

**Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza
Etec Carapicuíba-144**

Relatório da leitura do livro “Anglo Vestibulares - Química 1”

Kawã Fernandes da Silva Moreira

Carapicuíba
2023

SUMÁRIO

1. LEITURA.....	3
1.1. CAPÍTULO 1.....	3
14/04/2023.....	3
27/04/2023.....	3
05/05/2023.....	4
1.2. CAPÍTULO 2.....	4
12/05/2023.....	4
1.3. CAPÍTULO 3.....	4
19/05/2023.....	4
1.4. CAPÍTULO 4.....	5
26/05/2023.....	5
1.5. CAPÍTULO 5.....	6
02/06/2023.....	6
1.6. CAPÍTULO 6.....	7
09/06/2023.....	7
16/06/2023.....	7
1.7. CAPÍTULO 7.....	8
23/06/2023.....	8
2. CONCLUSÃO.....	9
3. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	10
3. ANEXOS.....	11

1. LEITURA

14/04/2023 → Início da leitura do livro.

UNIDADE 1: Atomística.

Capítulo 1: Teoria atômica

Introdução sobre o conceito do átomo.

27/04/2023

O que são átomos: A menor parte da matéria, inicialmente considerado “indivisível”.

Segundo a concepção dos gregos, o átomo era formado pela mistura de elementos: água, fogo, terra e ar.

05/05/2023

Dalton: Chamado “bola de bilhar”, consiste em uma esfera maciça, indivisível e sem carga.

Thomson: Chamado “Pudim de massas”, aplicou a descoberta do elétron (carga negativa) pelos tubos catódicos. Consiste em uma massa de prótons (positiva) com elétrons (carga negativa) “encostados”, com uma carga total neutra.

Rutherford: Chamado modelo “planetário”, é o modelo mais conhecido. Através de seu experimento com radiação alfa, concluiu que os elétrons (carga negativa) “orbitavam” o núcleo do átomo (composto de prótons e neutrons, possui carga “positiva”), neutralizando a carga do átomo.

Bohr: Conhecido pelos seus “níveis de energia”, é um modelo bastante estudado atualmente. Aprimora o modelo de Rutherford ao acrescentar que cada elétron orbita o núcleo do átomo, de acordo com seu nível energético, dividindo os elétrons por camadas em uma eletrosfera.

12/05/2023

Capítulo 2: Modelo atômico

Ainda dentro do modelo atômico de Bohr, há alguns termos a serem utilizados, que serão importantes ao estudar sobre química.

Elemento químico: Cada tipo de átomo se diferencia pela sua quantidade de prótons (e elétrons), totalizando em cada átomo possuir seu número de massa. Cada elemento químico é representado por um número atômico.

Número atômico (Z) é o número de prótons num átomo. Geralmente, o número de prótons é igual ao número de elétrons, para que o átomo possua carga neutra.

Caso o átomo não tenha carga neutra, é porque algum elétron está “sobrando” ou “faltando”. Estes átomos são chamados de “íons”.

Íons: São átomos com elétrons “a mais” ou “a menos”. Eles são chamados “Cátions” ou “Ânions”.

Cátions são átomos que perdem elétrons, então sua carga será positiva.

Ânions são átomos que ganham elétrons, então sua carga será negativa.

19/05/2023

Capítulo 3: Classificação periódica dos elementos

Aqui entra a “tabela periódica”, que separa todos os elementos químicos e classifica-os em famílias e períodos.

Cada elemento possui suas propriedades.

Na tabela, pode-se dividir os elementos em suas principais categorias: os metais e os ametais (não-metais).

Os metais, localizados à esquerda e meio da tabela periódica (famílias 1A, 2A, 3A e de 1B até 8B) tendem a perder elétrons (tornar-se cátions), enquanto os ametais, localizados à direita da tabela periódica (famílias 5A, 6A e 7A) tendem a ganhar elétrons (tornar-se ânions).

26/05/2023

Capítulo 4: Ligações químicas e ligação iônica.

Quando um átomo se torna um íon, algumas vezes isso é resultado de uma “descarga elétrica” ou radiação, que desestabiliza o átomo. Porém, os íons também são formados durante a ligação entre os átomos.

Na tabela periódica, os átomos mais estáveis (e que dificilmente perdem ou ganham seus elétrons) são os gases nobres. Por serem mais estáveis, os demais átomos tentam “replicar” sua estabilidade; para isso, “compartilham” seus elétrons na sua camada mais energética (camada de valência).

Para ligar dois átomos, estes “compartilham” seus elétrons da camada de valência, de alguns maneiras diferentes, dependendo de suas características e tendências. Por isso, há três tipos de ligações químicas: ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica.

A ligação iônica ocorre quando um metal e um ametal “compartilham” elétrons. Por isso, eles seguem suas tendências.

O metal “perderá” todos os seus elétrons da camada de valência, se estabilizando desta forma.

Já o ametal “ganhará” o elétron do metal, seguindo a regra do octeto (os gases nobres, com exceção do hélio, possuem 8 elétrons na camada de valência, logo os ametais deverão ter a mesma quantidade) ou do dueto (o hélio se estabiliza com apenas 2 elétrons, logo os átomos mais próximos dele se aproximarão dessa quantidade).

Já que um átomo “perde” e o outro “ganha” elétrons, a carga se torna neutra. Dessa forma, apenas é necessário representar seus elementos químicos e a quantidade destes.

Por exemplo, há o sal de cozinha (cloreto de sódio), em que há um composto de um metal (sódio) e um ametal (cloro). Sua representação está presente entre os anexos.

02/06/2023

Capítulo 5: Ligação covalente ou molecular e ligação metálica

Para representar uma ligação entre átomos (seja iônica ou covalente), há algumas, dentre elas a fórmula eletrônica e a fórmula estrutural.

A fórmula eletrônica representa os elétrons dos átomos e como eles se ligam (ligação simples, dupla ou tripla).

A fórmula estrutural apenas representa o símbolo do elemento químico e a forma em que se liga (ligação simples, dupla ou tripla).

Entre as formas de ligação entre átomos, há a ligação covalente. Esse tipo de ligação ocorre quando dois ametais se juntam para “compartilhar” elétrons.

Numa ligação covalente, os ametais compartilham elétrons, sem perdê-los, mas também recebendo elétrons de outro átomo. Dessa forma, os dois átomos que compartilham elétrons também ganham-os, facilitando a regra do octeto.

Alguns exemplos de ligação covalente estão anexos na seção “Anexos”.

Porém, algumas exceções à regra do octeto são:

Be (Berílio), se estabiliza com apenas 4 elétrons.

B (Boro) e Al (Alumínio), se estabilizam com apenas 6 elétrons.

Já a ligação metálica ocorre entre dois metais. Porém, cada metal possui uma extensa nuvem eletrônica com tendência de perder elétrons, sendo difícil estabilizar regras para definir esse tipo de ligação. Por isso, não é possível representar fórmulas para ligação metálica ainda, já que foge às regras.

09/06/2023

Capítulo 6: Geometria molecular

Uma característica importante das ligações químicas é que cada ligação possui seu formato.

Dessa forma, cada ligação química possui uma forma polar ou apolar.

Moléculas simétricas, que possuem um número de ligações iguais ao redor do átomo central, são apolares

Moléculas assimétricas, que possuem um número de ligações diferentes ao redor do átomo central, são polares

16/06/2023

(E-book)

Neste dia, eu havia esquecido o livro físico em casa, mas baixei um e-book de um livro semelhante (presente entre as referências bibliográficas). O livro digital difere-se um pouco em relação à organização de seu conteúdo, mas não foge do mesmo assunto.

Os assuntos lidos no e-book também são presentes no meu livro físico, mas organizados de modo diferente. Os assuntos que li no e-book foram:

Transformações físicas e transformações químicas

Em um objeto, pode-se dizer que houve uma transformação física quando este mudou de formato, mas não mudou sua estrutura molecular. Por exemplo, há a transformação da madeira em uma mesa, cadeira, etc.

Porém, quando a transformação muda a estrutura molecular do objeto, é chamada transformação (ou reação) química. Esta transformação é composta por reagentes químicos e gera um produto, que é diferente do objeto original. Por exemplo, há a fermentação em alimentos como um bolo, ou o processo de saponificação (para gerar sabão).

Variedades Alotrópicas

Ocorre quando um mesmo elemento químico gera objetos diferentes, dependendo da quantidade de ligações químicas consigo mesmo.

Dentre os principais exemplos, estão:

- O oxigênio, que com dois átomos ligados (O_2), é o gás oxigênio, mas com três átomos ligados, é o gás ozônio (O_3).
- O carbono, que, de acordo com sua quantidade de átomos ligados (até o momento indeterminados), pode gerar:
 - Grafita (grafite)
 - Diamante
 - Grafeno

23/06/2023

Capítulo 7: Ligações (forças) intermoleculares

Neste capítulo, aprendemos sobre as **Forças de Van Der Waals** e as **ligações de hidrogênio**, responsáveis pela ligação entre moléculas.

As forças de Van Der Waals são:

Entre **dipolo-dipolo**, ocorre entre moléculas polares, através da atração de polos contrários.

Entre dipolo induzido-dipolo induzido, também chamado de **Forças de London**, ocorre quando moléculas apolares estão tão próximas entre si que induzem a atração entre si.

As **ligação de hidrogênio** são ligações intensas, onde há a presença de hidrogênio, um átomo extremamente eletronegativo. Por isso, ligações de hidrogênio possuem um elevado ponto de fusão (transformação física entre estado sólido para líquido) e ebulição (transformação física entre estado líquido para gasoso).

Cada tipo de ligação intermolecular possui seu nível de força, sendo estas presentes respectivamente, Força de London, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio.

A força entre as ligações intermoleculares é diferente. Sendo assim, em ordem crescente, respectivamente, Força de London, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio.

Data de entrega: 26/06/2023

2. CONCLUSÃO:

Este livro foi muito útil para mim, pois me ajudou bastante a entender o conteúdo da matéria de química, que estou aprendendo atualmente.

Incrivelmente, sempre que eu lia um conteúdo deste livro, na próxima semana aprendíamos sobre ele na aula de química. Sendo assim, eu já tinha uma noção sobre o assunto e entendia melhor a matéria.

Provavelmente continuarei lendo esse livro, pois assim me preparo para o conteúdo na aula de química. Eu sempre me surpreendo sobre como isso continua acontecendo toda vez, apesar de saber que este livro é voltado para estudantes do 1º ano (colegial, como era chamado na época em que este livro foi publicado) do ensino médio (2º grau).

Recomendo este livro para qualquer estudante do 1º ano do Ensino Médio, pois pode auxiliar bastante nos estudos. Também recomendo para quem estiver estudando para prestar um vestibular, pois todo o conteúdo é explicado com uma linguagem fácil e intuitiva de se entender.

Entretanto, sei que a versão do livro que leio é relativamente antiga – foi impressa em 1991 – e, por isso, deve ser difícil encontrar este livro para adquirir. Porém, acredito que este livro possa ser encontrado em algum sebo, ou mesmo pela internet.

3. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS:

USBERCO, João; LEMBO Antônio; CARVALHO, Geraldo Camargo de. **Coleção Anglo: Química 1.** - São Paulo: Anglo, 1990-1991. CDD-373.19

LIMA, Ana Luiza Lorenzen. "**Modelos atômicos**"; *Brasil Escola*. Disponível em: <<https://brasilescola.uol.com.br/fisica/modelos-atomicos.htm>>. Acesso em 26 de junho de 2023.

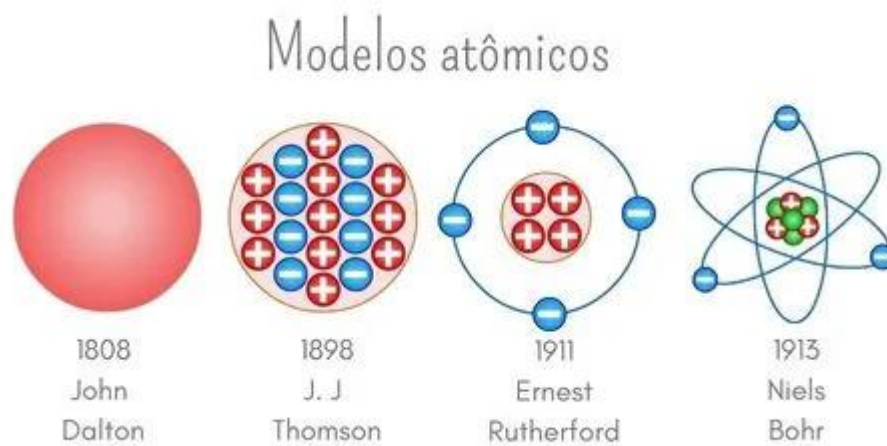
NOVAES, Stéfano Araújo. **Ligações químicas**. Manual da Química. Disponível em <<https://www.manualdaquimica.com/quimica-geral/ligacoes-quimicas.htm>>. Acesso em 26 de junho de 2023.

(E-Book)

CEESVO, “**Química Ensino Médio 1ª Série – Apostila I**”. Disponível em: <<https://www.scribd.com/document/4024030/Quimica-CEESVO-apostila1>>. Acesso em 26 de junho de 2023.

4. ANEXOS:

CAPÍTULOS 1 e 2:



CAPÍTULO 3:

LEGENDA

Te Metalóide

H Gasoso

Mg Sólido

Br Líquido

Grupo no período

Elemento radioativo

Período → X

Nome do elemento

Configuração eletrônica

Símbolo atômico

Nome do elemento

Massa atômica

(Os elementos sem símbolo expresso são anotados com o A.C. de sua massa molar longa em parênteses)

Não Metais

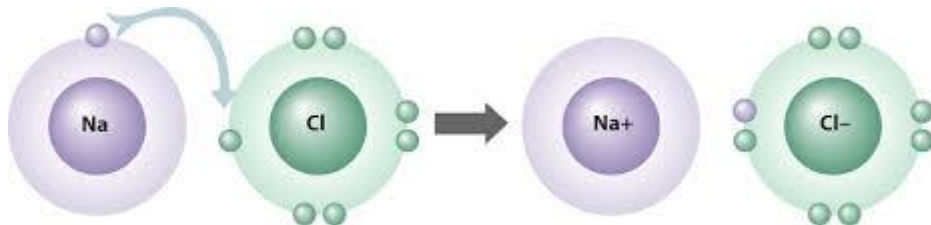
Gasos nobres Outros não metais Halogênios Semimetais

Metais

Metais alcalinos Metais alcalinos terrosos Lantanídeos Metais de transição Metais de pós transição

1	1A	1	2	2A	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	8A	
1		H 1,008 Hidrogênio		He 4,003 Hélio																		
2		Li 6,941 Lítio		Be 9,012 Berílio											B 10,81 Boro	C 12,01 Carbono	N 14,01 Nitrogênio	O 16,00 Oxigênio	F 19,00 Flúor	Ne 20,18 Neônio		
3		Na 22,99 Sódio		Mg 24,31 Magnésio											Al 26,98 Alumínio	Si 28,08 Silício	P 30,97 Fósforo	S 32,06 Enxofre	Cl 35,45 Cloro	Ar 39,95 Argônio		
4		K 39,10 Potássio		Ca 40,08 Cálcio	Sc 44,96 Escândio	Ti 47,87 Titânio	V 50,94 Vanádio	Cr 52,00 Cromo	Mn 54,94 Manganês	Fe 55,85 Ferro	Co 58,93 Cobalto	Ni 58,69 Níquel	Cu 63,55 Cobre	Zn 65,38 Zinco	Ga 69,72 Gálio	Ge 72,63 germânio	As 74,92 Arsênio	Se 78,96 Selênio	Br 79,90 Bromo	Kr 83,80 Criptônio		
5		Rb 85,47 Rubídio		Sr 87,62 Estrôncio	Y 88,91 Ítrio	Zr 91,22 Zircônio	Nb 92,91 Nióbio	Mo 95,96 Molibdênio	Tc (98) Técncio	Ru 101,07 Rutênio	Rh 102,91 Ródio	Pd 106,42 Paládio	Ag 107,87 Prata	Cd 112,41 Cádmio	In 114,82 Índio	Sn 118,71 Estanho	Sb 121,76 Antimônio	Te 127,60 Telúrio	I 126,90 Iodo	Xe 131,29 Xenônio		
6		Cs 132,91 Césio		Ba 137,33 Bário	La-Lu Lantanídeos	Hf 178,49 Háfnio	Ta 180,95 Tântalo	W 183,84 Tungstênio	Re 186,21 Rênio	Os 190,23 Osmio	Ir 192,22 Iridio	Pt 195,08 Platina	Au 196,97 Ouro	Hg 200,59 Mercúrio	Tl 204,38 Tálio	Pb 207,2 Chumbo	Bi 208,98 Bismuto	Po (209) Polônio	At (210) Astato	Rn (222) Radônio		
7		Fr 223 Frâncio		Ra (226) Rádio	Ac-Lr Actinídeos	Rf (261) Rutherfordio	Db (262) Dúbnio	Sg (263) Seabórgio	Bh (264) Bóhrio	Hs (265) Hássio	Mt (266) Meitnério	Ds (271) Darmstádio	Rg (272) Roentgênio	Cn (285) Copernício	Uut (286) Ununtrio	Fl (289) Fleróvio	Uup (289) Ununpente	Lv (293) Livermório	Uus (294) Ununseptio	Uuo (294) Ununoctio		
		Lantanídeos																				
		La 138,91 Lantânio	Ce 140,12 Cério	Pr 140,91 Praseodímio	Nd 144,24 Neodímio	Pm (145) Promécio	Sm 150,36 Samaritério	Eu 151,96 Európio	Gd 157,25 Gadolínio	Tb 158,93 Térbio	Dy 162,50 Disprósio	Ho 164,93 Hólmio	Er 167,26 Erbólio	Tm 168,93 Tulio	Yb 173,05 Íterbio	Lu 174,97 Lutécio	Actinídeos					
		Ac 227 Actínio	Th 232,04 Tório	Pa 231,04 Protactínio	U 238,03 Urânio	Np 237,05 Netúnio	Pu 244 Plutônio	Am 243 Americônio	Cm 247 Cúrio	Bk 247 Berquélio	Cf 251 Califórnio	Es 252 Einsteinônio	Fm 257 Fermônio	Md 258 Mendelevônio	No 259 Nobelônio	Lr 262 Lawrêncio	Átomo					

CAPÍTULO 4:



CAPÍTULO 5:

