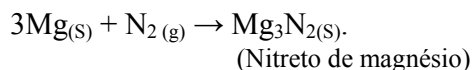
Físicas

Como primeiro elemento do grupo, ele difere do resto. Nitrogénio é um gás incolor, inodoro e insípido. A densidade do vapor de nitrogénio é 14 (densidade de Vapor de ar = 14.4). Consequentemente é ligeiramente menor que a do ar. Nitrogénio é ligeiramente solúvel em água. 1litro de água dissolve aproximadamente 22ml de nitrogénio a 0°C. Quando esfriado e comprimido o nitrogénio liquefaz-se formando um liquido incolor, que ferve a -196°C. Quando mais esfriado, ele gela formando uma neve branca como sólido que derrete à -210°C.

Química

Nitrogénio que é um gás neutro que não afecta a cor de indicadores, ele não é combustível e não alimenta a combustão. Nitrogénio não combina facilmente com outros elementos nas condições ordinárias. Uma molécula de nitrogénio é diatómica. Estes dois átomos combinam compartilhando mutuamente três pares de electrões. A ligação tripla formada entre os átomos é tão forte, que é necessário uma grande quantidade de energia para quebrar esta ligação. Consequentemente em condições especiais de temperatura, pressão, catalisador, promotores, voltagem alta etc. pode ser preciso para fazer reagir o nitrogénio com outros elementos.

- Com Hidrogénio; Nitrogénio combina com Hidrogénio na presença de faíscas eléctricas formando amoníaco. O amoníaco é normalmente obtido pela proporção de 3:1 (por volume) de hidrogénio e nitrogénio a aproximadamente 450°C, e uma pressão de 200 a 1000 atm, na presença de ferro finamente dividido como catalisador e molibdénio como promotor. Promotor é uma substância, adicionada ao catalisador para aumentar a eficácia do catalisador. Promotores também são chamados activadores.
- Com oxigénio; Nitrogénio só combina com oxigénio na presença de um arco eléctrico a uma temperatura de 3000 – 5000°C formando óxido de nitrogénio. Também quando o raio de relâmpago ocorre no ar, são formadas faíscas eléctricas de alta voltagem que faz com que nitrogénio e oxigénio reajam na atmosfera formando óxido de nitrogénio.
- Com metais; magnésio vermelho aquecido ou ardente, cálcio e alumínio combinam com nitrogénio para formar os seus respectivos nitretos (N⁻³).



Um composto binário de um elemento com nitrogénio é chamada “nitreto”. Quando estes Nitretos reagem com água quente, eles forma seus respectivos hidróxidos e amoníaco.



Com carbeto de cálcio; Quando carbeto de cálcio é aquecido na presença de nitrogénio a 800°C a 1000° C formando cianamida de cálcio um fertilizante importante. O nome comercial de cianamida de cálcio é nitrolim.

Propriedades de Fósforo

Físicas

Fósforo é sólido a temperatura ambiente. Fósforo branco é macio, encerado e reactivo.

Químicas

Reage com ar húmido e produz luz (quimiluminescência). Acende espontaneamente no ar a aproximadamente 35°C, e é armazenado em água para prevenir isso. Também é altamente tóxico.

Se o fósforo branco é aquecido a aproximadamente 250°C ou a temperatura mais baixas na presença de luz solar, forma-se o fósforo vermelho. Este é um sólido polimerico, que é muito menos reactivo que o fósforo branco. É estável no ar e não acenda a menos que seja aquecido até mais de 400°C. Assim não precisa ser armazenado em água, mas é armazenado em solventes orgânicos (parafinas).

Aquecendo o fósforo branco a alta pressão resulta uma forma altamente polimerica de fósforo preto. Este é termodinamicamente a forma alotrópica mais estável de fósforo.

N.B. Fósforo branco é muito mais tóxico que o fósforo vermelho. A necrose da mandíbula também chamada mandíbula-fosfórica, é causado pela exposição crónica ao fósforo branco.

Como é estável no ar seco, mas manchas no ar húmido dando primeiro uma mancha bronzeada e depois preta.

Sb é menos reactivo, e é estável em água e no ar a temperatura ambiente. Quando aquecido no ar forma Sb_4O_6 ou Sb_4O_8 ou Sb_4O_{10} .

Bi forma Bi_2O_3 quando aquecido.



Grupo 16 (Calcogéneos)

Os calcogéneos são também conhecidos como a **família de oxigénio**. Consiste em oxigénio (**O**), enxofre (**S**), selénio (**Se**), telúrio (**Te**) e polónio radioactivo (**Po**). Os compostos calcogéneos mais pesado (particularmente o sulfetos, selenetos e teluretos) são colectivamente conhecidos como calcogenídeos. Ao menos que se agrupem ao calcogéneos mais pesados, óxidos, não são considerados calcogenídeos. o nome é geralmente considerado que signifique “minério primitivo” do grego *chalcos* “minério” e *-gen* “formação”.

Oxigénio e enxofre são ametais e polónio, selénio e telúrio são semi-metals semicondutores (i.e., as suas propriedades eléctricas estão entre as de um metal e um isolador). Não obstante, telúrio, como também selénio, são frequentemente chamados metais quando na forma elementar. O número de oxidação formal dos calcogénio é geralmente -2 em calcogenídeo mas podem ser atingidos outros valores, como -1 em pirite.

Os elementos têm estrutura electrónica s^2p^4 . Assim eles podem atingir a estrutura do gás nobre ganhando 2 electrões, formando M^{2-} ou compartilhando os 2 electrões, assim, forma ligações covalentes. A electronegatividade do oxigénio a seguinte depois da do Flúor. Significando que a diferença de electronegatividade entre a maioria dos metais e o oxigénio é muito grande fazendo com que muitos metais se tenham carácter óxidos iónicos. O número de oxidação formal mais alto é +6, encontrado em sulfatos, selenatos e teluratos, como no selenato de sódio (Na_2SeO_4).

Nota: A Química Moderna percebe os fenómenos a base da teoria de quântica que faz uso do número de oxidação formal a favor da função de onda de muitos electrões aproximados a partir de detalhes permitidos pela simulação no computador, embora o conceito, ainda é usado em experiências pensadas.

Oxigénio

Oxigénio mostra várias diferenças em relação ao resto do grupo. Estes estão associados ao seu tamanho menor, electronegatividade mais alto, e a falta de orbitais d disponíveis para formar ligações comparado resto.

A temperatura e pressão atmosférica, oxigénio é um gás incolor, mas é azul pálido quando condensado a líquido a $-183^\circ C$. Oxigénio diatómico (O_2) é paramagnético porque tem dois electrões desemparelhados.

Ozono (O_3), é a segunda forma alotrópica menos estável de oxigénio. É azul, gás diamagnético com um odor muito forte que pode ser descoberto até mesmo em concentrações muito pequenas (<0.05 ppm).

Enxofre

Em 1817 um químico sueco de nome Jöns Jacob Berzelius notou uma substância vermelha resultado minérios de enxofre de minas de Fahlun (Falun), Suécia. Quando este material vermelho foi investigado no ano seguinte, provou ser um elemento e foi nomeado depois da Lua ou a deusa de Lua Selene. Compostos que contém dois elementos, um dos quais



é chamado pirite, ou “ouro de bobo”, porque se parece tanto ao ouro real. Pirite é sulfureto de ferro (FeS₂).

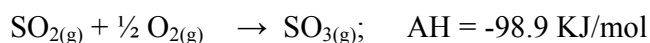
Suas propriedades físicas e químicas são muito distintas. Ocorrem frequentemente como um pó amarelo brilhante. Quando este é queimado, produz uma chama azul clara e um cheiro muito forte.

Enxofre tem o maioria números de formas alotrópicas em relação a todos elementos. A mais comum e estável é o amarelo, forma ortorombônica que consiste de moléculas S₈ com os átomos de enxofre organizados num anel coroadado e amoldado. As formas alotrópicas menos estáveis têm anéis de 6 a 20 átomos de enxofre.

Química

Sulfureto de hidrogénio, H₂S, tem uma estrutura que se assemelha a da água. Ao contrário da água, o H₂S é um gás em condições normais. Isto porque só ocorrem pontes de hidrogénio muito fracas entre as moléculas comparadas com as pontes nas moléculas de água. Sulfureto de hidrogénio é um veneno mortal, comparável ao Cianeto de hidrogénio, mas felizmente, H₂S tem um cheiro terrível (semelhante a do ovo podre) e pode ser descoberto em concentrações muito pequenas.

Dióxido de enxofre (SO₂) e trióxido de enxofre (SO₃) são os óxidos mais importantes do elemento. SO₂ é um gás incolor tóxico com um odor engasgante. Dissolve facilmente em água e é facilmente convertido a SO₃.



SO₃ é extremamente reactivo e é mesmo difícil de controlar, é sempre deliberadamente convertido a ácido sulfúrico através de reacções com água.

Selénio

Selénio é um semi-metal. Selénio e telúrio estão frequentemente associados entre si. Eles tendem a ocorrer juntos na Terra e tem propriedades semelhantes.



Grupo 17 (Halogéneos)

Como um grupo, os halogéneos (F, Cl, Br, I e At) mostram propriedades físicas altamente variáveis. Halogéneos variam de sólido (I_2), líquido (Br_2) e gasoso (F_2 e Cl_2) a temperatura ambiente.

Nome	Símbolo	Configuração electrónica
Flúor	F	$[He]2S^2 2P^5$
Cloro	Cl	$[Ne]3s^2 3p^5$
Bromo	Br	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$
Iodo	I	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^5$
Astato	At	$[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$

As propriedades químicas são mais uniformes. Os halogéneos têm electronegatividade é muito alto. Flúor tem a electronegatividade mais alto de todos os elementos. Os halogéneos são particularmente reactivos com os metais alcalinos e alcalinos terrosos, formando cristais iónicos.

Resumo das Propriedades Comuns

1. Electronegatividade muito alta
2. Sete electrões de valência (faltando um electrão a estrutura estável de octeto)
3. Altamente reactivo, especialmente com metais alcalinos e alcalinos terrosos,

Propriedades físicas

1. Flúor, um gás amarelo pálido venenoso
2. Cloro, um gás esverdeado venenoso, tem um odor irritante
3. Bromo, um líquido vermelho-marrom típico e cáustico volátil a temperatura ambiente.
4. Iodo, um sólido brilhante cristalino cinzento-escuro a temperatura ambiente mas facilmente sublima formando um vapor violeta quando aquecido.

N.B. Todos os isótopos de astato são radioactivos, e estes elementos não serão considerados neste módulo.



Propriedades químicas

1. Todos os halogéneos têm sete electrões de valência que formam iões com uma carga negativa (-1)
2. Flúor é o mais reactivo de todos os ametais
3. Iodo sublima quando aquecido

Em geral, os Halogéneos são um conjunto bem destacado dos ametais. Todos eles existem como moléculas diatómicas, X_2 , e oxida os metais formando haletos. Os óxidos de halogéneos são ácidos, e os hidretos são covalentes. Flúor é o elemento mais electronegativo na tabela periódica. Geralmente, a electronegatividade e o poder oxidante diminui quando se desce ao longo do Grupo. O resultado deste electronegatividade decrescente é o aumento do carácter covalente nos compostos, de forma que AlF_3 é iónico enquanto que $AlCl_3$ é covalente.

N.B. Flúor mostra algumas anomalias por causa do pequeno tamanho de seu átomo e ião. Isto permite que vários átomos de F liguem um átomo central diferente, como no AlF_6^{3-} comparado ao $AlCl_4$. A ligação F-F também é inesperadamente fraca por causa do pequena tamanho do átomo de F, dá os pares solitário mais próximos que em outros halogéneos, e uma repulsão debilitada da ligação.

A maioria das características químicas mais comuns dos halogéneos é a sua habilidade para oxidar. Flúor tem o poder oxidante mais forte, assim outros elementos que combinam com Flúor tem número de oxidação muito alto. Flúor é tal um agente oxidante forte que deve ser preparado através da electrólise. Cloro é o seguinte agente oxidante mais forte, mas pode ser preparado através da oxidação química. A maioria dos elementos reage directamente com cloro, bromo e iodo, com reactividade decrescente quando se desce ao longo do Grupo, mas a reacção deve ser frequentemente activada pelo calor ou luz UV. Cloro, bromo e iodo desproporcionam na presença de água e alcalis.

Óxidos e Oxoácidos

Não existe óxido de flúor, pois o Flúor é mais electronegativo que oxigénio (O). Cloro, bromo e iodo formam cada um vários óxidos que são termicamente instáveis, como dióxido de cloro ClO_2 . O único oxácido de flúor, HOF, é instável a temperatura ambiente, mas há muitos oxácidos dos outros halogéneos. Os melhores sais conhecidos destes são: hipoclorito, clorato (I) ClO^- , clorito, clorato (III) ClO_2^- , hipoclorato. Estes são todos agentes oxidantes poderosos, perclorato, clorato (VII) ClO_4^- , clorato (V) ClO_3^- .

Sais

Os halogéneos podem combinar para formar interhalogéneos e polihaleto entre seus iões. Iões polihaleto têm a fórmula geral $[Y-X-Y]$ -. Não é possível que o F represente X num ião polihaleto como não pode ampliar o seu octeto.



Hidretos

Haletos de hidrogénio têm a fórmula geral HX . HF é um líquido incolor que ferve a $19.5^{\circ}C$, e todos os outros haletos de hidrogénio são gases de incolores. HF é um líquido devido a extensão da ligação de hidrogénio que ocorre entre as moléculas. Todos haletos de hidrogénio se dissolvem para formam facilmente soluções ácidas, o ácido clorídrico é amplamente usado, HCl . Todos excepto HF são ácidos típicos; eles liberam dióxido de carbono, de carbonatos e sais com óxidos básicos. HF é um ácido fraco porque a ligação de $H-F$ é muito forte, e por causa de pontes de hidrogénio que ocorre entre F^- e HF em solução.

Compostos orgânicos

Os halogéneos formam compostos orgânicos que são bem conhecidos na indústria e pelo seu impacto ambiental, como PVC , DDT e TCP .

Estados de Oxidação e Afinidade Electrónica

Flúor em todas os seus compostos tem um número de oxidação -1 , este é o mais electronegativo de todos os elementos. Os outros halogéneos mostram uma extensiva gama de números de oxidação, e o poder redox destes halogéneos é importante. O número de oxidação mais comum é geralmente estranho; existem poucos compostos com o mesmo número de oxidação e eles são frequentemente de forma instáveis termicamente. Cloro é o terceiro elemento mais electronegativo depois do F e O . Os iões de haleto são formados prontamente por um electrão recebido, para completar os electrões octeto de valência. A afinidade electrónica diminui quando se desce ao longo do Grupo.



GASES NOBRES/INERTES (Grupo 0)

Os gases nobres (He, Ne, Ar, Kr, Xe, e Rn) também conhecido como gases inertes, localizam-se no Grupo VIII da tabela periódica.

Propriedades

Os gases nobres são relativamente não reactivos. Isto porque eles têm uma camada de valência completa. Eles têm pouca tendência para ganhar ou perder electrões. Os gases nobres têm altas energia de ionização e electronegatividade desprezável. Os gases nobres têm baixos pontos de ebulição e todos são gases a temperatura ambiente.

Resumo das Propriedades Comuns

Propriedades físicas:

- Hélio** tem ponto de ebulição 4.2K a pressão de 1atm, tem o ponto de ebulição mais baixo que de qualquer substância.
- Quando a corrente eléctrica é passa por um tubo que contém o gás **Néon** a uma baixa pressão do gás, ele tem um brilho vermelho-laranja.
- Árgon** é incolor, inodoro insípido. Compõe 0.934% do ar.
- Cripton** é um gás atmosférico denso, incolor e inodoro.
- Xénon** é um gás pesado, não reactivo e estável. Quando os átomos de Xénon são suficientemente energizados, eles produzem uma luz branca brilhante.

Propriedades químicas:

- Gases nobres existem como gases monatómicos
- Todos gases nobres têm oito electrões de valência, nível energético de electrões externo completamente preenchido (camada externa “prenchida” significa que a camada externa tem dois electrões para o He e oito electrões na concha externa para os outros). Este arranjo electrónico estável responde pela natureza não reactiva dos gases nobres.

Problemas para a Unidade 3 (cotação 20%).

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, é a configuração electrónica que pertence a que período e grupo da tabela periódica de elementos?
 - 3, 4,
 - 4, 16,
 - 3, 16,
 - 4, 3.
- Qual elemento do período 3 tem ambas propriedades metálico e ametálicas
 - Na,
 - Al,
 - Si,
 - Ar.
- Qual elemento é mais provável que forme uma composto com cripton,
 - F,
 - Cl,
 - Xe, I, Br.



4. Que grupo contém um elemento que é líquido a temperatura ambiente,
a) 1, b) 7, c) 8, d) 18.
5. Que grupo formam normalmente elementos óxidos com fórmula M_2O_3 ?
a) 1, b) 3, c) 13, d) 2.
6. Que grupo contém dois semi-metais
a) 2, b) 14, c) 16, d) 18
7. Que elemento do grupo 15 é muito metálico?
a) N, b) P, c) Ti, d) Bi
8. Qual é o número total de elementos no período 2 que são todos gases em CNTP,
a) 1, b) 2, c) 4, d) 8
9. Qual é a configuração electrónica que representa um semi-metal no estado fundamental
a) 2-3, b) 2-5, c) 2-8-5, d) 2-8-6
10. Que elemento do grupo 14 pode mais provavelmente formar Cloreto de fórmula MCl_2 .
a) C, b) Si, c) Sn, d) Pb
11. A que estado de oxidação nos pode indicar os elementos os X e Y respectivamente na tabela abaixo?
- | | | | | | | |
|---|-------|-------|-------|-------|--------|--------|
| X | 786 | 1,577 | 3,228 | 4,354 | 16,100 | |
| Y | 1,060 | 1,890 | 2,905 | 4,950 | 6,270 | 21,200 |
- a) 2 & 3, b) 4 & 5, c) 5 & 6, d) 1 & 1.
12. Através do método de electronegatividade Pauling, qual é o tipo de ligação provável para a molécula AB, onde as energias de ligação para A-B = 3.8, A-A = 4.5 e B-B = 2.7 eV?
a) Moderadamente iónica, b) Covalente pura, c) Iónica, d) Covalente.
13. Efeito de par inerte será provavelmente apresentado por,
a) Grupo 1, b) Acima do grupo, c) Abaixo do grupo 14, d) abaixo do grupo 17.



14. Calcule a carga nuclear efectiva para um átomo de enxofre,
 a) 16, b) 8, c) 6, d) 10.
15. Qual é a configuração electrónica do átomo de bromo estado fundamental?
 a) $[\text{Kr}]4s^24p^5$, b) $[\text{Ar}]4s^24p^7$, c) $[\text{Ar}]4s^24p^5$, d) $[\text{Ar}]3s23p5$.
16. Uma ligação polar será formado mais provavelmente entre,
 a) Na e Cl, b) Mg e O, c) Na e F. d) H e O,
17. Electronegatividade diminui num grupo porque,
 a) Os átomos ficam maiores
 b) Mais protões são adicionados
 c) O raio atómico se torna menos definido
 d) Mais electrões são adicionados.
18. Fluoreto de alumínio é iónico mas o iodeto alumínio é covalente, isso é mais Provável porque,
 a) Flúor é mais electronegativo que iodo,
 b) Iodo é facilmente maior polarizado por alumínio,
 c) Iodo é mais metálico que o flúor,
 d) Alumínio tão grande que polariza o flúor.
19. Muitos elementos abundantes na natureza têm,
 a) Electronegatividade alta,
 b) Pontos de fusão muito altos,
 c) Carga nuclear muito alta,
 d) Energia de ligação nuclear muito alta.
20. Quando a massa atómica aumenta, a energia de ligação nuclear,
 a) Aumenta,
 b) Aumenta depois diminui,
 c) Permanece constante,
 d) Aumenta depois permanece constante.

Chave de resposta

1.c 2.c 3.a 4.d 5.c 6.b, 7.d, 8.c, 9.a, 10.d,
 11.b, 12.a, 13.c, 14.c, 15.c, 16.d, 17.a, 18.b, 19.d, 20. b



Actividade de aprendizagem #4

Título da Actividade de Aprendizagem: Ocorrência, Abundância e Extração

No fim desta Unidade, o estudante deve ser capaz de:

1. Interpretar a abundância natural dos elementos.
2. Declarar, prever e explicar os métodos e formas de extração dos elementos do bloco s.
3. Declarar, prever e explicar os métodos gerais de extração dos elementos metálicos do bloco p de acordo com a série electroquímica.
4. Declarar, prever e explicar os métodos gerais de extração de elementos ametalicos do bloco p.
5. Declarar, prever e explicar os métodos gerais de extração e purificação dos elementos gasosos do bloco p.
6. Levar a cabo um projecto de pesquisa baseado na extração de alguns elementos do bloco s e p, e escrever um relatório.

Resumo da actividade de aprendizagem

Desde o princípio nós consideramos as posições e tendências das propriedades dos elementos do bloco s e p da tabela periódica. Nesta unidade aborda-se a ocorrência, abundância e os métodos de extração dos compostos dos elementos do bloco s e p. A unidade considere os elementos como um grupo da tabela periódica com alguns membros representantes do grupo. Será analisada a tendência geral de extração, usa a posição do elemento na série electroquímica. Também se discutira a extração de elementos gasosos especialmente a partir da atmosfera.

Lista de Leituras Exigidas

1. Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*, 3ª Edição. Longman Cingapura Publisher (1992).
2. William L. *Química Inorgânica Moderna*. 2ª Ed. McGraw-Hill. Inc. Nova Iorque, E.U.A. (1991).
3. Catherine E. Housecroft e Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*. Prentice - Hall Internacional, E.U.A.. (2000).
4. F. Albert Cotton e Geoffrey Wilkinson, F. R. S. *Química Inorgânica. Um texto Inclusivo*. 6ª Edição de h. Wiley Delhi Limitado, Novo Oriental. Índia. (1984).
5. J. D. Lee, *Química Inorgânica Concisa*, 4ª edição. Chapman & Corredor, Novo, York. E.U.A. (1993).



6. Thomas R. Gilbert, Rhea V. Kirss, e Geoffrey Davies; Química. A ciência no contexto. Companhia W.W. Norton e NY, USA. (2004).
7. CAROLE H. McQuarrie, Donald U.M. McQuarrie e Peter U.M. Rock. Química Geral, 3ª edição. W. H. Companhia Freeman, Nova Iorque, E.U.A., (1990).

Lista de ligação úteis pertinentes

<http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0859587.html> Usado para a introdução a extracção de metais

<http://www.citycollegiate.com/sblock1.htm>

<http://www.wissensdrang.com/auf1na1.htm>

www.citycollegiate.com. Para cursos livres de computador e notas

http://en.wikipedia.org/wiki/Frasch_process Para processo de enxofre

<http://www.chemsoc.org/viselements/pages/fluorine.html> detalhes do flúor

Lista de recursos de MULTIMÍDIAS pertinentes

- Computador ligado a Internet com facilidade para acessar as conexões pertinentes e fontes de recursos livre.
- Recursos de Multi-média como jogos em CD, VCD etc.
- CD-ROM deste módulo para leitura obrigatórios e demonstrações.

Actividades de aprendizagem

Ocorrência, Abundância e Extração.

Um elemento ou composto sólido que ocorrem naturalmente na crosta Terrestre são chamados minerais. Um mineral que contém uma percentagem bastante alto de um metal é chamado minério do metal, para uma extração económica. Os minérios de metal mais comuns são óxidos e sulfatos. Os sulfatos são os minérios mais antigos, formados a partir das numerosas actividades vulcânicas da história da Terra. Óxidos formaram-se a partir do oxigénio libertado para a atmosfera da fotossíntese de plantas. Depósitos de minerais de metais são um recurso finito (existem apenas uma certa quantidade deles) e não são renováveis. Muitos metais são hoje obtidos pela reciclagem (fundição e refinação) de pedaços de metais. Cerca de metade do alumínio, cobre, chumbo, aço e estanho são hoje usados no REINO UNIDO provem de sucata reciclada.

O metal acima do carbono na série de reactividade pode ser extraído de seu minério através da electrólise. O metal abaixo de carbono na série de reactividade (zinco a prata) pode ser extraído de seu minério pelo aquecimento do carbono. O metal é deslocado de seu anião ametalico pelo mais de reactivo carbono. Carbono é usado porque é prontamente disponível e barato (coque ou carvão são ambos carbono). O metal no minério é reduzido pela reacção com carbono. O Hidrogénio pode ser usado para reduzir os metais estão mais baixos que ele na série de reactividade, mas é mais caro que o carbono que é apenas usado numa grande escala para a extração do tungsténio, com vista a evitar a formação de carbonato de tungsténio.



A seguir esta um resumo geral dos métodos de extracção e onde eles se aplicam.

Método	Tipo de metal
Significando o metal puro	Metais nobres como Ouro, Prata e platina
Aquecimento dos sulfatos e redução dos óxidos	Principalmente metais dos elementos Do bloco p
Redução de óxidos	Pouco reactivos especialmente elementos do bloco p
Electrolise dos sólidos fundidos	Elementos Reactivos dos Grupos 1, 2, & 3, exemplo: Na, Mg, e Al.

Metais alcalinos

Apesar de serem membros de uma familiares, os elementos do grupo 1 não ocorrem conjuntamente em grande parte por causa dos seus diferentes tamanhos iónicos. Estes elementos também são reactivos por isso não se encontram livres na natureza. Sódio ocorre principalmente como NaCl (sal) nas águas do mar. Potássio é amplamente distribuído em minerais como silvite, KCl, mas também é extraído da água de mar. Os metais alcalinos são muito reactivos e eles não podem ser deslocados por outro elemento, assim é isolado por electrólise dos seus sais fundidos.

Lítio é o trigésimo terceiro elemento mais abundante na crosta terrestre (aproximadamente 18 ppm). Sódio e potássio estão em sétimo (aproximadamente 22 700 ppm) e oito (aproximadamente 18 400 ppm) respectivamente. Rb e Cs são principalmente obtidos como subprodutos do processo de Lítio. Frâncio é radioactivo e não ocorre apreciavelmente na natureza.

Extracção

Os compostos grupo 1 são muito estáveis ao calor e muito alto na série de electronegatividade e eles reagem com água, ambos sofrem decomposição térmica e o deslocamento por outro elemento em solução não é praticável. Os metais também são agentes redutores química muito forte, significando que eles não podem ser substituídos pela redução dos seus óxidos. Também, electrólise de solução aquosas usado para obter elemento só pode ser próspero se o cátodo usado for de mercúrio.

Assim os metais são todos isolados pela electrólise dos seus sais fundidos, principalmente haletos e frequentemente com impurezas adicionada para baixar o ponto de fusão.



A Produção de Electrólitos de Lítio

Electrólito de LiCl–KCl proporciona a síntese de LiCl temperatura 400–460°C. Ânodo de carbono e cátodo Aço

Reacção global de Cella: $\text{LiCl}_{(l)} \rightarrow \text{Li}_{(l)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(g)}$ para qual de $E_{427}^{\circ\text{C}} = 3.6 \text{ V}$

Ânodo $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(g)} + e^-$

Cátodo $\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}_{(l)}$

Densidade corrente 2 A/cm²

Consumo de energia 35 kWh/kg

Extracção de sódio

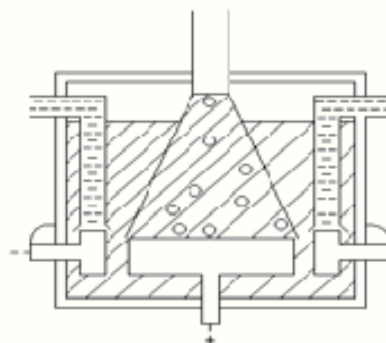
Na escala industrial, o metal de sódio é extraído por “Processos baixos”. Sódio é extraído pela redução electrolítica de pedra salina fundido e purificado. Celas baixas consistem de um recipiente rectangular de aço. Dentro do tanque ele é enfileirado com tijolos refratários. O ânodo é um filamento de grafita que é projectado centralmente para cima pela base da cela. Cátodo é um anel de ferro que cerca o ânodo. O ânodo e cátodo estão separados um do outro por meio de um diafragma de gaze de aço cilíndrico de forma que Na e Cl₂ são mantido separados. Um sino como um capuz é submergido em cima do ânodo.

O principal que se deve destacar é que o ponto de fusão de NaCl é 801oC. A esta temperatura, NaCl fundido e Na formam uma nódoa metálica no recipiente, a qual é impossível separar.

Em relação ao conteúdo acima, a dificuldade esta relacionada ao NaCl, uma mistura de NaCl (42%) e CaCl₂ (58%) é electrolisado na cela. O ponto de fusão desta mistura é 600°C. Aos 600°C não é formada nenhuma nuvem metálica.

Quando uma corrente eléctrica é passada pela mistura fundida de NaCl e CaCl₂, NaCl decompõem-se em iões Na⁺ e Cl⁻. Os iões Na⁺ migram para o cátodo enquanto os iões Cl⁻ para o ânodo. O sódio fundido colecciona no compartimento do cátodo onde sobe ao topo e é tapa o tubo. Cloro é coleccionado no ânodo.

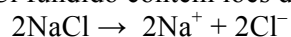
O diagrama esquemático abaixo da cela electrolítica apresenta: ânodo de Carbono; gás Cloro; Isolador; electrólito fundido; sódio fundido e cátodo de Aço.





A química.

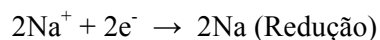
NaCl fundido contém iões de sódio e cloreto.



Mudanças electroquímicas

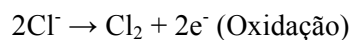
No cátodo

Iões Na^+ migram ao cátodo onde eles são reduzidos a Na.

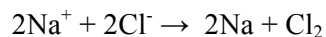
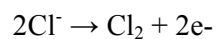
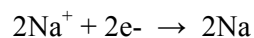


No ânodo

Iões Cl^- migram a ânodo e oxidam formando gás cloro.

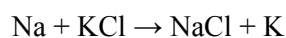


Reacção global



Depois de produzido, o sódio é armazenado em óleo porque é rapidamente oxidado pelo oxigénio atmosférico. Além disso, sódio reage explosivamente com muitos outros elementos e compostos ametais.

Uma cela semelhante pode ser usada para a extracção de Potássio de KCl, entretanto a cela, deve ser operado a temperaturas mais altas. Métodos modernos usam vapores baratos de sódio para reduzir o K a 850°C em grandes tanques de flutuação.





Pergunta: Explicar porque é que durante na electrólise também é obtido cálcio, embora ele não se mistura com Sódio?

Resposta: Durante a electrólise também se obtém cálcio no cátodo mas sódio e o cálcio estão separados um do outro devido a diferença de densidade. Densidade de Sódio é 0.67gm/cc e a densidade do Ca é muito mais altas que isso de Na i.e. 2.54gm/cc. Isso ocorre porque eles não se misturam entre si.

Metais alcalinos terrosos

Ocorrência e Extração

Estes elementos são todos encontrados na crosta terrestre, mas não na forma elementar porque eles são muito reactivos. No entanto, eles são distribuídos amplamente na estrutura das rochas. Os principais minerais nos quais o magnésio é encontrado são a carnélita, magnetite e dolomite. Cálcio é encontrado no giz, pedra calcária, gesso e anidrite. O Magnésio é o oitavo elemento mais abundante na crosta terrestre e o cálcio é o quinto.

Informação industrial

Magnésio é único elemento do Grupo 2 que é usado em grande escala. É usado em chamas, chamas de investigador e em bombardeio pois este queima com uma luz branca brilhante. Também pode estar ligado ao alumínio para produzir uma baixa-densidade, material forte usado em aeronave.

Óxido de magnésio tem um ponto de fusão tal alto e é usado para revestimentos de fornos. São comercialmente usados dois métodos de produção de magnésio. O principal método é o processo de extração directa de água do Mar; a electrólise de cloreto de magnésio fundido é usada para a extração de magnésio da água do mar (fonte principal) e da dolomite. Na recuperação de água de mar, o magnésio é precipitado como hidróxido de magnésio através do tratamento com cal (óxido de cálcio) obtido de conchas de ostra. O hidróxido é coleccionado e tratado com ácido clorídrico para formar cloreto. O cloreto é fundido e electrolisado, formando metal de magnésio e gás cloro. O metal fundido é usado em lingotes para processo outro processo; o gás cloro é transformado em ácido clorídrico e é usado de novo para formar cloreto de magnésio. Cerca de 1lb de magnésio é recuperado em cada 100 gal de água de mar; os oceanos são uma inesgotável fonte virtual deste metal (0.13% Mg). Um segundo método de produção de magnésio, chamado processo ferrosilício, envolve a redução de óxido de magnésio (preparado por dolomite se calcinado) com uma liga de ferro-silício.

Todos os factores que são considerados na escolha do método de extração dos metais do Grupo 1 também são pertinentes. Todos os metais podem ser obtidos através da electrólise de seus cloretos fundidos, com cloreto de sódio adicionado para baixar o ponto de fusão.

(Escreva a equação química para a reacção descrita acima).



Grupo 13

Ocorrência e Extração

Estes elementos não são encontrados livremente na natureza, mas todos estão presentes em vários minerais e minérios. Os minerais mais importantes de alumínio são a bauxite e criolite.

O Alumínio é o elemento amplamente usado neste Grupo. É obtido pela electrólise de óxido de alumínio, que é purificado do bauxite. O ponto de fusão de óxido de alumínio é muito alto para a electrólise do fundido, assim ao ele é dissolvido em criolite fundido.

Informação Industrial

Boro.

Descoberto: por J.L. Gay-Lussac e L.J. Thenard em Paris, França, e Senhor Humphry Davy em Londres, REINO UNIDO em 1808. O nome é derivado do árabe “buraq” seu minério principal. Boro puro é um pó escuro pouco usado, mas os compostos de boro são muito importantes na indústria, na produção de vidro e detergente, e na agricultura. O vidro de Pyrex é duro e resistente ao calor por causa do ácido bórico. Boro é um mineral essencial para plantas mas não para animais - na realidade pode ser tóxico quando em excesso. Nós usamos aproximadamente 2 miligramas por dia a partir da nossa alimentação (aproximadamente 60g em toda vida).

Boro de baixa qualidade é obtido pela redução do B_2O_3 com Mg e Na, a altas temperaturas. Boro puro não é facilmente obtido a temperaturas muito altas, de $2180^\circ C$.

Alumínio

Alumínio é obtido de seu minério, a Bauxite; que pode ser $AlO.OH$. ($Al_2O_3.H_2O$) ou $Al(OH)_3.(Al_2O_3.3H_2O)$. O minério é primeiro purificado pela remoção do desperdício (normalmente compostos de ferro e silício) dissolvendo o minério em NaOH. O Al anfotérico se dissolve e as impurezas não. Então o $Al(OH)_3$ é precipitado do alumínio alcalino borbulhando na solução o gás CO_2 ou passando na solução o Al_2O_3 . O $Al(OH)_3$ é calcinado (aquecido fortemente) para produzir Al_2O_3 puro.

Al_2O_3 é fundido com criolite $Na_3[AlF_6]$ e electrolisado em grafita revestido por aço, que também serve como cátodo. Os ânodos são todos feitos de cela de grafite. A cela corrida continuamente, e em intervalos de fundição de alumínio (m.p $600^\circ C$) são tapado no fundo da cela e mais bauxite é adicionado.



Questão 1. O que são as aplicações da criolite?

Solução 1: melhora a condutividade eléctrica da cela pois o Al_2O_3 é um condutor pobre e 2) serve como impureza adicional e baixa o ponto de fusão da mistura para aproximadamente 950°C .

Questão 2. Encontre os produtos formados no ânodo terminal da cela.

Solução: O_2 , CO_2 , e F_2 .

Questão 3. Quais são o principal conteúdo deste processo?

Solução 3. É a intensiva energia e consequentemente só é económico onde o poder da hidroelectricidade está disponível.

Grupo 14

Os elementos do grupo 14 são bem conhecidos com excepção de germânio, carbono é o décimo sétimo e o silício é o segundo elemento mais abundante pelo seu peso na crosta terrestre. Ge, também ocorre como rastros em minérios de minerais. Embora a abundância do estanho e chumbo seja comparativamente baixo, eles ocorrem em depósitos concentrados e consequentemente são fáceis de extrair.

Carbono ocorre em depósitos como Carvão, Crude e sais de carbonato. Ocorre semelhantemente como grafita, diamante, fuligem, CO_2 e até mesmo como gás CO .

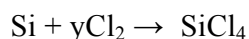
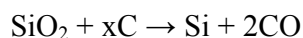
Coque é produzida em grandes quantias pela carbonização de carvão a temperatura alta. Aqui o carvão é aquecido em grandes fornos na ausência do ar. O Coque é extensivamente usado na extracção do ferro na metalúrgica e muitos outros metais.

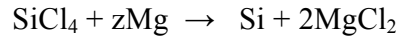
Questão. Como é que o diamante e grafite podem ser extraídos?

Solução. O diamante e a grafita, eles são extraídos de minados e simplesmente purificados/limpos como eles ocorrem na forma “nativa” – não combinada em muitos casos.

Silicone

O Si elementar é obtido reduzindo o SiO_2 com excesso coque de pureza alta. Embora de alta pureza o Si é obtido convertendo o Si a SiCl_4 , purificando esta destilação e reduzindo o cloreto pelo Mg ou Zn.





N.B. Balanceando as equações anteriores através da obtenção de valores numéricos (coeficientes) x , y , e z . ($x = y = z = 2$).

Um semiconductor de qualidade de Si pode ser obtido pela redução de sódio de $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$. Quando exposto ao oxigénio, pode-se formar uma superfície de silício oxidado que é o dióxido de silício (SiO_2).

Dióxido de silício nativo é um isolador eléctrico de alta qualidade e pode ser usado como uma material de barreira durante a difusão, para dispositivos de isolamento eléctrico de semicondutores, como um componente de transístores, ou como uma camada interdieléctrica em multicamadas metalizadas, uma estrutura semelhante aos módulos de multichips. A habilidade para formar um óxido nativo é uma das considerações do processo primário que faz com que o silício se torne num material semiconductor dominante hoje usado em circuitos integrados.

N.B. Veja o processo de extracção do Chumbo (do minério galena) e Estanho (do minério Casiterite).

Grupo 15

Nitrogénio constitui 78% da atmosfera terrestre, entretanto não é muito abundante na crosta terrestre. Isto pode ser pelo facto dos nitratos serem muito solúveis em água mas porém não é “estável” na crosta, entretanto são encontrados em alguns depósitos de (NaNO_3) em desertos no Chile.

Fósforo é o décimo primeiro elemento mais abundante na crosta terrestre. Também constitui 60% dos seres humanos em ossos e dentes. Este ocorre principalmente como flouroapatite [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$] e hidroxiapatite [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$]. Os elementos de As, Sb e Bi não são muito abundantes. As fontes mais importantes desses são os sulfitos que ocorrem em minérios minerais. Deve-se ter cuidado pois As e Sb são venenosos.

Nitrogénio

Condensando o ar até ao estado líquido, e a seguir destilar fraccionalmente o ar líquido obtém-se o gás nitrogénio comercial. O nitrogénio tem um ponto de ebulição mais baixo que O_2 , isto, ele destila primeiro.

Questão 1. Quais são os componentes principais do ar líquido?

Resposta: N_2 , O_2 , Ar, H_2O , CO_2 , Ne, H_2 , He, etc.

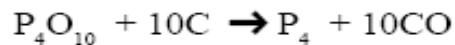
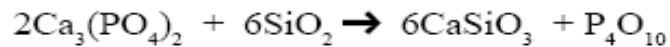
Questão 2. Quais são os pontos de ebulição dos líquidos N_2 , O_2 , CO_2 e H_2O ?



Resposta: N₂ (-196°C), O₂ (-183°C), H₂O (0°C), CO₂ (-78°C sublima).

Fósforo

Encontra-se frequentemente em pedras de fosfato. As áreas mineiras primárias são encontradas na Rússia, E.U.A., Marrocos, A Tunísia, Togo e Nauru. Comercialmente o fósforo é obtido reduzindo o fosfato de cálcio com C num forno eléctrico a 1400 – 1500°C. A Areia (silica SiO₂) é adicionada para remover o cálcio como líquido escoriado (silicatos de cálcio) e para retirar o fósforo como P₄O₁₀. Carbono reduz o P₄O₁₀ a P. A temperaturas muito altas, o fósforo gasoso é destilado principalmente na forma de P₄ mas também algum P₂. Este é a seguir condensado a fósforo branco quando passa pela água.





Grupo 16

Oxigénio é o elemento mais abundante. Na forma livre, ele compõe 21% da composição e 23% do peso da atmosfera terrestre. Porém, oxigénio perfaz acima de 47% da crosta terrestre onde seu componente principal é o mineral silicato, óxidos, sulfatos e carbonatos. Ele constitui 89% do peso das águas dos oceanos mundiais.

Enxofre é o décimo sexto elemento mais abundante e constitui 0.03% do peso da crosta terrestre. Ocorre principalmente como minérios de sulfato e sulfato (gesso). Os restantes elementos deste grupo (Se, Te, e Po) ocorrem em quantidades ínfimas.

Oxigénio

Oxigénio é comercialmente produzido em escala industrial pela destilação friccionada do ar líquido (veja separação de Nitrogénio do ar liquefeito). O gás produzido por este método contém traços de N_2 , Ar e outros gases. Certas vezes, é preparado em escala laboratorial aquecendo $KClO_3$ e com MnO_2 como um catalisador. Ou aquecendo $NaClO_3$ a $150^\circ C$ com o mesmo catalisador MnO_2 produzindo pequenas quantidades que podem ser empregues para respiração de emergência em aeronaves.

Enxofre

As fontes principais de S são; 1) recuperação do gás natural e petróleo (50%), 2) em minas pelo processo de Frasch (19%), 3) de pirites (17%), 4) recuperação de gases da fundição (12%), mina como minério de enxofre (4%).

N.B. É moralmente e ambientalmente essencial que todos os vestígios de S são removidos de produtos de petróleo como, gás H_2S , que têm cheiro censurável e são ambientalmente indesejáveis.

Os depósitos subterrâneos de S são retirados de minados pelo *processo de Frasch* que produz enxofre de muito alta pureza (99%).

Neste processo o enxofre é obtido dos depósitos subterrâneos pela perfuração de pedras sobrepostas que constituem os depósitos de enxofre. Numa série especial de canalizações concêntricas são inseridos tubos para sua extração. Os tubos exteriores conterão vapores superaquecidos (normalmente aproximadamente $160^\circ C$) que são bombeados para baixo do depósito. O ponto de fusão de enxofre é muito baixo ($115.21^\circ C$, apenas um pouco acima do ponto de ebulição da água), liquefica facilmente. Quando o enxofre se torna fundido, ele é removido através do bombeando do ar por baixo do tubo central. Quando o enxofre fundido alcança a superfície, é bombeado nos blocos de madeira onde o enxofre novamente solidifica.

Exercício. Represente o diagrama do processo de Frasch, represente e indique suas componentes.



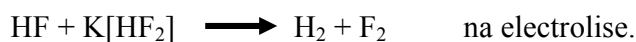
Grupo 17

Os halogéneos são muito reactivos e por essa razão não ocorrem no estado livre. Porém, todos exceptuando o Astató (radioactivo e conseqüentemente de vida curta) são encontrados na forma combinada na crosta terrestre. Flúor é o décimo terceiro elemento mais abundante pelo peso da crosta terrestre e cloro é o vigésimo. Bromo e iodo são comparativamente raros. A principal fonte do Flúor é Flourspar (CaF_2) ou fluorite e flouroapatite. O nome flourspar é porque o mineral floresce, isto é ele emite luz quando aquecido. De forma interessante, água do mar contém quantidades desprezáveis de Flúor; isto acontece porque o mar contém grandes quantidades de Ca^{2+} que contribui para formação de CaF_2 insolúvel. O composto mais abundante de Cloro é NaCl , e é usado para produzir virtualmente o Cl_2 e HCl .

Bromo também ocorre em águas marinhas. Embora Iodo esteja presente em quantidades desprezáveis, normalmente concentrado pelas algas.

Flúor

Flúor é o elemento mais reactivo, e isso causa grandes dificuldades na preparação e manejo do elemento. É obtido quando se trata CaF_2 com H_2SO_4 concentrado dando uma mistura aquosa de HF . Esta é depois destilada, recuperando o anidrido líquido de HF . A seguir se electrolisa uma solução esfriada de KHF_2 no anidro HF , formando F_2 e H_2 .



Mas existem muitas dificuldades para a obtenção do flúor;

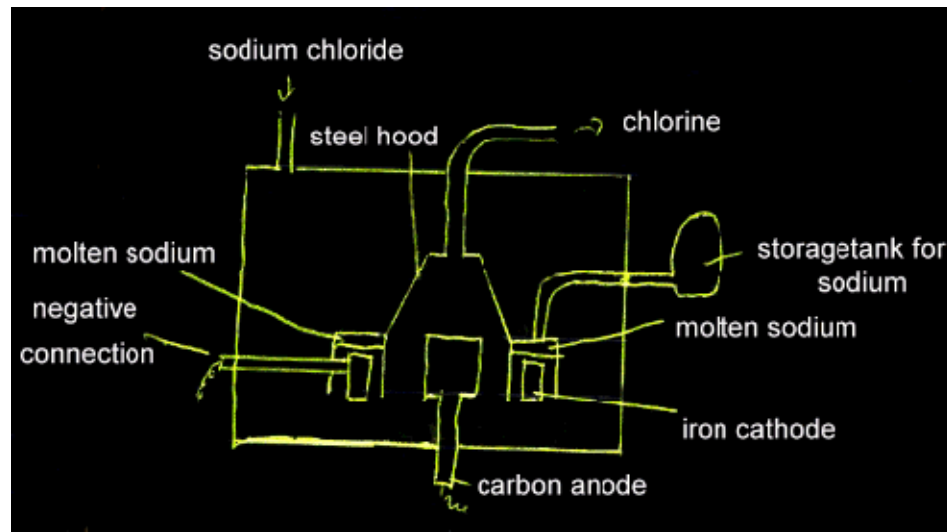
HF é tóxico e corrosivo para os materiais de vidro e tecidos.

Flúor é mais reactivo; ele ataca vidros e atrai faíscas com rastros de gases e silicone cristalino.

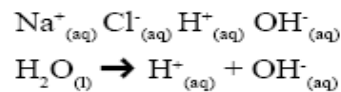
Cloro

O nome é derivado do *chloros* do “grego”, significando verde pálido. É um gás amarelo-esverdeado, denso com um cheiro engasgante. É muito venenoso e era usado como uma arma durante a Primeira Guerra Mundial. O gás é em larga escala produzido através da electrólise, tanto de uma solução aquosa ou do anidrido do sal NaCl (cloreto de sódio) durante a produção de NaOH e do metal Na respectivamente.

O diagrama a seguir mostra a electrólise da solução aquosa de Cloreto de sódio.



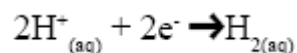
Partículas presentes na electrólise



Os iões de Hidrogénio e iões Hidroxilos estão presentes porque em qualquer momento, entre 1 em 10 milhões de moléculas de água será separada em iões. Embora a proporção dos iões de Hidrogénio é baixa, o número de iões Hidrogénio e Hidroxilos são significante.

No cátodo (-)

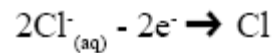
São atraídos os iões Na^+ e H^+ , mas Sódio está a acima do Hidrogénio na série de reactividade, e assim é mais fácil ceder os electrões ao H^+ do que ao Na^+ . Assim, Na^+ não é descarregado.



Quando os iões de Hidrogénio estão constantemente a ser removidos da água, o OH^- que se concentra ao redor do cátodo vai aumentando constantemente, i.e. a solução se torna mais alcalino, o papel pH se torna azul púrpura. Os iões de sódio também estão presentes na solução ao redor do cátodo e assim o álcali forte e importante, Hidróxido de sódio pode ser Extraído da solução.



No ânodo (+)



Os iões cloretos são atraídos e descarregados.

N.B. O Cloro reage com Hidróxido de sódio por isso há necessidade de manter separado o Hidróxido de sódio produzido no ânodo. Uma das formas através da qual isso é industrialmente alcançado é mantendo o electrólito mais distante do lado do ânodo, de forma que a difusão dos iões hidróxidos que ocorre na partição entre o eléctrodo (Diafragma) seja minimizado.

A cela usada nas indústrias é chamada “Cela de Diafragma”.

Noutro sentido, para os restantes elementos, bromo é obtido através do processo de salmoura de depósitos e de águas marinhas, o iodo é obtido de depósitos de salmoura e plantas de mar como algas marinhas. Mas o astato é radioactivo. Na crosta terrestre existem menos de 30 gramas.

Para se obter maiores quantidades, este elemento precisa ser sintetizado em laboratório.



Grupo 18

Nas condições normais, os elementos de grupo 18 têm pequena senão nenhuma tendência de ganhar ou perde electrões. Assim eles têm pouca tendência para formar ligações, sendo assim, eles existem principalmente como átomos simples.

Exercício. Obtenha o número possível de compostos de Xénon que você pode.

Solução: Xe[PtF₆], XeF, XeF₄, XeO₃, XeO₂F₂, etc.

Todos os gases He, Ne, Ar, Kr e Xe ocorrem na atmosfera.

São abundantes no ar (0.93% na atmosfera) e pode ser recuperado através da destilação fraccionada do ar. Veja detalhes nos processos de obtenção de N₂ e O₂. Eles aparecem no ar principalmente, através de captura de electrões (decaimento de β⁺) de potássio.

Para os outros gases, o Hélio é extraído de depósitos de gás natural, Árgon está presente, aproximadamente 1% da atmosfera da Terra, outros gases nobres estão presentes em quantidades muito pequenas, rádio é um gás radioactivo produzido pelo decaimento radioactiva do elemento rádio.

Questões propostas para Unidade 4 (cotação 8%).

1. A ordem para obter metais a partir de seus minérios sulfitos, os minérios são normalmente convertidos em, a) sulfatos, b) óxidos, c) sulfitos, d) carbonatos.
2. Qual dos seguintes fenómenos acontece durante a electrolise de CaCl₂ fundido? a) os iões de cálcio são reduzidos, b) os átomos de cálcio são reduzidos, c) os iões Cloreto são reduzidos, d) átomos de cloro são reduzidos.
3. Qual dos elementos é encontrado não combinado na natureza? a) Na, b) O, c) N, d) Ar.
4. Alumínio é maioritariamente obtido do seu minério: a) bauxite, b) óxido c) apatite, d) alumínio
5. O elemento mais abundante na crosta terrestre é mais provável que seja: a) alumínio, b) oxigénio, c) água, d) sílica
6. Nitrogénio é mais abundante na atmosfera do que na crosta terrestre principalmente Porque: a) é um gás claro, b) é inerte, c) seus sais são muito solúveis em água, d) é mais estável na presença de oxigénio na atmosfera.
7. Qual das seguinte afirmações não é verdadeira em relação ao fósforo? a) é sólido a temperatura ambiente, b) fósforo branco é mais tóxico que o resto, c) precisa ser armazenado em água, d) fósforo preto é termodinamicamente mais estável.
8. Água (H₂O) e sulfureto de hidrogénio (H₂S), membros da família dos calcogénios (O e S). Considerando que água é um líquido a temperatura ambiente, H₂O é um gás porque?



a) Água é mais densa que H_2S , b) H_2S é fedorento por isso tem que ser um gás, c) o S é oposto ao O, tem um raio atómico maior, d) as pontes de hidrogénio são mais fortes em H_2O do que em H_2S .

Chave de resposta para Unidade 4.

1) b, 2)a, 3) d, 4) a, 5)b, 6) c, 7) c, 8) d.



Actividade de aprendizagem #5

Título da Actividade de Aprendizagem: USO ECONÓMICO E APLICAÇÕES DOS ELEMENTOS DO BLOCO S- e P-.

No fim desta Unidade, o estudante deve ser capaz de;

1. Predizer e indicar as formas de uso económico e aplicações de alguns elementos do bloco s.
2. Predizer e indicar as formas de uso económico e aplicações de alguns elementos do bloco p.
3. Predizer o uso económico de um determinado elemento hipotético de elementos do bloco s e p.

Resumo da actividade de aprendizagem

Esta é a última unidade deste módulo, ate aqui analisamos a maioria dos elementos químicos do bloco s e p. Porém, o último alvo de qualquer tecnologia ou conhecimento é a sua aplicação. Nesta unidade nós iremos discutir as várias aplicações dos elementos s e p. Em relação ao anterior conhecimento, nós discutiremos a possibilidade do uso de alguns elementos hipotéticos e seus compostos. Todos estes serão apresentados com alguns exemplos e exercícios pertinentes.

Lista de leituras Exigidas

1. Philip Mathews, *Química Avançada 1, físico e industrial*. Imprensa universitária Cambridge, (1992).
2. Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*, 3ª Edição. Publicações Longman. Singapura (1992).
3. Catherine E. Housecroft e Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*. Prentice – Haal Internacional, E.U.A.. (2000).
4. F. Albert Cotton e Geoffrey Wilkinson, F. R. S. *Química Inorgânica avançada, um texto Inclusivo*, 6ª edição h.Wiley Delhi Limitado, Nova Oriental, Índia. (1984).
5. J. D. Lee, *Química Inorgânica Concisa*, 4ª edição. Chapman & Hall, Nova Iorque. E.U.A.. (1993).
6. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss e Geoffrey Davies; *Química. A ciência no contexto*. W.W. Norton and company Nova Iorque, USA.(2004).
7. CAROLE H. Mc Quarrie, Donald A. McQuarrie e Peter A. Rock. *Química geral*. 3ª edição. W. H. Freeman e Companhia, Nova Iorque, E.U.A., (1990).
8. Otto S. Wolfbeis, *Sensores de Fibra óptica Química e Biosensores*. Vol. 1. CRC Press, Londres, (1991).



Lista de Conexões úteis e pertinentes

1. <http://www.webelements.com/webelements/scholar/elements/carbon/uses.html>
Aplicações do Carbono
2. <http://www.corrosionsource.com/handbook/periodic/14.htm> Aplicações do silício
3. <http://www.webelements.com/webelements/scholar/elements/nitrogen/uses.html>
Nitrogénio
4. <http://chandrasekaran.tripod.com/uses.html> Fósforo
5. <http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0860185.html> Oxigénio
6. <http://library.thinkquest.org/C004050F/use.htm> Aplicações do Cloro

Lista de recursos de MULTIMÉDIAS pertinentes

- Computador ligado a Internet com facilidade para acessar as conexões pertinentes e fontes de recursos livre.
- Recursos de Multi-média como jogos em CD, VCD etc.
- CD-ROM deste módulo para leitura obrigatórios e demonstrações.

Actividades de aprendizagem

Aplicações dos elementos do bloco s e p

Basicamente, o uso ou aplicação de qualquer elemento é determinada pelas propriedades química e físicas do elemento particular. Na maioria dos casos, discutiremos apenas um ou dois membros de cada grupo como representantes deste grupo.

Metais Alcalinos

Este Grupo é constituído por Li, Na, K, Rb, e Cs e eles são todos metais

Lítio: Usado especialmente para fazer ligas com alumínio aplicados na construção de aeronave que são transparentes e fortes. Devido ao seu tamanho e electropositividade (oposto de electronegatividade), lítio é usado em baterias primárias e secundárias de lítio. Noutras situações ele é usado como composto, Li_2CO_3 , para fortalecer copo.

Sódio: Globalmente, são usados aproximadamente 60% de Na para formar ligas com chumbo aplicado na síntese de PbEt_4 e PbMe_2 que são empregues como aditivo anti corrosivo em Petróleo. Soda caustica, NaOH, e soda residual, Na_2CO_3 são os alcalis mais importantes usados na indústria. Ambos são aplicados para síntese de papel, alumina e sabão. NaOCl é usado como desinfestantes.

Problema. Porque é possível usar o Sódio líquido, como um fixador potente de planta? (Sugestão use a temperatura operacional de uma planta de 600°C).

Solução: o uso de Sódio como um colante em reactores nucleares depende de três propriedades de metal. Primeiro, é um líquido a temperaturas entre 98°C e 883°C , assim o metal flui facilmente ao redor do centro do reactor aquecido (Que decorre a uma temperatura de cerca de 660°C). Segundo, é um bom condutor térmico (por causa do seu



movimento deslocalizado livre dos electrões), assim o excesso de calor gerado no centro é conduzido eficazmente. E terceiro, tem uma capacidade térmica relativamente alta, assim grandes quantidades de energia calorífica é absorvida para qualquer elevação da temperatura.

Potássio

Potássio é um elemento essencial. Quase 95% do potássio mundial é usado como fertilizante. KOH é usado na síntese de sabão e detergente, KNO_3 , é encontrado nos explosivos, enquanto KBr é usado em fotografias.

Metais alcalinos terrosos

Neste grupo estão Mg, Ca, Sr, Ba, e Ra. Magnésio é o único elemento do Grupo 2 que é usado em grande escala. Ele é usado em chamas, foguetes e bombas incendiárias como resultado da queima com uma luz branca brilhante. Também é ligado ao alumínio para produzir um material de baixa densidade, usado em aeronave. Óxido de magnésio tem um alto ponto de fusão, por isso é usado em fornos. O metal magnésio é usado em flash e luzes incandescentes de máquinas fotográficas. É consequência disso que a água dura contém íons de cálcio e magnésio. Quimicamente é usado como o famoso reagente de Grignard; $\text{C}_2\text{H}_5\text{MgBr}$.

Os minérios de cálcio são encontrados na forma de carbonato de cálcio, CaCO_3 em giz, pedra calcária, mármore e calcite, considerando que berílio e seus compostos são tóxicos, porém, compostos de bário são usados como pigmentos brancos de pintura.

Por outro lado, o Be tem baixa possibilidade de captura de neutrão na sua área seccional e por isso são usados na indústria nuclear e como janelas em tubos de Radiografia.

Questão. O que é leite de magnésio e qual é a sua aplicação?

Grupo 13

Este é o grupo de B, Al, Ga, In e Tl. Estes elementos não são encontrados livres na natureza, mas estão todos presentes em vários minerais e minérios.

Boro tem uso limitado, mas é aplicado em chamas para proporcionar uma cor verde altamente visível. Ele é um componente essencial do pároco nuclear. Filamentos de Boro são usados extensivamente na indústria aeroespacial como um material forte de peso leve. Ácido Bórico é usado como um anti-séptico moderado, e bórax como um amaciador de água em pós lavantes. Vidros de Borosilicatos contêm compostos de boro. Vidros de Pirex são duros e resistentes ao calor por causa do ácido bórico que o constitui. Boro é um mineral essencial para as plantas mas não para os animais - na realidade pode ser tóxico quando em excesso. Nós necessitamos de aproximadamente 2 miligramas por cada dia da nossa alimentação (aproximadamente 60g em toda vida).

Alumínio é o elemento amplamente usado deste Grupo e o mais importante industrialmente. Ele é claramente não tóxico, tem uma alta condutividade térmica, pode ser facilmente usado e não corrói devido a seu óxido que o cobre e que é muito efectivo embora



a grossura seja de apenas 10nm. Tem várias aplicações domésticas, na produção de utensílios de cozinha, de tampas de garrafas e é extensamente aplicado na indústria de edifícios, iluminação, necessário em material de fácil construção. Estas propriedades também fazem dele inestimável na edificação de aeronaves e astronaves. Acima de tudo é usado como um anti-ácido para indigestão. $Al_2(SO_4)_3$ é usado no tratamentos de água.

N.B. Al pode não ser tão inofensivo quanto previamente se pensa, é tóxico a pessoas com rim fraca, e pessoas com doença de Alzheimer (que causa senilidade) causado pelo depósito de Alumínio no cérebro.

Ga, também tem grande importância para aplicação na industria de semicondutores e transístores e para produzir memórias para computadores.

Grupo 14

O Grupo 14 inclui C, Si, Ge, Sn, e Pb. Todos os elementos são úteis e tem largas aplicações. Porém, esta discussão será restringida ao Carbono e Silício.

Carbono (C), tem varias aplicações industriais nas suas três formas; amorfo, diamante e grafita. A forma amorfa (carvão) é usado na indústria de ferro para produção de aço. Carvão é usado como combustível. A forma de diamante é usada como jóias e como parte de ferramentas de corte. A forma de grafita é um grande condutor, um lubrificante e é usado em lápis e em equipamento de desporto. Uma forma nova de carbono, (C_{60}) foi sintetizado. Ela se forma quando a grafite é tratada com laser e é actualmente disponível comercialmente em quantidades pequenas. Dióxido de carbono é aquele que o homem exala depois consumir oxigénio para a respiração. Não esqueça que o dióxido de carbono é usado para produzir carbonatos para refrigerantes e soda. Isótopos de C-14 são usados para na datação arqueológica (dando a idade de algo pela determinação da quantidade de Carbono-14 presente no artigo sendo testado pela comparação do valor standard por um objecto semelhante que seja novo).

Por causa das muitas combinações, o carbono é capaz de formar cadeias e os compostos são importantes em muitas facetas da indústria química.

Problema. Que propriedade de Carbono o fazem ser usados como um agente redutor na extracção de metais?

Solução: Na série electroquímica, o carbono é um agente redutor de metais.

Problema. Porque a grafita é usada como condutor de corrente eléctrica contudo o diamante não?

Solução: Na estrutura de grafita, há electrões livres por todo átomo de carbono, isso faz com que haja condução de electricidade. Diamante usa todos seus quatro electrões para formar a ligação.

N.B. No fim de 2007, a indústria global de automóvel decidiu sobre a próxima geração de refrigeração através do ar condicionado de carros. CO_2 é opção discutível.



Silício:

Silício é um dos elementos mais usados pelo homem. Na forma de areia e barro é usado para produzir concreto e tijolo; é um material refractário útil para trabalho a altas temperaturas, e na forma de silicatos é usado para produção de esmaltes, cerâmica, etc. Silica, como areia, é um ingrediente principal de vidros, um dos mais baratos de materiais com propriedades mecânicas, ópticas, térmicas e eléctricas excelentes.

Silício super puro pode ser preparado usando o boro, gálio, fósforo ou arsénio para produzir silicone para uso em transístores, painéis solar, rectificador e outros dispositivos no estado sólido que são extensivamente usados na indústria electrónica espacial. Silício amorfo hidrogenado mostra-se eficiente na produção de celas económicas para converter energia solar em electricidade.

Silício é importante para plantas e animais. Diátomos em água fresca e salgada se extraem da água para construção de paredes de suas celas. Silica está presente nas cinzas de plantas e no esqueleto humano. Silício é um ingrediente importante do aço; carvão de silício é um dos mais importantes abrasivos e é usado em laser para produzir luz de cerca de 4560 Å.

Para além disso, silício é usado na medicina, implante de silicone (implante em peito).

Problema. Que propriedades de silício são exploradas para efectuar implantes medicinais?

Solução: rede de silício é geralmente estável e por isso não reage com tecidos humanos.

Exercício: Dê um passeio ao seu redor e anote todas as aplicações do Estanho e Chumbo.

Grupo 15

O Grupo 15 inclui N, P, As, Sb (Antimónio), Bi. Este é um grupo onde a propriedade metálica emerge a medida que se desce ao longo do grupo. As discussões aqui serão restringidas ao Nitrogénio e Fósforo.

Nitrogénio.

Nitrogénio tem muitas aplicações, a maioria do ar que respiramos é nitrogénio. Tudo precisa de nitrogénio, as plantas respiram muito nitrogénio e em parte dióxido de carbono assim eles vão sendo usados sem nitrogénio. Uma destas aplicações é para a produção de lâmpadas incandescentes. Lâmpadas incandescentes são quase sempre preenchidas por Nitrogénio. Usado para a produção de amoníaco, NH_3 , produção, (processo Haber). Esta é a maior aplicação dada ao nitrogénio. Amoníaco é usado para produção de fertilizantes e de ácido nítrico (processo de Ostwald). Outras aplicações são:

1. Aplicado na indústria eléctrica que usa o gás como um meio para cobrir durante a produção de componentes de transístores, díodos, etc.
2. Aplicado na recozedura de aço imaculado e outros produtos de moinho de aço.
3. Usado como um refrigerante na imersão de produtos de comida e para transporte de comidas.



4. Nitrogénio líquido é usado pela indústria petroléira para criar maior pressão em poços para forçar o crude para cima.
5. Usado como uma atmosfera inerte em tanques de armazenamento de líquidos explosivos e em tanques transportados em navios
6. É usado em explosivos. O nitrogénio pode ser usado para fazer quatro diferentes tipos de explosivos. Você provavelmente já ouviu falar do Trinitrotolueno simbolizado TNT. Um outro uso do Nitrogénio é para produzir Gás Risonho.

Fósforo

Nos seres vivos, fósforo é encontrado em ossos, dentes, ácidos de nucleícos (DNA e RNA), nos portadores de energia (como ATP), lípidos, proteínas e enzimas. Isto mostra a importância do fósforo para a saúde corporal em geral e ossos e dentes em particular.

Usos adicionais são:

1. Usados em fábricas de dispositivos de segurança, na pirotecnia, celas incandescentes, bombas de fumaça, balas, etc. O fósforo captura prontamente o fogo, isto é usado em tudo partidas; fósforo branco foi desde sempre usado como “dispositivo de segurança” o fósforo vermelho também é usado. O fósforo vermelho é seguro porque é menos volátil e menos venenoso (0.1 g de fósforo branco pode matar uma pessoa) e elimina o fogo acidental pois ele captura muito menos prontamente o fogo.
2. Retardantes de fogo; Uma ironia interessante é que o fósforo é usado para produzir fogo (na sua forma elementar) e é também usado para apagar ou reduzir os perigos do fogo (na forma química derivada do elementar). Compostos de fósforo são os melhores retardantes de chama para muitos materiais inflamáveis; muitos são usado como plastificadores e retardantes de chama.
3. Fertilizantes
4. Tratamento de Água; Muitos fosfatos solúveis são usados para remover sais de metais não desejáveis na água (para vários fins); converter água dura em água mole através da remoção de íons de metais como fosfato de metais insolúveis. Para um performance melhor são usados alguns organofosfatos, embora eles sejam muito mais caros que os fosfatos inorgânicos normais.
5. Fosfato são usados na produção de vidros especiais, como os usados nas lâmpadas de sódio.
6. Cinza de ossos, ou fosfato de cálcio, é usado para produzir preciosos objectos chineses e para produzir fosfato de mono cálcio usado como fermento.
7. Importante na produção de aço, fósforo bronzeado e muitos outros produtos.
8. Na_3PO_4 é importante como agente de limpeza, como um purificador de água, e para prevenir a escala de ebulição corrosão canais e tubos de caldeira.
9. Praguicida.
10. Uso diário; compostos de fósforo podem ser encontrados em pastas dentífricas (proteção contra carie ou controle de tártaro). em champôs (para cabelos e corno) e muitos



Grupo 16

Este grupo é constituído por (oxigénio, enxofre, selénio e telúrio). Nos concentraremos nas aplicações de Oxigénio e enxofre. Por conta própria, você pode saber as aplicações dos outros restantes três elementos.

Oxigénio.

Oxigénio era antigamente o padrão para o peso atómico dos elementos. Os químicos usavam o oxigénio natural, uma mistura de três isótopos do qual o valor médio era de 16.

Problema. Qual elemento substituiu Oxigénio nesta padronização?

Resposta; Em 1961 carbono-12 substituiu o oxigénio como o padrão.

A mais importante aplicação do oxigénio é na respiração. Animais necessitam do oxigénio do ar (ou água) para viver. Outra aplicação do oxigénio é nas reacções de oxidação – o exemplo mais óbvio é a combustão. A combustão necessita de oxigénio para ocorrer. Alguns extintores de incêndio funcionam impedindo o alcance de oxigénio aos materiais ardentes.

Outros usos notáveis são;

1. Oxigénio é utilizado na medicina, no tratamento de doenças respiratórias e é misturado com outros gases para a respiração em submarinos, aeronave e astronaves.
2. Oxi-acetileno na soldadura
3. É frequentemente usado para ajudar na respiração de pacientes em hospitais
4. Usado para sintetizar metanol e ácido etanoico
5. Oxidante de combustíveis de foguete
6. Fabrico de Aço
7. Ozono (O_3) da atmosfera é protector contra os raios ultravioletas do sol

Enxofre.

A maioria do enxofre produzido é usada para sintetizar ácido sulfúrico, H_2SO_4 , a substância química fabricada mais importante no mundo. Ácido sulfúrico tem muitas aplicações, incluindo para a síntese de fertilizantes e poliamidas. É usado em baterias (“bateria ácida”).

Adicionalmente, o Enxofre tem aplicações em;

1. Fabrico de dióxido de enxofre e sulfureto de sódio para os quais são usados branquear a palha e fibras de madeira, e para remover lignina da polpa da madeira utilizado na indústria de papel,
2. Fabrico de substâncias químicas orgânicas que contém enxofre.
3. Enxofre é um componente de pólvora preta (uma mistura de nitrato de potássio, KNO_3 , carbono, e enxofre). É usado na vulcanização da borracha natural, como um fungicida, e como um fumegante.
4. Compostos de enxofre são usadas no branqueamento de frutas secas e produtos de papel.



N.B. Selénio e telúrio são frequentemente associados. Eles tendem a ocorrer juntos na Terra e tem propriedades um pouco semelhantes. Eles têm muitas aplicações em comum. Recentemente, foram encontrados algumas aplicações novas importantes do selénio. Ele é actualmente usado no fabrico de fotocopiadoras de papel claro.

Grupo 17

Inclui F, Cl, Br, I e At. Quimicamente, os halogéneos também são muito reactivos para ocorrerem livremente na natureza. Os halogéneos são provavelmente o Grupo mais importante da tabela Periódica usado na indústria. Porém essa discussão tem sido restringida principalmente ao F e Cl.

Flúor

Nomeado e reconhecido por Andre Marie Ampere, Francês, em 1811 e isolado por Henri Moissan, Francês, em 1886. Apesar de explodir muitas coisas, Flúor continua útil. É um ingrediente essencial do Teflon e Freon (um refrigerante e propulsor). Gases de Freon são ingredientes de recipientes de aerossol que podem danificar a camada de ozono na atmosfera transformando o ozono (O_3) em oxigénio (O_2). Fluoretos solúveis são letais. Pequenas quantidades levam um período de tempo produzindo fluorisites: hipercalcificação de ossos, permanente dureza e dores da espinha dorsal. Quantidades pequenas de flúor na água pode causar deformação ou acastanhamento irregular dos dentes de pessoas. Flúor causa uma significativa redução da cárie em crianças quando se tem uma parte de flúor por milhões de água de consumo.

Além disso, Flúor e seus compostos são usados para produzir ficcionalmente isótopos de urânio (de UF_6), flúor quimicamente comercial, incluindo muitos termos plásticos bem conhecidos, e ácido hidrofúrico é extensivamente usado para cauterizar vidros para lâmpadas, etc.

Cloro

Cloro é extensamente usado para produzir muitos produtos do quotidiano. É usado para produção tanques de reserva de água em todo mundo. Até mesmo os menores materiais de reserva de água são normalmente clorados.

Também é extensivamente usado na produção de produtos de papel, tintura, tecidos, produtos de petróleo, medicinas, anticépticos, insecticidas (você se lembra do DDT?), alimentícios, solventes, plásticos e muitos outros produtos do consumidor.

A maioria do cloro produzido é usada no fabrico de compostos clorados usados em serviços de saúde pública, branqueamento da polpa, desinfectante e processo têxtil. É também usado no fabrico de cloratos, cloroformize, tetraclorito de carbono e na extracção de bromo.

A Química orgânica exige muito do cloro, tanto como um agente oxidando, assim como substituinte, pois traz frequentemente muitas propriedades desejadas nos compostos orgânicos quando se substituiu o hidrogénio, como na forma da borracha sintética.



Os restantes membros do grupo, bromo é usado quimicamente na fotografia, tinturas, retardante de chamas e em produtos farmacêuticos. Compostos de Iodo são usados na produção de sal iodado, fotografias e na medicina e é requerido pelo corpo humano para formar a hormona tiroxina.

Grupo 18

Todos os gases He, Ne, Ar, Kr, e Xe são relativamente não reactivos e ocorrem na atmosfera. Aqui nos abordaremos o He, Ar e Xe.

Hélio;

1. Hélio é usado no abastecimento de balões, zepelins, pressão do líquido combustível em foguetes.
2. Hélio e árgon são usados em arco de solda e em processos metalúrgicos para proteger materiais da reacção com nitrogénio e oxigénio do ar

Árgon

Árgon tem aplicações em:

1. Usado em lâmpadas eléctricas e em tubos fluorescente a uma pressão acima de 3mm, tubos de fotografia, tubos brilhantes, etc.,
2. Usado pelo facto de ser um gás inerte para arco de soldadura e corte, cobertor na produção de titânio e outros elementos reactivos.
3. Protector da atmosfera do desenvolvimento de cristais de silício de germânio, lasers, lâmpadas eléctricas encandescentes e fluorescente, tubos de fotografias, tubos brilhantes,
4. Como um gás protector de outras substâncias na soldadura e corte,
5. Árgon abastece as lâmpadas incandescentes. Este gás substitui o ar rico em oxigénio que corrói o filamento de Tungsténio e causa o enegrecimento do bolbo.
6. Árgon proporciona a atmosfera o desenvolvimento de cristais usados na indústria de semicondutores, como Silício e Germânio.
7. Árgon é usado para datação de pedras com um processo chamado datação Potássio-árgon. Pela comparação da quantidade de K-40 a Ar-40, pode ser encontrada a idade das pedras. A maior relação entre Árgon e Potássio, indica quão mais velha é a amostra.
8. É também usado em tubos de rádio e contador de Geiger (a sonda que detecta radiações é feita de Árgon), também como uma atmosfera inerte para soldadura de metais como alumínio e aço imaculado.

Xénon.

1. Usado na produção de tubos electrónicos, lâmpadas de estroboscópicos, lâmpadas de bactericida e lâmpadas usadas para excitar laser de rubi para gerar luz coerente.
2. Usado em compôs de energia atómica em câmaras de incandescentes, sondas e outros aplicações onde o seu peso molecular alto é de valor.
3. É potencialmente utilizado como um gás para máquinas iónicas.
4. Os perxenantes são usados em química analítica como agentes oxidantes.



5. Xénon também pode ser usado para flash de máquinas fotográficas e em lâmpadas de “alta intensidade” para projecção de filmes.
6. Ele foi recentemente usado para substituir os halogéneos nos faróis. Xénon é considerado o mais eficiente e mais luminoso.

PROJETO

A maioria dos elementos/minerais ao nosso redor ocorrem como terra/depósitos de solos, em não mais de 1000 palavras, escreva como {i.e. medicinal, cosméticos, cerimônias, etc} seu país/comunidade usa os depósitos de solo/mineral. De uma breve descrição da aparência física do mineral ou terra. Deve ser apresentado para outras pessoas da mesma comunidade ou país mas submetido separadamente [Isto corresponderá a 5% do seu grau nesta unidade]

Problema fixados para Unidade 5 (cotação 10%).

1. A que grupo pertence os elementos que são bem extraídos pela electrólise, qual o grupo que não?
a) Na, Mg, Al, b) Pb, Sn, C, c) o Li, Mg, K, d) Ca, K, Cs,
2. Qual dos métodos abaixo pode ser usado para extracção de K
a) A corrente deve ser aumentada, b) A temperatura operacional deve ser aumentada,
c) As paredes devem ser mais inertes, d) Nenhuma modificação é requerida.
3. Nos métodos abaixo, CaCl_2 é adicionado de forma que
a) O ponto de ebulição de CaCl_2 é abaixado, b) O ponto de ebulição de NaCl é baixo,
c) A fumaça é eliminada nas câmaras, d) Pode ser usado menos calor.
4. Qual substância é usada como moderador no reactor nuclear?
a) o Al, b) C {grafita}, c) hélio, d) Plutónio.
5. Nitrogénio que contenha minerais não é tão comum na crosta terrestre porque:
a) Nitrogénio é um gás claro, b) A maioria dos seus sais não são estáveis,
c) A maioria dos seus sais é solúvel em água, d) Ele esta somente na atmosfera.
6. 5 Pontos para o projecto: introdução, química envolvida, caracterização física dos minerais, relevância e conclusão (1 ponto para cada)

Chave de resposta para Unidade 5

- 1) b, 2) b, 3) c, 4) b, 5) c. 6 (veja acima).



XI. Lista de todos os Conceitos de Chave (Glossário)

CONFIGURAÇÃO ELECTRÓNICA. Um resumo da distribuição dos electrões em volta do núcleo, especificando quais orbitais são prováveis de encontrar estes electrões.

MINERAL. É um material cristalino natural inorgânico, que é formado por processos geológicos e contém a substância de interesse.

MINÉRIO. Um mineral que contém uma percentagem bastante alto de um metal para uma extracção económica é chamada minério de um metal.

ELECTRÕES DE VALÊNCIA. Electrão da camada externa de um átomo que pode participar na formação de ligações químicas. Eles são compartilhados facilmente ou são transferidos durante uma reacção química.

EIECTRONEGATIVIDADE. É o poder de um átomo numa molécula de atrair electrões para si mesmo. A escala de Pauling é geralmente usada. Flúor (é o elemento mais electronegativo) tem um valor de 4.0.

LIGAÇÕES POLARES. Um ligação na qual os electrões são compartilhados entre elementos que tenham uma diferença na electronegatividade entre 0.5 e ~1.5. A ligação entre hidrogénio e oxigénio na água é um exemplo de uma ligação covalente polar.

EXTRACÇÃO DE ELEMENTOS. O processo de obtenção de elemento (s) a partir de uma mistura ou composto através de meios químicos ou físicos.

METAIS. Definição simples é um elemento que perde electrões numa reacção química, Um exemplo de um metal de alcalino é o sódio.

ÁGUA DE HIDRATAÇÃO. Água quimicamente combinado com uma substância de modo que possa ser removido, com aquecimento, sem mudar substancialmente, a composição química da substância.

EFEITO DO PAR INERTE. O efeito de par inerte explica por que os iões comuns de Pb são Pb^{4+} e Pb^{2+} , e não somente Pb^{4+} como se poderia esperar da regra de octeto. Electrões de valência numa orbital s interagem melhor com o núcleo do que os electrões das orbitais p, e como resultado eles são ligados mais firmemente ao núcleo e menos capazes de participar na formação de ligações. Um par de tais electrões é chamado um “par inerte”.

PROPRIEDADES FÍSICAS. Qualquer característica de um material que pode ser observado sem mudar a identidade do próprio material por exemplo, densidade, condutividade eléctrica, ponto de fusão, etc.



PROPRIEDADES QUÍMICAS. Da matéria descreve seu “potencial” para sofrer um fenómeno químico ou reacção em virtude da sua composição. Uma mudança química resulta em uma ou mais substâncias de composição completamente diferente das substâncias originais. Por exemplo hidrogénio tem o potencial para acender e explodir em determinadas condições. Esta é uma propriedade química.

CÁTODO. É a terminal de onde flui a corrente. Para evitar ideias erradas, lembre se que a distinção entre o ânodo/cátodo é baseado na corrente, não voltagem. Ânodo/cátodo não é igual a positivo/negativo ou vice-versa. Exemplo ilustrativo: para uma bateria que é descarregada, a terminal positivo é o cátodo, enquanto para a mesma bateria que é recarregada, a terminal positivo é ânodo.

CATENAÇÃO. A habilidade de um elemento como carbono (C—C), silício (Si—Si), estanho (Sn—Sn), etc. formar cadeias. Ocorre isso porque estas ligações são muito fortes devido ao uso de algumas ligações *D*.

LIGAÇÃO COVALENTE. Uma atracção inter atómica que é resultado da partilha de electrões entre os átomos.

PROCESSO DE CONTACTO. Uma sequência de reacções usadas para a preparação comercial do ácido sulfúrico.

DIAMAGNETISMO. Um reporte físico do estado de repulsão através de um campo magnético.

ESTADO EXCITADO. O estado de um átomo no qual um electrão não possui nível de energia mais baixa possível.



XII. Lista de Leituras Obrigatórias

Unidade 1. Propriedades De Elementos de Mesa Periódicos

Referência completa

Arquivo em PDF: nome; Leitura 1.

Resumo: O arquivo introduz o estudante para os fundamentos da química inorgânica onde a configuração electrónica e as designações das orbitais em *s*, *p*, *d* e *f* e as suas energias relativas são o tema central. São também introduzidas as regras que norteiam a distribuição electrónica. Mais adiante e de forma breve há uma abordagem sobre como usar o programa Excel para esboçar graficamente as tendências dados físicos e químicos avaliados na tabela periódica de elementos.

Justificativa: Como os estudantes provêm de diferentes escolas, o site procura atravessar essa diferença que pode existir entre os estudantes apresentando graficamente, a partir do primeiro principio, a configuração electrónica dos elementos. Os símbolos dos elementos e os seus nomes também são apresentados de forma que o estudante não agone a identidade dos elementos. Observar o significado dos dados associados as mudanças físicas e químicas para os elementos de tabela periódica, o programa Excel permite uma forma de apresentação válida destas mudanças por isso é suprema.

Unidade 2. Estruturas atómicas e tendências dos elementos do bloco *s* e *p*

Referencia completa:

Arquivo em PDF, Nome: Leitura 2.

Resumo: O arquivo introduz as formas de medição do tamanho atómico e iónico e as unidades dessas medidas. Também são discutidas as diferenças inerentes entre os tamanhos do catião e anião comparando aos seus tamanhos atómicos correspondentes. Também é incluído a definição dos pontos de ebulição e fusão.

Justificativa: Este site torna isso possível, ele aprofunda, aprecia os diferentes métodos de determinação dos raios atómicos e iónicos dos elementos. Normalmente, os intervalos de escala atómica usada nas medidas do raio atómico e iónico são incompreensíveis para os novatos. Este documento conecta essas unidades atómicas as unidades comuns do SI que também são usado. Por fim, para uma intensa demonstração, como em outros campos da ciência, da qual a química retém algumas definições comuns, esta unidade define o ponto de fusão e ebulição dos elementos e de forma breve discute como os determinar.



Unidade 3. Propriedades gerais dos Elementos do Bloco S e P

Referencia completa:

Arquivo em PDF, Nome: Leitura 3.

Resumo: Esta leitura começa com definições e exemplos dos estados de oxidação dos vários elementos como sendo um factor afectado pela posição dos elementos na tabela periódica. A seguir realça os detalhes de como nomear os elementos comuns e seus compostos químicos. Destacando ambos critérios de nomenclaturas comum e IUPAC para os compostos. No fim são incluídas, o significado e os exemplos de mudanças físicas e químicas a que uma substância pode estar sujeita.

Justificativa: A partir da unidade 3 trata se das Propriedades Gerais dos Elementos do Bloco S e P, para entender os conteúdos da unidade, o estudante precisa ter o conhecimento dos estados de Oxidação de qualquer elemento como uma função da posição do elementos na tabela periódica. Naturalmente, qualquer estudante teria interesse em saber nomear um composto químico que eles encontram no decurso deste módulo. Esses são os detalhes incluídos neste documento. Por fim, estão as definições com exemplos de ambas mudanças físicas e químicas tornarão a Unidade 3 mais compreensível para o estudante.

UNIDADE 4 & 5 Ocorrência, abundância, Extração e Aplicações Económicas dos elementos do bloco S e P

Arquivo em PDF, Nome: Leitura 4.

Resumo: O documento introduz o significado dos termos minérios e minerais e outras terminologias relacionadas. A outra parte aborda o termo extração e todas as considerações que são importantes para uma exploração comercial de qualquer minério. Por fim, é fixada uma lista exaustiva de nome dos principais minérios e minerais.

Justificativa: A secção leva o estudante a uma excursão das terminologias associada aos minérios e a mineralogia e a extração como um processo. A maioria destas terminologias é derivada de outros campos que da química, o seu domínio é normalmente um desafio para a maioria dos químicos jovens. Além disso, para uma boa apreciação dos detalhes da extração de minerais, os assuntos que limitam tal exploração devem ser conhecidos pelos estudantes. Inclui também uma lista de nomes de minérios e minerais de elementos comum. O documento é indicado como fonte para o estudante obter um domínio fácil das Unidades 4 e 5.



XIII. Lista de Conexões Úteis

Conexão útil # 1

Título: TABELA PERIÓDICA DE ELEMENTOS

URL: http://en.wikipedia.org/wiki/Tabela_periodica



Descrição: Wikipedia é uma enciclopédia livre multilinguística. Os artigos de Wikipedia proporcionam ligações para guiar o usuário, as páginas relacionadas com informação adicional. A Periodicidade como a raiz mais usada para o entendimento da química de substâncias inorgânicas é aqui bem apresentadas.

Justificativa: Os estudantes irão encontrar neste site, ele é frequentemente actualizado para além de ser livre. Ele contém exemplos relevantes, perguntas e discussões que são fortemente requeridos para uma conclusão próspera do módulo.



Conexão útil # 2

Título: ORGANIZAÇÃO DA TABELA PERIÓDICA.

URL: <http://www.webelements.com/>

The screenshot shows the 'WebElements™ periodic table' website. The periodic table is color-coded by groups: Group 1 (blue), Group 2 (blue), Groups 3-10 (yellow), Groups 11-18 (red), and Lanthanoids/Actinoids (green). The website interface includes a navigation menu at the top, a sidebar with various links, and a search engine at the bottom.

Descrição: Este local que foi desenvolvido para estudantes de química de níveis mais altos explica a periodicidade dos elementos na tabela periódica. O site habilita o pesquisador localizar as diferentes propriedades (tanto físicas como químicas) de qualquer elemento seleccionado. Ele sublinha os princípios de Aufbau, mostrando onde se localizam os blocos *s*, *p*, e *d* na tabela periódica e inclui propriedades associadas aos elementos de um determinado grupo.

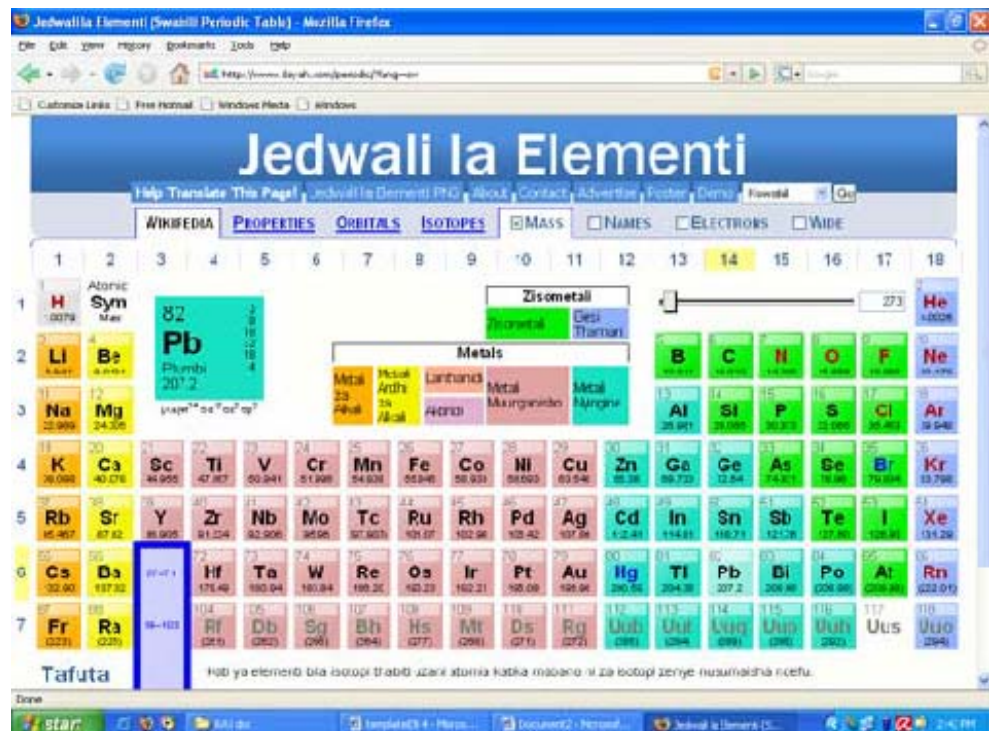
Justificativa: Este local é central para o módulo. Nos entendemos melhor as coisas quando estas são apresentadas graficamente e em cores, e isso é o que se encontra neste local. A organização da tabela periódica é bem ilustrada e trazendo colorações relevantes. Além disso, o local enfatiza as propriedades dos elementos como electronegatividade, raio atómico, etc., isso inclui a parte principal deste módulo.



Conexão útil # 3

Título: PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS

URL: <http://www.dayah.com/periodicidade/>



Descrição: Com uma oportunidade de decidir em que idioma você desejara usar, esta se refere as propriedades dos elementos numa tabela ao vivo. Uma vez activada a figura da tabela, identifique a propriedade que lhe interessa a esquerda e apenas clicando em qualquer elemento dentro da tabela e os detalhes das propriedades aparecem. Ela exibirá a informações desejada. Ela é muito interactiva e agradável.

Justificativa: Este local é bastante pertinente pois ela completa as notas deste módulo. Além disso, também serve para leitura de lazer pois nele existem mais detalhes e tópicos que devido ao tempo de duração e as questões deste módulo, não podem ser cobertos. Para os interessados em obter mais informações podem seleccionando um idioma de competência, este é o lugar para visitar.



Conexão Útil # 4

Título: REGIÕES DE TABELA PERIÓDICA & PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS.

URL: www.chemicool.com

Legend

- Li solid
- Cs liquid
- H Gas
- Tc Synthetic
- Alkali metals
- Alkali earth metals
- Transition metals
- Rare earth metals
- Other metals
- Noble gases
- Halogens
- Other nonmetals

Periodic Table first discovered in 1869 by Dmitry I. Mendeleev is a way of presenting all the elements so as to show their similarities and differences. The elements are arranged in increasing order of **atomic number (Z)** as you go from left to right across the table. The horizontal rows are called **periods** and the vertical rows, **groups**. A **noble gas** is found at the right hand side of each period. There is a progression from metals to non-metals across each period. Elements found in groups (e.g. alkali, halogens) have a similar electronic configuration. The number of electrons in outer shell is the same as the number of the group (e.g. lithium 21). The block of elements between groups II and III are called **transition metals**. These are similar in many ways; they produce colored compounds, have variable valency and are often used as **catalysts**. Elements 51 to 71 are known as **lanthanide** or rare earth elements. These elements are found on earth in only very small amounts. Elements 90 to 103 are known as the actinide elements. They include most of the well known elements which are found in **nuclear reactions**. The elements with larger atomic numbers than 92 do not occur naturally. They have all been produced artificially by bombarding other elements with particles.

chemicool.com © 2005 | About | Contact | Privacy | Science network | Biology | Equations
Education 2.0 - Get the degree and career you want, all online

Descrição: Proporciona uma Tabela Periódica interactiva que inclui informação sobre os elementos e seus estados, energias, características, abundância e cargas. Engloba a maioria das propriedades discutidas nas Unidades 1, 2, 3, e 4 são ilustrações gráficas muito simples e fáceis de ser compreendidas.

Justificativa: Este local é uma versão virtual sumária do módulo, o arranjo é tal que cada ião do elemento é aqui discutido completamente, a partir da sua localização na tabela periódica até a sua aplicação económica. Mais adiante ele classifica a periodicidade em regiões da nossa discussão, como regiões *s*, *p*, *d*, actinídeos, etc.



Conexão Útil # 5

Título: PROPRIEDADES E APLICAÇÕES DE ELEMENTOS

URL: <http://en.wikipedia.org/wiki/Carbono>



Descrição: Nós adquirimos para qualquer elemento seleccionado (você tem a substituto do elemento na URL) todas as propriedades físicas e químicas e os possíveis isótopos e formas alotrópicas associadas a ele. Ele é o site mais lido pelos estudantes de química.

Justificativa: adquirir a descrição total de um elemento; sua massa atômica, configuração electrónica, alotropia e isótopo e até mesmo aplicações, este é o local para visitar. Aqui você tem um exemplo do carbono, você pode procurar qualquer elemento a sua escolha.



Conexão Útil # 6

Título: CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

URL: <http://acercade.quimica.com/od/gruposdeelementos/a/metais.htm>



Descrição: Indica que propriedades distinguem os metais dos outros elementos. O site mostra como conduzir uma experiência química simples em casa bem como em laboratórios.

Justificativa: Uma parte dos assuntos sérios acerca da diferença das características de classes de elementos, o site nos permite ver o lado claro e divertido da química como investigativo científico. Este site desmistifica a química.



Conexão Útil # 7

Título: AS PROPRIEDADES DOS HALOGÉENOS

URL: http://www.chemsoc.org/viselements/pages/data/intro_groupvii_data.html

Visual Elements: Group 17 - The Halogens - Mozilla Firefox

File Edit View History Bookmarks Tools Help

http://www.chemsoc.org/viselements/pages/data/intro_groupvii_data.html

Getting Started Latest Headlines

Group 17 - The Halogens

The elements of Group 17, the Halogens, are:

	symbol	electron configuration
fluorine	F	[He]2s ² 2p ⁵
chlorine	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵
bromine	Br	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
iodine	I	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
astatine	At	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵

All the isotopes of astatine are radioactive, and so this element will not be considered further here.

Appearance

Fluorine is a poisonous pale yellow gas, chlorine is a poisonous pale green gas, bromine is a toxic

Done

Start | AMU docs | templateEN 2... | Visual Eha... | Document1... | 3:26 PM

Descrição: Este é um site completo sobre as propriedades físicas e químicas dos halogéneos. Inclui tudo aquilo nos já vimos, com a finalidade deste módulo, a cerca dos halogéneos e sua química.

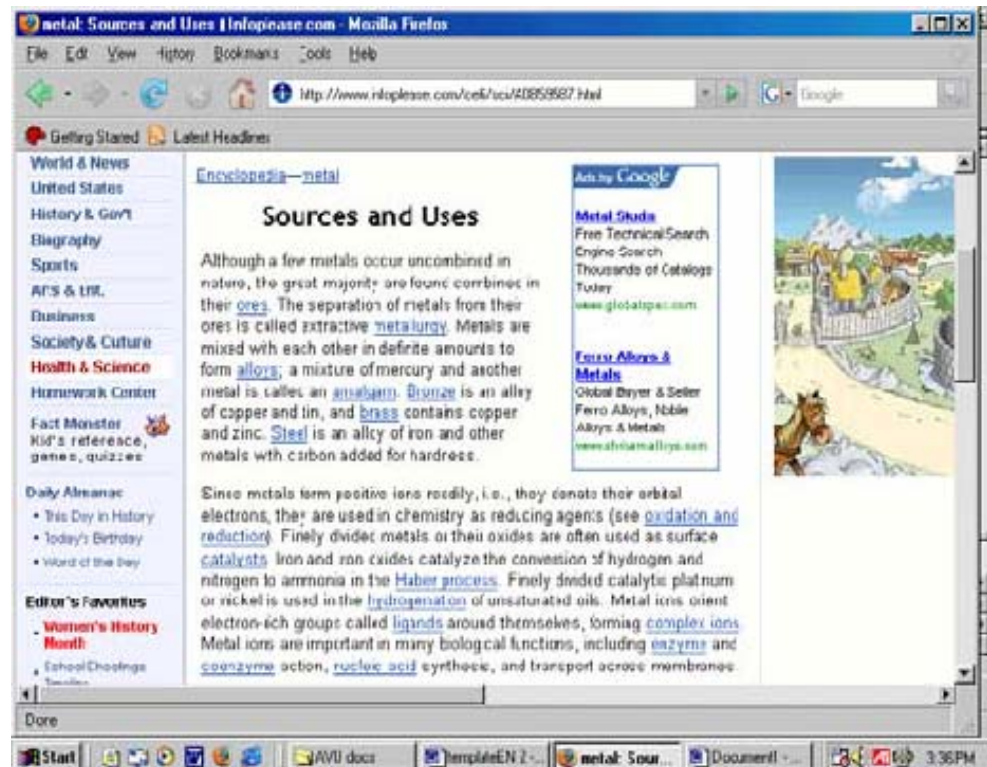
Justificativa: Este site discute as aparências, a reactividade geral, ocorrências e extracção dos compostos de halogéneos dos outros elementos. Discute as propriedades dos seus óxidos, oxoácidos, haletos, compostos orgânicos, afinidade electrónica e muito mais propriedades dos halogéneos.



Conexão útil # 8

Título: EXTRACÇÃO DE ELEMENTOS

URL: <http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0859587.html>



Descrição: O local é relevante e útil para a introdução sobre a extração de metais. Os detalhes de alguns métodos específicos também são incluídos.

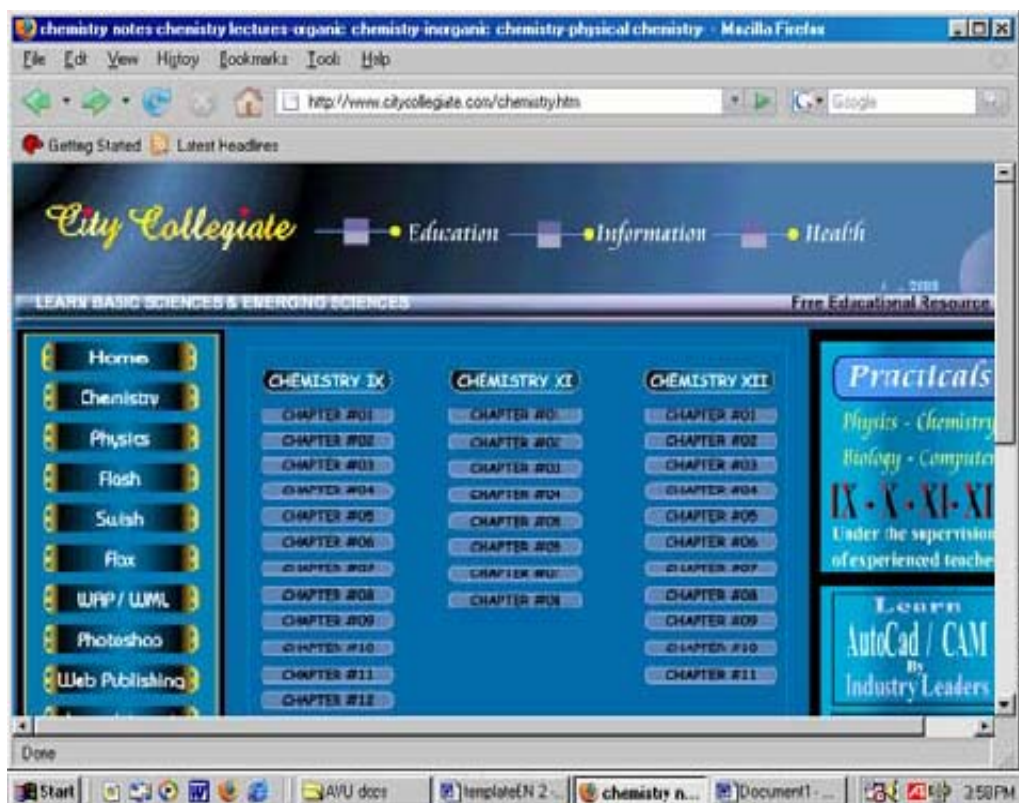
Justificativa: Em grande parte, este site ajuda a melhorar o entendimento da unidade 5. A metodologia e as razões específicas dos detalhes da extração de elementos também são discutidas neste local. Porém, o estudante é advertido a explorar todos esses conteúdos para adquirir maior benefício deste site.



Conexão Útil # 9

Título: NOTAS DO MODULO DE QUÍMICA INORGÂNICA

URL: <http://www.citycollegiate.com/chemistry.htm>



Descrição: Este site é para química novatos. Ele está destacado em capítulos relevantes. Leve tempo para ver todos eles. Por exemplo, os capítulos 3 a 10 seriam fonte grátis de notas e materiais de aprendizagem para este módulo.

Justificativa: O site oferece informações sobre a química básica para novatos e também outras matérias. Este é um site base e ajuda o estudante a ter mais possibilidade de navegar em mais do que um tópico de cada vez. Cada capítulo dará para diferentes níveis detalhes proporcionais para aquele nível particular de química.



Conexão Útil # 10

Título: APLICAÇÕES DOS ELEMENTOS

URL: <http://www.corrosionsource.com/handbook/periodic/14.htm>

The screenshot shows a Mozilla Firefox browser window with the address bar displaying <http://www.corrosionsource.com/handbook/periodic/17.htm>. The website header includes the 'corrosion source' logo and a navigation menu with links for 'Mission Statement', 'Site Map', 'Help Desk', and 'Estimates'. A prominent banner for 'Predict 4.0 All New Features & Lab Data' is visible. Below the banner is a Google search bar. The breadcrumb trail reads 'You are here: Home > Handbook > Periodic Table of Elements'. The main content area is titled 'Chlorine' and features a table of properties:

Atomic Number:	17	Atomic Symbol:	Cl
Atomic Weight:	35.453	Election Configuration:	2-8-7
Shells:	2,8,7	Filling Orbital:	3s5
Melting Point:	97.8°C	Boiling Point:	882.9°C
Uses:	salt water purification, bleaches, CFC's, etc.		

The browser's status bar at the bottom shows the time as 4:03 PM and the taskbar includes icons for Start, AVU docs, templateEN 2, and the active window 'Chlorine - M...'. The address bar at the bottom of the browser window shows the full URL: http://www.corrosionsource.com/cgi-bin/adv_news.cgi?acct=40rSSLpage=30001018.

Descrição: O site torna possível este facto, pois a partir deste se pode escolher a aplicação e propriedades de qualquer método seleccionado na tabela periódica apresentada dos elementos.

Justificativa: Para uma completo e actualizada aplicação de vários elementos da tabela periódica, este site é necessário. O elemento representado em URL é **suiphur**, mas leva tempo de para navegar e localizar qualquer elemento escolhido. Por exemplo para Cloro, no lugar 14 em URL, deve se por 17.



XIV. Síntese do Módulo

Tendo passado por este curso, você pode apreciar que para um melhor entendimento tanto das propriedades físicas como das químicas dos elementos e deduzir as suas aplicações e uso, para tal se necessita do conhecimento das configurações electrónicas e da tabela periódica dos elementos. Nós podemos agora classificar os elementos como metais, ametais e semimetais ou simplesmente como elementos do bloco *s* e *p*. Neste momento, como estudante é esperado que você esteja seja capaz de explicar claramente porque um elemento pertence a uma família particular (grupo) da tabela periódica, prever seus pontos de fusão relativos, tamanhos atômicos, energias de ionização e apreciar as tendências da sua electronegatividade, energias de ligações nucleares e carga nuclear efectiva entre outras propriedades. Acima de tudo, o conceito de escrita de valência particular e número de oxidação de um elemento será aparente.

A unidade 3 traz uma iluminação para o facto de grupos diferentes de elementos se comportam do modo como eles o fazem e entender as suas propriedades físicas e químicas. Estas propriedades estão ligadas as suas posições na tabela periódica. Além disso, na Unidade 4, você deveria estar numa posição confortável para explicar porque um processo de extracção se prefere particularmente a uma classe de elementos e também apreciar a sua abundância natural e a sua ocorrência na natureza.

Por fim, a unidade 5, destaca o desejo de toda a humanidade e nós devemos estar na posição de ajudar; como usar melhor os recursos naturais. Este módulo aborda esse factor de forma fácil para nós percebermos, prever e entender as possíveis aplicações e usos económicos das várias classes dos elementos da tabela periódica e os seus compostos.

Como medida académica, e para lhe ajudar a desenvolver habilidade para resolver problemas conceptuais e quantitativo, exercícios e questionários estes encontram-se integrados no texto e inclusivo no fim.



XV. Avaliação de sumativa

O teste abaixo avalia seu grau de entendimento global do módulo e é baseado na cobertura de toda actividade desenvolvida no módulo. Tenha uma tabela periódica e uma calculadora (Contribui com 40% do total).

- Quantos elementos estão no período 6?
a) 12 b) 18 c) 32 d) 6
- Qual dos seguintes elementos é um semimetal?
a) Magnésio b) Germânio c) Fósforo, d) Chumbo
- Qual dos seguintes elementos é um ametal?
a) Magnésio b) Ósmio c) Carbono d) Mercúrio
- Que propriedade descreve os ametais?
a) Conduz muito bem a corrente eléctrica, b) Na reage totalmente,
c) Tem estados de oxidação negativos, d) Estão situados no lado direito da tabela periódica.
- Qual dos elemento a seguir tem maior raio atómico?
a) Sn b) P c) Cs d) Xe
- O que é uma série de isoelectrónica?
a) Série de átomos do mesmo grupo,
b) Configuração electrónica semelhante,
c) Isótopos do mesmo elemento
d) Membros do mesmo período numa tabela periódica.
- Qual dos seguintes conjunto são entre si isoelectrónicos?
a) K^+ , Ca^{+2} , Ar,
b) Al, Mg^{2+} , Si,
c) Ar, Ne, Kr,
d) Li, Be, N, F,
- Organize os átomos e iões em ordem crescente do tamanho, Li^+ , Be^{+2} , e Cl^- .
a) $Cl^- < Li^+ < Be^{+2}$
b) $Be^{+2} < Cl^- < Li^+$
c) $Be^{+2} < Li^+ < Cl^-$
d) $Cl^- < Be^{+2} < Li^+$



9. Organize os seguintes elementos tendo em conta os pontos de fusão crescentes, I, Cl, Br e F?
- a) $F < Cl < Br < I$, b) $I < Br < Cl < F$ c) $F < Br < Cl < I$
10. Organize os seguintes elementos tendo em conta o aumento do carácter metálico, Na, Al, Rb, C?
- a) $Al < Cs < C < Na$ c) $Al < Na < Cs < C$
 b) $Cs < Na < Al < C$ d) $C < Na < Cs < Al$
11. Qual é a fórmula do produto da reacção entre Germânio e excesso de oxigénio.
- a) Ge_4O_2 , b) GeO_2 , c) Ge_2O d) Ge_2O_4 .
12. Qual é a fórmula para o produto de uma reacção entre Arsénio e Flúor.
- a) AsF_5 , b) As_5F , c) As_7F_5 , d) As_5F_7
13. Qual é o nome dado a quantidade de energia necessária para remover o electrão externo de um átomo na fase gasosa?
- a) Energia de Ionização, b) Afinidade electrónica,
 c) Electronegatividade, d) Energia de Valência.
14. A transferência de electrões de átomos de sódio para átomos de cloro resulta na formação de;
- a) Ligação covalente coordenada, b) Ligação covalente polar,
 c) ligação apolar, d) Ligação iónica.
15. Que tipo de ligação existe na molécula de iodo?
- a) Iónica, b) Covalente polar,
 c) Covalente apolar, d) Ligação metálica
16. Os óxidos metálicos se comportam como:
- a) Ácidos, b) Bases,
 c) Neutro, d) Compostos anfotéricos quando se adiciona água?
17. Qual dos seguintes compostos contém ambos ligações iónica e covalente?
- a) HCl , b) $NaCl$, c) NH_4Cl , d) CCl_4
18. Qual composto tem uma rede sólido?
- a) CH_4 , b) CO_2 , c) CaH_2 , d) SiO_2



19. Uma superfície sólida é macia, tem um baixo ponto de fusão, e é um mau condutor da corrente eléctrica. A substância mais provável é?
- a) Um sólido iónico, b) Uma rede sólido,
c) Um sólido metálico, d) Um sólido molecular.
20. Qual declaração explica melhor porque razão o CCl_4 é uma molécula apolar?
- a) C e Cl são ametais, b) As ligações de C-Cl são apolares,
c) CCl_4 é um líquido em CNTP, d) A molécula de CCl_4 é simétrica
21. A fórmula para Óxido de chumbo (IV) é:
- a) PbO , b) Pb_2O , c) PbO_2 , d) Pb_4O_2
22. A fórmula correcta do Ácido Cloroso é:
- a) HClO , b) HClO_2 , c) HClO_3 , d) HClO_4 .
23. Usando a electronegatividade como guia, qual fórmula está correctamente escrita:
- a) F_6S , b) Cl_2O , c) Br_4C , d) I_3P
24. O nome correcto para o NaClO_3 é:
- a) Cloreto de sódio, b) Sódio clórico, c) Clorato de sódio, d) Clorito de sódio
25. Qual das seguintes configurações electrónicas representa um átomo do período 2 com a mais baixa energia de ionização?
- a) $1s^2 2s^1$, b) $1s^1 2s^2$, c) $1s^2 2s^2 2p^1$, d) $1s^2 2s^2 2p^2$
26. Em geral, o elemento com a mais baixa energia de ionização será classificado como?
- a) halogéneo, b) gases nobres, c) metais, d) ametais
27. Um átomo de oxigénio neutro (O) difere de um ião de oxigénio (O^{2-}) no facto do átomo ter:
- a) mais electrões, b) menos electrões, c) mais protões, d) menos protões
28. Um elemento que tem uma energia de ionização elevada e electronegatividade elevada é provável que seja:
- a) metal, b) ametal, c) semimetal, d) gás nobre.
29. Os átomos dos ametais mais activos têm,
- a) Raio atómico pequeno e energia de ionização alta,
b) Raio atómico pequeno e baixa energia de ionização,
c) Raio atómico grande e baixa energia de ionização,
d) Raio atómico grande e energia de ionização alta.



30. Quando se procede da esquerda para a direita no período 3, da tabela periódica, há uma diminuição de:
- a) Energia de ionização,
 - b) Electronegatividade,
 - c) Carácter metálico,
 - d) Electrões de valência.
31. Quando se procede da direita para esquerda no período 3 da tabela periódica, o número de electrões no subnível 2p,
- a) Diminui,
 - b) Aumenta,
 - c) Permanece o mesmo,
 - d) Aumenta depois diminui
32. Qual dos elementos do grupo 17 têm maior carga nuclear,
- a) F,
 - b) Cl,
 - c) Br,
 - d) I.
33. Qual elemento formará um composto com a fórmula geral M_2CO_3 quando se associa com iões carbonatos,
- a) Berílio,
 - b) Alumínio,
 - c) Cálcio,
 - d) Lítio.
34. Quando se desce ao longo do grupo 15 da tabela periódica, a energia de ionização,
- a) Diminui,
 - b) Aumenta,
 - c) Mantém-se constante,
 - d) Aumenta depois mantém-se constante.
35. Considere a sucessão, os elementos no período 2 da tabela mostram uma diminuição do raio atómico com o aumento do número atómico. Isto pode ser explicado melhor pelo facto de:
- a) Aumento da carga nuclear,
 - b) Aumento do número da energia do nível principal,
 - c) Diminuição do número de neutrões,
 - d) Diminuição da electronegatividade.
36. Durante a electrólise de NaCl fundido, que reacção ocorre no eléctrodo positivo?
- a) Os iões Cloretos são oxidados,
 - b) Os iões Cloretos são reduzidos,
 - c) Os iões de Sódio são oxidados,
 - d) Os iões de Sódio são reduzidos.



37. Qual dos grupos inclui elementos que geralmente são obtidos dos seus compostos através da electrólise,
 a) Al, Mg, Na, b) C, Ca, Na, c) Cl, P, Na, d) O, Al, Ar,
38. A energia equivalente do defeito de massa é chamado,
 a) Partícula alfa, b) Energia de ligação, c) meia-vida, d) Energia cinética.
39. O que pode ser usado como um **coolant** num reactor nuclear,
 a) Grafita, b) Sódio, c) Dióxido de carbono, d) Água
40. Quando neutrões e protões se combinam formam um núcleo estável, a massa actual, do núcleo quando comparado a massa total das partes sempre será:
 a) Menor, b) Maior, c) Mesma, d) Por vezes maior por vezes menor.

Chave de resposta

- | | | | |
|--------|--------|--------|--------|
| 1. c, | 13. a, | 25. a, | 37. a, |
| 2. b, | 14. d, | 26. c, | 38. b, |
| 3. c, | 15. c, | 27. b, | 39. b, |
| 4. c, | 16. b, | 28. b, | 40. a. |
| 5. c, | 17. c, | 29. a, | |
| 6. b, | 18. d, | 30. c, | |
| 7. a, | 19. d, | 31. a, | |
| 8. c, | 20. d, | 32. d, | |
| 9. a, | 21. c, | 33. d, | |
| 10. b. | 22. b, | 34. a, | |
| 11. b, | 23. b, | 35. a, | |
| 12. a, | 24. c, | 36. a, | |



XVI. Referências

- John C. Kotz e Paul Trichel, Jr. *Química & Reactividade Química*, 3ª edição. Publicações da faculdade de Saunders, Nova Iorque, E.U.A.. (1996).
- Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*, 3ª Edição. Publicações Longman Cingapura (1992).
- Catherine E. Housecroft e Alan G. Sharpe; *Química Inorgânica*. Prentice-Hall Internacional, E.U.A. (2000).
- J. D. Lee, *Química Inorgânica Concisa*, 4ª edição. Chapman & Hall, Nova Iorque. E.U.A.. (1993).
- Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, e Geoffrey Davies; *Química, A ciência em contexto*. W.W. Norton and company Nova Iorque, USA. (2004).
- Partrick Kavanah, *Breve revisão sobre a Química*, 3ª edição. Publicações Cecco Standard, Nova Jersey, E.U.A.. (1981).
- F. Albert Cotton e Geoffrey Wilkinson, F. R. S. *Química Inorgânica Avançada, Um Texto Compreensiva*. 6ª edição. Wiley Delhi Limitado, Novo Oriental. Índia. (1984).
- L Honesto. Pilar, *Química Quântica Elementar*, Companhia de Livro de McGraw-Hall Nova Iorque. E.U.A. (1986).
- Carole H. McQuarrie, Donald UM. McQuarrie e Peter UM. Rock. *Química Geral*, 3ª edição. W. H. Freeman e Companhia, Nova Iorque, E.U.A., (1990).
- Philip Mathews, *Química Avançada 1, físico e industrial*. Imprensa universitária de Cambridge, (1992).
- Brown, LeMay, e Bursten, *Química, A ciência central*, 9ª edição. Prentice & Hall, Nova Jersey, E.U.A., (2003).
- Derek W. Smith, *Substâncias Inorgânicas, Um prenúncio para o estudo descritivo da química inorgânica*. Imprensa universitária de Cambridge, (1990).
- A. Holderness e Martyn Berry, *Química Inorgânica de Nível Avançado*. 3ª Edição; Heinemann Livros Educacionais, Londres. (1979).
- William L. *Química inorgânica Moderna*. 2ª Edição. McGraw-Hall. Inc. Nova Iorque, E.U.A. (1991).
- D. M. P. Mongos. *Essenciais da Química Inorgânicas I*. Imprensa universitária de Oxford (2004).
- D. M. P. Mingos. *Tendências Essenciais da Química Inorgânica*. Imprensa Universitária de Oxford, (2005).
- Otto S. Wolfbeis, *Sensores Químicos de Fibra óptica e Biosensores*, Vol. 1. Imprensa CRC, Londres, (1991).



XVII. Registos de exame do estudante

Nome do Estudante	Avaliações contínuas e Questões Final					Exame final	Cotação Cumulativa Total
	Unid.1	Unid. 2	Unid. 3	Unid. 4	Unid. 5		
	7 %	15 %	20 %	8 %	10 %	40 %	100 %

XVIII. Autor principal do Módulo

Dr. Chrispin Kowenje é um conferencista no Departamento de Química da Universidade de Maseno do Quênia. Kowenje se juntou a Universidade de Egerton, Njoro para adquirir o grau de BSc. em Química. Licenciado em Química e Matemática estatística como também para a obtenção do seu MSc. em Química. O seu trabalho de MSc. (1998) que inspirou o seu interesse pela química inorgânica, que era sobre os Factores do solo que afectam a dissolução dos fertilizantes no solo. De 1998-2002, Dr. Kowenje era conferencista assistente de Química na Universidade de Maseno no Quênia. Em 2002, ele se deslocou para a Universidade Estatal de Nova Iorque (SUNY) em Binghamton para proceder seus Estudos (doutoramento). O seu trabalho de PhD foi sobre a troca química catiónica do zeolito. Actualmente, (desde 2006), Dr. Kowenje dedica-se ao interesse pelas interações dos zeolitos com vários contaminantes ambientais.

(Contactos: e-mail: kowenje@yahoo.com P.O.Box 94, Maseno, o Quênia: Tel. +254-57-351622 ext. 3318).



Arquivos acompanhantes

1. Leitura 1 (PDF leitura Obrigatória para unidade 1)
2. Leitura 2 (PDF leitura Obrigatória para unidade 2)
3. Leitura 3 (PDF leitura Obrigatória para unidade 3)
4. Leitura 4 (PDF leitura Obrigatória para as unidades 4 & 5)
5. FICN 01 – Molécula de HCCl_3 – doc.
6. FICN 02 – Molécula de CCl_4 – doc
7. FINC 03 – elementos do grupo 13 – pdf
8. FINC 04 – tendência da electronegatividade do grupo 1 & 17 – doc word.
9. FINC 05 – tendências das energias de ionização – doc word.
10. FINC 06 – química geral dos ametais -pdf
11. FINC 07 – química do grupo 14 - pdf
12. FINC 08 – compartilha de electrões nas ligações – doc