

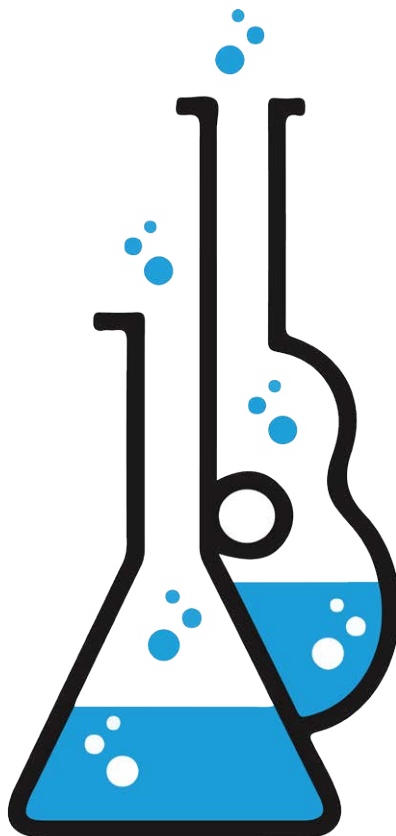
RITA DI PACE • ELAINE VASCONCELOS
DIEGO GOMES DE SOUSA • HENRIQUE GUEDES FORMIGA



QUÍMICA EM TOM

PARÓDIAS MUSICAIS COMO FERRAMENTA
DE ENSINO DE QUÍMICA

RITA DI PACE ● ELAINE VASCONCELOS
DIEGO GOMES DE SOUSA ● HENRIQUE GUEDES FORMIGA



QUÍMICA EMTOM

**PARÓDIAS MUSICAIS COMO FERRAMENTA
DE ENSINO DE QUÍMICA**

João Pessoa - PB
2019

PRESIDENTE DA REPÚBLICA
Jair Messias Bolsonaro

MINISTRO DA EDUCAÇÃO
Ricardo Vélez Rodríguez

SECRETÁRIO DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
Alexandro Ferreira de Souza

**INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO CIÊNCIA E
TECNOLOGIA DA PARAÍBA**

REITOR
Cícero Nicácio do Nascimento Lopes

PRÓ-REITORA DE ENSINO
Mary Roberta Meira Marinho

PRÓ-REITORA DE PESQUISA, INOVAÇÃO E PÓS-GRADUAÇÃO
Silvana Luciene do Nascimento Cunha Costa

PRÓ-REITORA DE EXTENSÃO E CULTURA
Tânia Maria de Andrade

PRÓ-REITOR DE ASSUNTOS ESTUDANTIS
Manoel Pereira de Macedo Neto

PRÓ-REITOR DE ADMINISTRAÇÃO E FINANÇAS
Marcos Vicente dos Santos

EDITORA IFPB

DIRETOR EXECUTIVO
Carlos Danilo Miranda Regis

CAPA E ILUSTRAÇÕES
Marcela Maria Silva Leite

PROJETO GRÁFICO E DIAGRAMAÇÃO
Marcela Maria Silva Leite

LOGOTIPO "QUÍMICA EM TOM"
Mônica Di Pace

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
Biblioteca Nilo Peçanha do IFPB, *câmpus* João Pessoa

Q89 Química em tom : paródias musicais como ferramenta para o
 ensino de química / Rita di Pace ...[et al.]. – João Pessoa :
 IFPB, 2019.
 80 p.

ISBN 978-85-5449-020-1

1. Ensino de química. 2. Música. 3. Ferramenta de ensino – paródias
músicais. I. Di Pace, Rita. II. Título.

CDU 37:54

Lucrecia Camilo de Lima
Bibliotecária
CRB 15/132

● Agradecimentos

Este trabalho com a prática de estudo utilizando paródias iniciou-se há mais de um ano. Durante este pequeno período, muitos alunos e professores inspiraram e colaboraram toda a equipe do projeto tanto para formação profissional quanto para a escrita do livro.

Ao professor e amigo Gesivaldo Jesus, pela orientação e apoio na escrita do livro.

Ao Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba – IFPB, por toda ajuda financeira, suporte e atenção.

Aos criadores do Programa Despertando Vocações. Se não fosse esta iniciativa, talvez o projeto não existisse.

As professoras Débora e Lourdes, por terem nos acolhido e cedido espaço em suas escolas para a realização das atividades deste trabalho.

Aos colegas do curso de Licenciatura em Química do IFPB, que acompanharam toda a trajetória de criação, execução e escrita deste livro.

GRATIDÃO.

Toda a equipe Química Em Tom.

● Prefácio

Este livro foi escrito com o objetivo de apresentar propostas de Paródias Musicais para professores do Ensino Básico, licenciandos, alunos e interessados na temática. Dentro dele você encontrará pequenos resumos que foram pensados e desenvolvidos alinhados ao currículo escolar de Química, abordando de forma clara e objetiva os conteúdos referentes ao 1º ano do Ensino Médio. A obra propõe uma contextualização incorporada aos textos, sendo complementada com o uso da metodologia ativa (linguagem musical), podendo ser facilmente executada acessando o QR-Code localizado na segunda parte deste livro. A proposta de paródias foi pensada para ser aplicada para alunos de ensino médio, mas pode ser adaptada também para outros ambientes de aprendizagem. Convidamos a todos os interessados em utilizar e desenvolver paródias musicais à leitura deste livro.

● Sumário

Iniciando nossa conversa...

1. História da Química	9
2. As transformações químicas e físicas	11
3. Estados físicos da matéria	13
4. Solubilidade dos materiais	15
5. Substância e Misturas	17
6. Atomicidade	19
7. Números Quânticos	22
8. Tabela Periódica	27
9. Distribuição Eletrônica	32
10. Ligações Químicas	36
11. Ligações Químicas e a Condutividade	42
12. Geometria Molecular	44
13. Chuva Ácida	49
14. Funções Inorgânicas	51
15. Gases (Lei dos Gases)	61

Paródias

1. Paródia sobre a História da Química	67
2. Paródia sobre as Transformações Químicas e Físicas	68
3. Paródia sobre os Números Quânticos	69
4. Paródia sobre os Estados Físicos da Matéria	70
5. Paródia sobre Solubilidade	71

6. Paródia sobre Misturas	72
7. Paródia sobre Atomicidade	73
8. Paródia sobre Tabela Periódica	74
9. Paródia sobre Distribuição Eletrônica	75
10. Paródia sobre Ligações Químicas	76
11. Paródia sobre Condutividade dos Materiais	77
12. Paródia sobre a Geometria Molecular	78
13. Paródia sobre Chuva Ácida	79
14. Paródia sobre Gases	80

Iniciando nossa conversa...



Este livro surgiu a partir do projeto pertencente ao Programa Despertando Vocações para as Licenciaturas (PDVL), vinculado ao Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba. O projeto abrangeu turmas de 1º ano do Instituto de Educação da Paraíba e do Centro Estadual de Ensino e Aprendizagem Sesquicentenário, localizados no município de João Pessoa – Paraíba. O livro é dividido em duas partes, sendo a primeira constituída pela teórica e a segunda parte sendo a prática, esta agindo como auxiliar a primeira. Na parte prática serão utilizadas paródias com músicas contemporâneas do conhecimento do aluno, facilitando assim a associação com o conteúdo e a música. Possui ainda uma simplicidade em sua estrutura, clareza na explanação e objetividade na disseminação do conhecimento químico. Consiste em uma proposta educativa que aborda conteúdos de Química referentes ao 1º ano do Ensino Médio, utilizando como ferramenta lúdica diferenciada o uso de paródias. A paródia é uma alternativa de aprendizagem para desenvolver habilidades em produção textual e comunicação, além de auxiliar o aluno a pensar criticamente.

1

História da Química

Ao falar do surgimento da Química, se faz necessário explanar sobre a Alquimia. Provavelmente, a alquimia perdurou entre os anos 300 a.C. e 1500 d.C. e se iniciou em Alexandria, cidade fundada em 331 a.C. por Alexandre, o *Grande*.



O alquimista, pintura de David Teniers de Jonge, 1650.

Nesta cidade se desenvolveu a *Khemeia*, origem da palavra Alquimia, que era uma forma de pensamento que relacionava o ocultismo, religião, superstições, entre outros. A crença mais difundida é de que os Alquimistas buscavam a pedra filosofal, pedra esta que tinha o poder de transformar

em ouro tudo que tocasse. Além disso, essa pedra também possuía a propriedade do *Elixir da Vida*, que traria a vida eterna e a cura de todos os males.

Nessa busca pela transmutação, a Alquimia nos trouxe conhecimento acerca do mundo. Foram descobertos propriedades químicas e físicas dos elementos, derrubando a teoria dos quatro elementos de Aristóteles. Alguns pontos na alquimia são marcantes para o surgimento da Química: a introdução do método científico por Robert Boyle (1627-1691), que é considerado o “pai da química”; a descoberta do oxigênio e a derrubada da teoria do flogístico por Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e; a criação da tabela periódica por Dmitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907).

2

As transformações químicas e físicas

Os alimentos que não apresentarem conservantes tendem a estragar mais rápido. Tal deterioração é um exemplo prático de uma transformação química. Outro exemplo de transformação química envolve a fabricação de pão e vinho, no qual é preciso realizar a fermentação para que os microrganismos possam atuar sobre os nutrientes presentes no suco e na massa, tornando-se um alimento apropriado para o consumo. Portanto, é possível identificar um estado inicial e um estado final nessas transformações. O estado inicial é chamado de **reagente**, e o estado final, chamado de **produto**.

reagente \longrightarrow produto

TRANSFORMAÇÕES FÍSICAS

Ocorrem quando não há formação de novas substâncias. São exemplos de uma transformação física: mudança de estado físico de um determinado material ou uma dissolução de um soluto em um solvente.

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

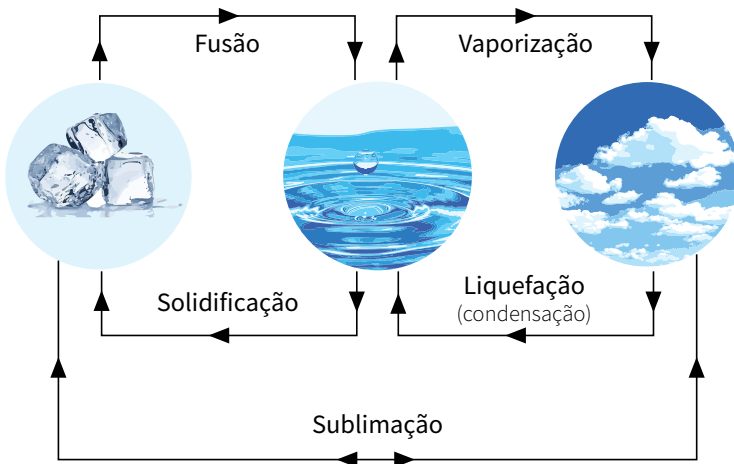
Ocorrem sempre que há formação de novos materiais, ou seja, a partir dos materiais iniciais formam-se outros materiais diferentes. São exemplos de uma transformação química: a respiração celular que ocorre nos seres vivos, os fogos de artifício, o cozimento dos alimentos e a fotossíntese realizada pelas plantas.

3

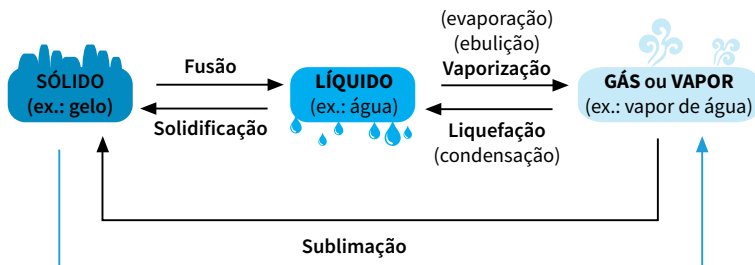
Estados físicos da matéria

No dia-a-dia podemos observar que ao retiramos os cubos de gelo da geladeira aos poucos ele vai derretendo, ou seja, o gelo vai se tornando líquido. Este mesmo líquido, que é a água, se esquentarmos até atingir a temperatura de 100°C , se transformará em vapor d'água.

Os três exemplos descritos, o gelo, a água e o vapor d'água, estão, respectivamente, no estado físico sólido, líquido e gasoso. As mudanças entre estes estados são chamadas de mudanças de estado físico da matéria.



Ao observarmos as mudanças de estados físicos da água, partindo do gelo, quando é cedido calor ao sistema, poderemos observar que haverá mudança para o estado líquido a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (ponto de fusão), e ao ceder mais calor, a partir de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, haverá nova mudança de estado, tornando-se vapor (ponto de ebulição ou vaporização).



É preciso ressaltar que as temperaturas em que ocorre a mudança de estado físico da água não são iguais para todas as outras substâncias. A nível do mar, o Álcool Etanol, por exemplo, se funde a $-114,1\text{ }^{\circ}\text{C}$, tornando-se gás a $78,4\text{ }^{\circ}\text{C}$. Assim, cada substância terá suas temperaturas de mudança de estado físico, a pressão padrão, bem definidas.

4

Solubilidade dos materiais

Ao adicionarmos sal em água, estamos fazendo uma solução, onde o sal é considerado o soluto e a água é considerado o solvente. O soluto é a substância que é dissolvida. O solvente é a substância que, além de estar presente em maior quantidade, dissolve o soluto. Os solutos podem ser classificados como:

INSOLÚVEL

Solutos que não se dissolvem em um solvente!

POUCO SOLÚVEL

Solutos que se dissolvem com dificuldade em um solvente!

SOLÚVEL

Soluto que se dissolve com facilidade em um solvente!

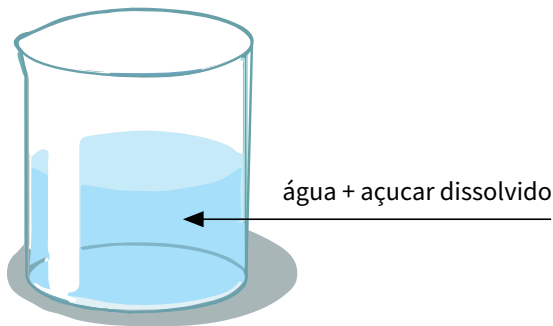
A regra geral da solubilidade é que o “semelhante se dissolve em semelhante”. Assim, a polaridade das moléculas influencia diretamente na solubilidade, onde um soluto polar se dissolve facilmente em um solvente polar.

Por exemplo, o Álcool (polar) se dissolve facilmente em água (polar), mas não se dissolve em gasolina (apolar). Mas há um limite de quanto soluto pode-se dissolver em um solvente. E isso varia de acordo com a temperatura.

5

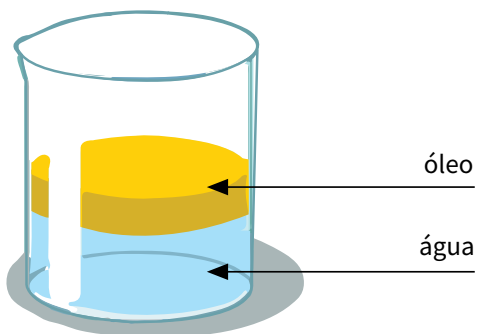
Substância e Misturas

A matéria pode ser encontrada em duas formas: substância ou mistura. Uma substância é aquela matéria que é constituída somente por um tipo de molécula, como a água destilada, que, ao contrário da água potável, não possui sais minerais e outros componentes. Já a mistura é um sistema de duas ou mais substâncias puras, entretanto não apresentam propriedades físicas constantes.



As misturas podem ser classificadas em: **Homogêneas** e **Heterogêneas**. A homogênea é a mistura que apresenta apenas uma fase, como o açúcar dissolvido na água. Elas podem estar nos três estados físicos da matéria: sólido, líquido e gasoso. O bronze, o álcool hidratado e o ar são exemplos

disso, onde os principais gases constituintes são o N_2 e o O_2 . Já a mistura de óleo e água é uma mistura heterogênea, pois é possível distinguir as suas fases.



6

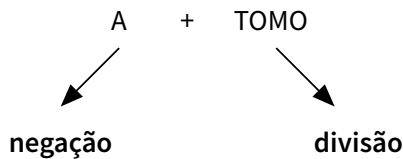
Atomicidade

Nós sabemos que a química estuda a matéria e sua transformação, que matéria é tudo que ocupa certa região no espaço e é composta por átomos, mas nem sempre as coisas funcionaram assim.



Vamos entender?

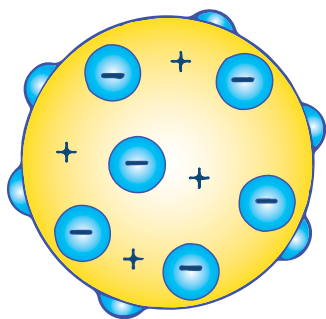
Por volta de 450 a.C, dois filósofos, Demócrito e Leucipo, refletiram sobre como era constituído as coisas conhecidas no momento. Então, começaram a imaginar um objeto sendo dividido ao meio diversas vezes até chegar em uma parte muito pequena, impossível de dividir. Essa situação para os dois filósofos foi chamada de: átomo. Foi a primeira vez que o termo “átomo” apareceu. Para Demócrito e Leucipo, as coisas eram formadas de átomos que são pequenas partículas indivisíveis.



Átomo significa partícula não divisível.

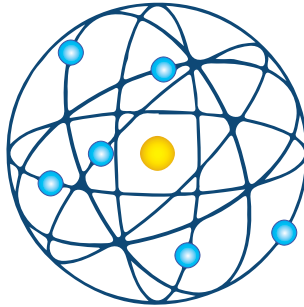
Passado um bom tempo, no século XIX, tivemos um cientista chamado John Dalton, que idealizou, a partir das ideias de Demócrito e Leucipo, o modelo atômico mais conhecido como “bola de bilhar”. Essa bola de sinuca (átomo) é esférica, maciça e indivisível. Para Dalton, os átomos de um mesmo elemento químico possuem o mesmo tamanho e a mesma massa, e que a reação química era o resultado de uma junção de dois átomos que se reagrupavam formando os produtos. Neste caso, a massa do reagente é igual a massa do produto.

Tempos depois, ainda no século XIX, outro cientista, chamado Thomson, começou a fazer alguns experimentos com tubos de raios catódicos que originou em mais um modelo atômico: “Pudim de passas”. Neste modelo é possível constatar uma região positiva do átomo com pequenas regiões negativas incrustadas, por isso a ideia do pudim (região positiva) de passas (região negativa). Com essa teoria, Thomson desmistificou Dalton e afirmou que o átomo seria divisível. A partícula negativa do átomo, que hoje conhecemos por partícula subatômica, ficou conhecida como elétron.



No século XX, o cientista chamado Rutherford realizou alguns experimentos utilizando a radioatividade. Este experimento permitiu que Rutherford constatasse que o

átomo estava dividido em duas partes: **núcleo** e **eletrosfera**. No núcleo existe a presença de **prótons** (carga positiva) e **nêutrons** (carga neutra). Já na região externa do átomo, o qual ele nomeou de eletrosfera, vão existir os elétrons. Para ele, o átomo era uma partícula bastante pequena, densa e vazia.



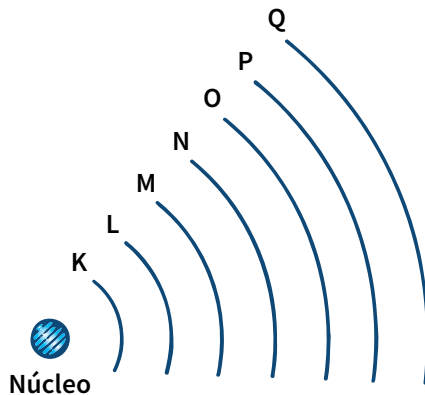
7

Números Quânticos

Da mesma forma que localizamos a nossa casa utilizando alguns números, como as coordenadas geográficas, número do CEP e o número da casa, também podemos identificar e localizar o elétron, este sendo com quatro números. Estes números são chamados de **números quânticos**.

1. Número Quântico Principal (n)

Representado pela letra **n**, o número quântico principal define as camadas de um elemento químico. Possui 7 camadas eletrônicas (K, L, M, N, O, P, Q), como mostra a figura ao lado.



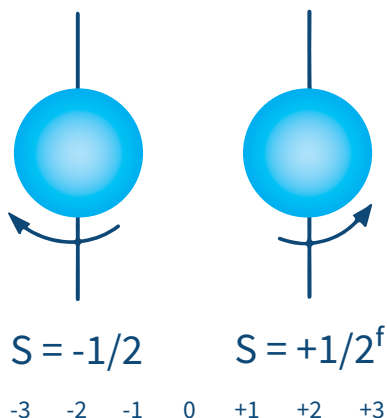
2. Número Quântico Secundário ou Azimutal (ℓ)

Representado pela letra ℓ , o número quântico azimutal define o subnível em que se encontra o elétron. São quatro subníveis: **s**, **p**, **d** e **f**.

Subnível de Energia	s	p	d	f
Número Quântico Secundário	$\ell = 0$	$\ell = 1$	$\ell = 2$	$\ell = 3$

3. Número Quântico Magnético (m)

Representado pela letra m , o número quântico magnético, ou orbital, faz parte dos subníveis. Estes orbitais tem a função de comportar os elétrons, o qual cada orbital vai poder suportar apenas dois elétrons.



- No subnível s, temos apenas 1 orbital, comportando até 2 elétrons.
- No subnível p, temos 3 orbitais, comportando até 6 elétrons.

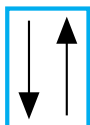
- No subnível d, temos 5 orbitais, comportando até 10 elétrons.
- No subnível f, temos 7 orbitais, comportando até 14 elétrons.

4. Número quântico spin (s)

O quarto e último número quântico, chamado spin, representa a rotação ao redor do seu próprio eixo no elétron.



Como utilizá-lo? Vamos entender melhor?



$1s^2$

Nós já sabemos que é possível comportar apenas dois elétrons em um orbital, como também temos conhecimento que o elétron tem carga negativa. Como é possível um orbital comportar dois elétrons num mesmo lugar contendo cargas negativas iguais? Elas não se repelem?

Na verdade, existe realmente uma repulsão eletrostática entre eles, porém como os elétrons estão girando em torno de si próprio o tempo todo, ou seja, um girando no sentido horário e o outro no sentido anti-horário, que permite a criação de um campo magnético, isso gera certa atração entre eles, facilitando que os dois elétrons permaneçam juntos em um mesmo orbital. Quando isso

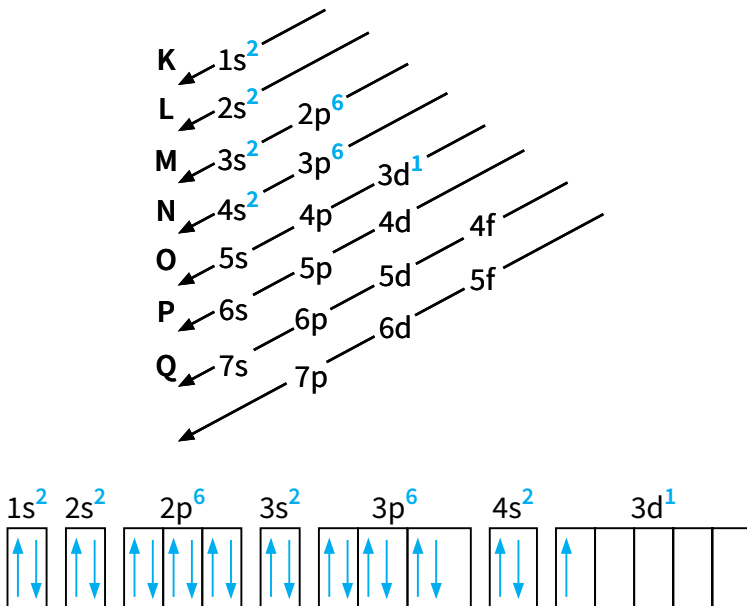
acontece, nós dizemos que houve emparelhamento, ou seja, que há dois elétrons emparelhados no orbital.



Vamos Exercitar ?

Consideremos o átomo de Escândio (Sc) que possui 21 elétrons. Vejamos qual será o conjunto de números quânticos que irá representar o seu elétron mais energético:

Primeiro realizamos a sua distribuição eletrônica e depois a distribuição eletrônica nos orbitais, conforme a seguir:



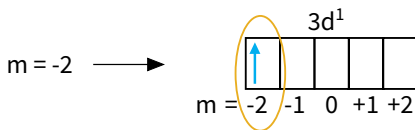
A representação simbólica do elétron mais energético é:



Assim, temos que os números quânticos do elétron mais energético do escândio são:

$n = 3$ \longrightarrow porque o nível energético é o terceiro (M);

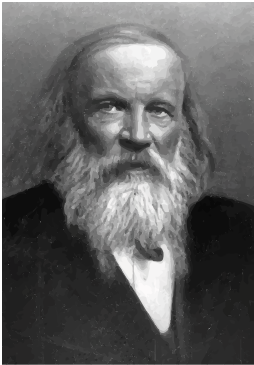
$\ell = 2$ \longrightarrow porque o nível é o terceiro (d);



$s = +1/2$ \longrightarrow porque foi adotado nesse texto que a seta para cima representa o valor positivo do spin.

8

Tabela Periódica



Desde o início do século XIX foram realizadas várias tentativas de organizar os elementos químicos, sem muito sucesso. O trabalho mais detalhado foi o de **Dimitri Ivanovitch Mendeleiev**, que se tornou a base da classificação atual. Ele distribuiu os elementos com base na massa atômica dos elementos. O trabalho ainda previu a existência de elementos que sequer tinham sido descobertos.

Com os conhecimentos sobre a estrutura atômica, foi perceptível que a verdadeira identidade de um elemento é seu número atômico, e não o seu número de massa. Assim, foi necessária uma reformulação na tabela proposta por Mendeleiev. Dentre os elementos químicos conhecidos, temos os **naturais**, que constituem a matéria do nosso mundo físico, e os **artificiais**, que foram obtidos em laboratórios.

Na tabela periódica também podemos encontrar:

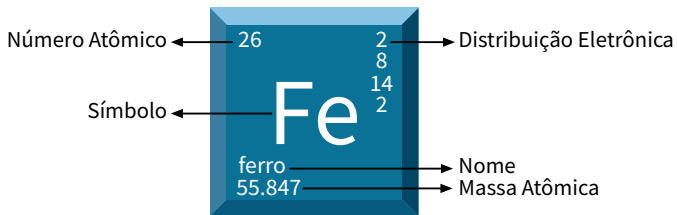
METAIS

AMETAIS

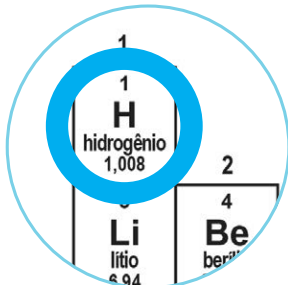
GASES NOBRES

- 13 (3A) – Família do Boro
- 14 (4A) – Família do Carbono
- 15 (5A) – Família do Nitrogênio
- 16 (6A) – Calcogênios
- 17 (7A) – Halogênios
- 18 (8A) – Gases Nobres

REPRESENTAÇÃO

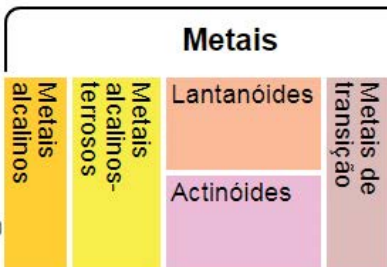


No tamanho do átomo são considerados o número de camadas eletrônicas e o número de prótons. Em um período, à medida que o número atômico aumenta, o número de camadas permanece igual, mas a carga nuclear aumenta (o número atômico aumenta), o que faz com o que a atração do núcleo sobre elétrons periféricos também aumente e, conseqüentemente, o tamanho dos átomos seja menor. Portanto, em um período, o tamanho dos átomos aumenta da direita para a esquerda.



O elemento Hidrogênio é diferente dos outros elementos e deveria ser colocado isolado na tabela, mas ele aparece na família 1A, pois, apresenta apenas 1 elétron na camada **s**.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1 H Hidrogênio 1,008	# Atômico Símbolo Nome Massa Atômica	C Sólido						
2	3 Li Lítio 6,94	4 Be Berílio 9,0122	Hg Líquido						
3	11 Na Sódio 22,990	12 Mg Magnésio 24,305	H Gasoso						
			Rf Desconhecido						
4	19 K Potássio 39,098	20 Ca Cálcio 40,078	21 Sc Escândio 44,956	22 Ti Titânio 47,867	23 V Vanádio 50,942	24 Cr Cromio 51,996	25 Mn Manganês 54,938	26 Fe Ferro 55,845	27 Co Cobalto 58,933
5	37 Rb Rubídio 85,468	38 Sr Estrôncio 87,62	39 Y Ítrio 88,906	40 Zr Zircônio 91,224	41 Nb Níbio 92,906	42 Mo Molibdênio 95,95	43 Tc Tecnécio (98)	44 Ru Rutênio 101,07	45 Rh Ródio 102,91
6	55 Cs Césio 132,91	56 Ba Bário 137,33	57-71	72 Hf Háfênio 178,49	73 Ta Tântalo 180,95	74 W Tungstênio 183,84	75 Re Rênio 186,21	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Írídio 192,22
7	87 Fr Frâncio (223)	88 Ra Rádio (226)	89-103	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dúbnio (268)	106 Sg Seabórgio (269)	107 Bh Bóhrio (270)	108 Hs Hássio (277)	109 Mt Meitnério (278)



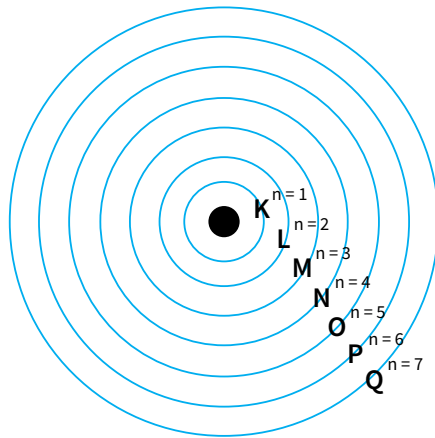
Para os elementos sem isótopos estáveis, o número

Tabela Periódica Direitos autorais de design e interface © 1997

57 La Lantanô 138,91	58 Ce Cério 140,12	59 Pr Praseodímio 140,91	60 Nd Neodímio 144,24	61 Pm Promécio (145)	62 Sm Samário 150,36
89 Ac Actínio (227)	90 Th Tório 232,04	91 Pa Protactínio 231,04	92 U Urânio 238,03	93 Np Neptúnio (237)	94 Pu Plutônio (244)

9

Distribuição Eletrônica



RECAPITULANDO

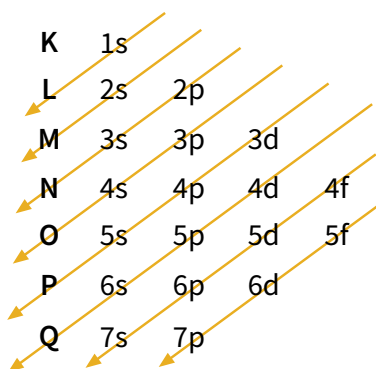
Como vimos anteriormente, o átomo é constituído por um núcleo com prótons e nêutrons, além de uma eletrosfera formada por sete camadas eletrônicas, que são representadas, respectivamente (de dentro para fora), pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DE PAULING

A distribuição eletrônica se dá através dos elétrons que estão distribuídos nas camadas ou níveis de energia que

ficam ao redor do núcleo do átomo. Porém, os elétrons não se distribuem de qualquer forma nessas camadas, sendo preciso utilizar e seguir algumas regras para tal distribuição. Por exemplo, a camada eletrônica K comporta no máximo 2 elétrons, enquanto que a camada de valência, ou seja, a última camada a ser preenchida, pode possuir no máximo 8 elétrons.

Pensando em facilitar essa distribuição, o cientista Linus Pauling (1901-1994) criou um tipo de representação para facilitar a visualização da ordem crescente de energia e da forma como os elétrons eram distribuídos. Tal representação ficou conhecida como “Diagrama de Pauling”, ou também Diagrama de distribuição eletrônica, como podemos visualizar abaixo:



A representação gráfica da distribuição eletrônica é dada pelo Diagrama de Pauling

Mas, calma! Antes de você realizar a distribuição eletrônica de um átomo por meio do Diagrama de Pauling, é preciso saber qual a quantidade máxima de elétrons que pode ser distribuída em cada nível e subnível, conforme vimos em Números Quânticos. Vamos relembrar?

Níveis	K	L	M	N	O	P	Q
Quantidade máxima de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

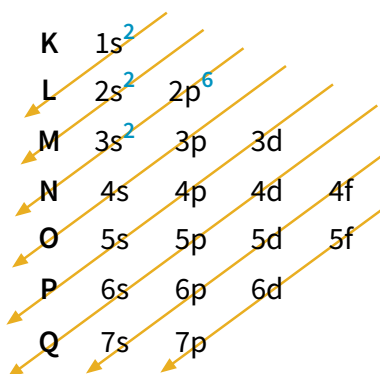
Subníveis	s	p	d	f
Quantidade máxima de elétrons	2	6	10	14



Vamos Exercitar ?

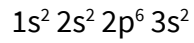
Vamos realizar a distribuição eletrônica do magnésio (Mg), cujo número atômico (Z - número de prótons) é igual a 12.

- Uma vez que o elemento magnésio está no estado fundamental, a quantidade de elétrons é igual a quantidade de elétrons, ou seja, temos que distribuir 12 elétrons no total.
- Começaremos pelo subnível 1s, o qual comporta no máximo 2 elétrons, e continuaremos preenchendo e seguindo as setas até completar 12 elétrons:



Distribuição eletrônica do magnésio no diagrama de Pauling

Então, a distribuição eletrônica do magnésio em subníveis de energia é dada por:



Entendeu como se faz a distribuição eletrônica no diagrama de Pauling?

10

Ligações Químicas

As ligações químicas são, basicamente, **a união dos átomos para a formação de moléculas**. Em outras palavras, as ligações químicas ocorrem quando os átomos reagem entre si. Elas são classificadas em: **ligação iônica, ligação covalente, ligação covalente dativa e ligação metálica**.

Mas antes de conhecermos os tipos de ligações, vamos entender um pouco sobre a **Regra do Octeto**.

REGRA DO OCTETO

A partir de algumas observações utilizando os gases nobres, o físico alemão Walter Krossel (1888-1956) e o químico estadunidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) constataram que o átomo adquire estabilidade quando possui **8 elétrons na camada de valência** (camada mais externa), ou também quando possui 2 elétrons em apenas uma camada – que é o caso do gás Hélio. Diante disto, o átomo sempre irá procurar sua estabilidade, seja doando ou compartilhando elétrons com outros átomos, surgindo assim as **ligações químicas**.

LIGAÇÕES IÔNICAS

As ligações iônicas em condições ambientes (25°C, 1 atm) apresentam materiais no estado sólido. Possuem altas

temperaturas de fusão (passagem do estado sólido para o líquido), além de serem bons condutores em duas situações: quando eles estão na forma líquida ou então em solução aquosa, desde que este composto seja solúvel em água. Para fundir compostos iônicos é preciso altas temperaturas. Um exemplo disso é o Cloreto de sódio (NaCl), que passa do seu estado sólido para o estado líquido quando atinge a temperatura acima de 800°C.

QUEM FAZ LIGAÇÃO IÔNICA ?

A ligação iônica é sempre dada de duas formas:

METAL + HIDROGÊNIO
METAL + AMETAL

Nós podemos saber qual é o metal ou o ametal da ligação através das famílias da tabela periódica. É fácil. Vamos entender?

METAIS

São caracterizados por terem em sua camada de valência 1, 2, ou 3 elétrons.

1 elétron = família 1A
2 elétrons = família 2A
3 elétrons = família 3A

AMETAIS

São caracterizados por terem em sua camada de valência 5, 6 ou 7 elétrons.

5 elétrons = família 5A

6 elétrons = família 6A

7 elétrons = família 7A

COMO OCORRE A LIGAÇÃO IÔNICA ?

Sempre por um processo de **transferência** de elétron!

O metal sempre perde elétrons e os ametais sempre recebem elétrons.

Veja:

METAIS

1 elétron na camada de valência = perde 1 elétron, carga = 1+

2 elétrons na camada de valência = perde 2 elétrons, carga = 2+

3 elétrons na camada de valência = perde 3 elétrons, carga = 3+

AMETAIS

5 elétrons na camada de valência = recebe 3 elétrons, carga = 3-

6 elétrons na camada de valência = recebe 2 elétrons, carga = 2-

7 elétrons na camada de valência = recebe 1 elétron, carga = 1-

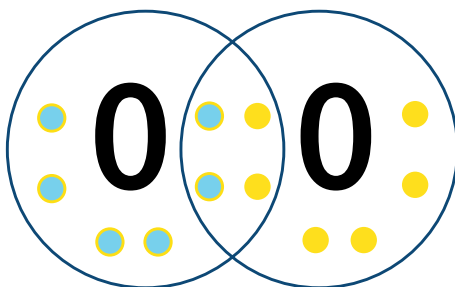
LIGAÇÕES COVALENTES

A ligação covalente vai envolver o compartilhamento de elétrons, ou seja, a formação de pares eletrônicos comuns aos átomos. Ocorre entre:

AMETAL
+
AMETAL

AMETAL
+
HIDROGÊNIO

COMPOSTOS
ORGÂNICOS



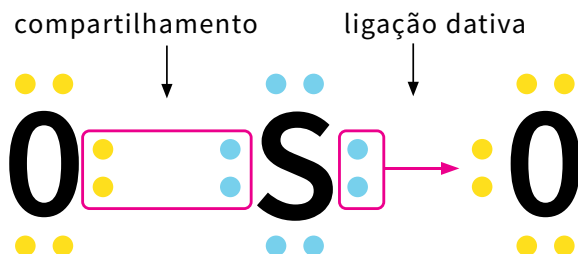
Um exemplo disso é o átomo de oxigênio, da família 6A, contendo 6 elétrons em sua última camada. Repare a imagem ao lado. Para que os dois átomos se estabilizem, é preciso seguir a regra do octeto, o qual diz que são necessários 8 elétrons em sua camada para que o átomo se torne estável. Neste caso, os dois oxigênios possuem 6 elétrons cada e, por isso, compartilham entre si 2 elétrons para se estabilizar.

LIGAÇÃO COVALENTE DATIVA

Neste caso, os dois elétrons do par **provêm do mesmo átomo**, diferentemente da ligação covalente que estão em átomos diferentes.

Exemplo: SO_2

O enxofre pertence à mesma família do oxigênio na tabela periódica e, conseqüentemente, possui 6 elétrons na sua última camada. Os dois precisam atingir a estabilidade como em toda ligação. Vamos entender melhor?



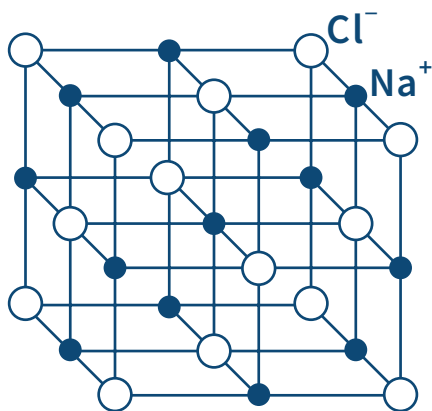
O enxofre vai compartilhar elétrons com o oxigênio da esquerda para se estabilizar, como mostra a imagem acima. Porém, o oxigênio da direita ainda está instável, então o enxofre realiza um compartilhamento especial, chamado ligação dativa, tornando o oxigênio um átomo também estável.

LIGAÇÃO METÁLICA

A ligação metálica é a ligação que ocorre entre metais e metais. Elas formam as ligas metálicas, que são constituídas por dois ou mais tipos de metais. Elas estão presentes no nosso dia a dia, pois são utilizadas na confecção de muitos produtos, como lâmpadas, bicicletas, eletrodomésticos, etc.

Os metais são, em sua maioria, encontrados na natureza no estado sólido, possuindo brilho característico. São considerados bons condutores elétricos e térmicos (calor), possuem densidade elevada, alto ponto de fusão e ebulição,

maleabilidade e ductibilidade. Os metais também apresentam baixa eletronegatividade e baixa energia de ionização, ou seja, perdem elétrons facilmente. Dessa forma, na ligação metálica, os átomos perdem seus elétrons e formam cátions. Devido à grande quantidade de cátions formados entre os elétrons livres, o metal produz um aglomerado organizado de uma atração muito intensa, o que garante o estado sólido dos metais em condições ambiente. A única exceção é o mercúrio, sendo o único metal líquido.

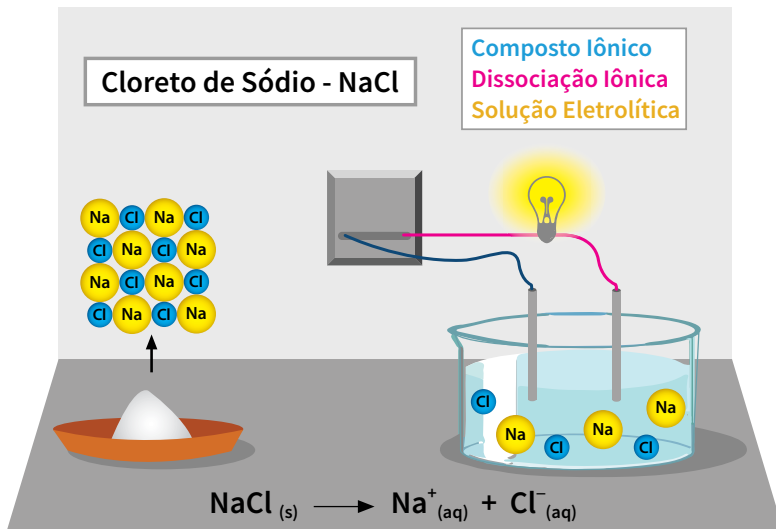


(Figura geométrica do NaCl – cloreto de sódio)

11

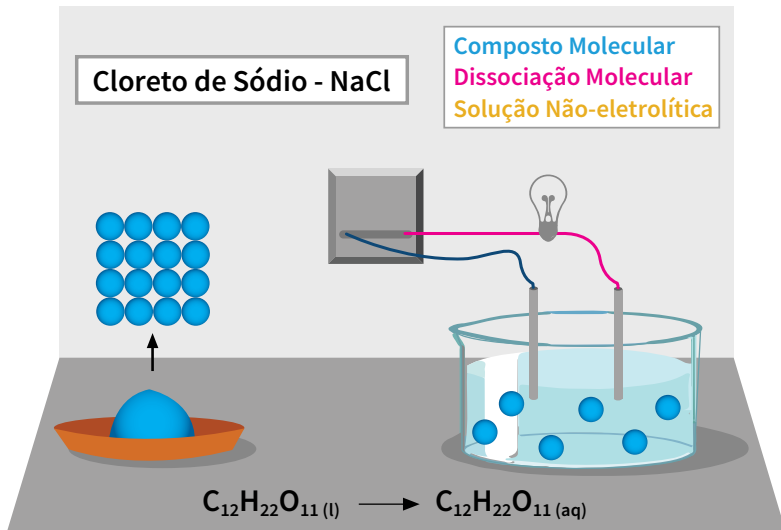
Ligações Químicas e a Condutividade

Utilizando as ideias sobre a estrutura atômica, serão apresentados modelos para explicar como os átomos se conectam e como isso se relaciona com as características dos materiais. Uma das características que serão abordadas é a capacidade dos materiais de conduzir ou não corrente elétrica.



O cloreto de sódio (NaCl), mais conhecido como sal de cozinha, no estado sólido, não apresenta partículas com mobilidade necessária para a condução de corrente elétrica,

devido à sua forte atração eletrostática. Já o cloreto de sódio dissolvido em água conduz corrente elétrica, pois durante a dissolução a estrutura cristalina do NaCl é desfeita e seus íons são separados de tal forma que passam a se movimentar com maior liberdade. O nome que se dá para este tipo de ligação se chama Ligação Iônica.



A sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), principal constituinte do açúcar, não conduz corrente elétrica, pois em sua estrutura não há elétrons com mobilidade suficiente para ocorrer a condução elétrica no estado sólido, nem dissolvido em água. Diferentemente da Ligação Iônica, o açúcar se liga de outra forma, através de Ligação Covalente.

12

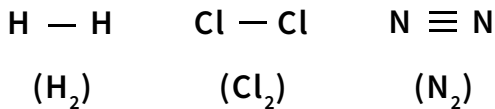
Geometria Molecular

É a posição dos átomos no espaço!

MOLÉCULAS DIATÔMICAS

São moléculas que possuem apenas 2 átomos em sua estrutura!

Exemplo:



Quando os núcleos dessas moléculas estão ligados por uma linha, nós dizemos que sua geometria é Linear.

MOLÉCULAS POLIATÔMICAS

São moléculas que possuem muitos átomos em sua estrutura!

Neste caso, será preciso avaliar a quantidade de nuvens eletrônicas nas estruturas. Mas o que são nuvens eletrônicas?

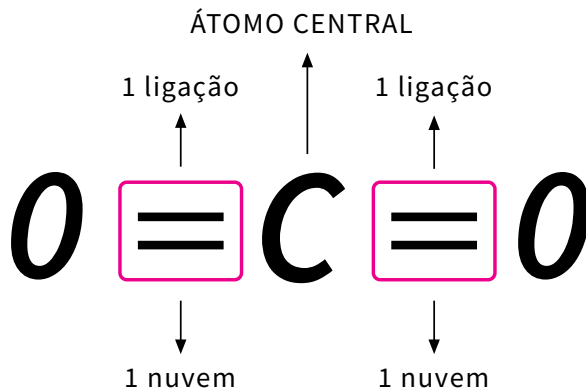
Uma nuvem eletrônica pode ser considerada como um par de elétrons que não faz nenhum tipo de ligação.



Ligação simples, ligação dupla e ligação tripla é equivalente a uma única nuvem eletrônica.

Vamos então tentar identificar a geometria utilizando as nuvens, conforme o exemplo abaixo:

Exemplo: CO_2 (Dióxido de Carbono)



Sua fórmula estrutural:

- Segue a regra do octeto
- 2 nuvens eletrônicas
- 2 ligantes ao redor do átomo central
- Geometria Linear



É como duas bexigas amarradas, o átomo central está no nó e a ligação é a ponta da bexiga. Mesmo que mexamos na bexiga, ela ainda ficará alinhada, caracterizando uma geometria linear.

Toda e qualquer molécula que apresentar duas nuvens e dois ligantes, esta apresentará uma **geometria linear!**

Quando há a presença de 3 nuvens eletrônicas, nós dizemos que as moléculas se encontram no centro de um triângulo.

Vamos utilizar o SO_2 e o SO_3 como exemplo, gases que são considerados poluentes, pois reagem com a água e ocasiona o que denominamos de Chuva Ácida, assunto que iremos tratar no próximo capítulo.

Exemplo 1: SO_2 (Dióxido de Enxofre)



Na estrutura acima, temos o enxofre (S) e o oxigênio (O), pertencentes à família dos calcogênios, que possuem 6 elétrons em sua camada e precisam de apenas 2 elétrons para se estabilizar. Também temos uma ligação dupla e uma ligação simples ou dativa. Neste caso, se há duas ligações na estrutura,

têm-se duas nuvens eletrônicas. Na verdade, está errado, existem três nuvens eletrônicas na molécula de SO_2 , veja:



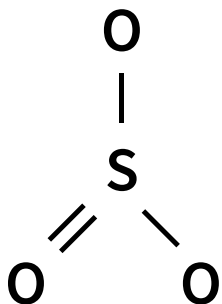
O enxofre está com apenas 6 elétrons neste caso (4 da ligação dupla e 2 da ligação simples), e precisa de mais 2 elétrons para ficar estável. Não vemos na estrutura, mas existe um par de elétrons sobrando no enxofre:

Dessa forma, a molécula de SO_2 tem 3 nuvens eletrônicas, 2 ligantes e o enxofre estável. Mas cuidado! Mesmo tendo 3 nuvens eletrônicas não teremos uma geometria triangular, pois este par de elétrons do enxofre não é um átomo, então não podemos considerá-lo uma ligação.



Toda e qualquer molécula que apresentar três nuvens e dois ligantes vai apresentar uma **geometria angular!**

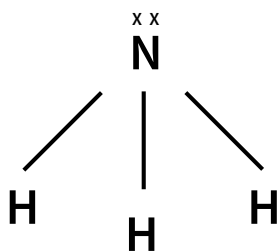
Exemplo 2: SO_3 (Trióxido de Enxofre)



Neste caso, temos 3 nuvens eletrônicas (perceba o oxigênio de cima como ligação, diferente do exemplo anterior) e 3 ligações! Toda a estrutura está estável, sem sobras de pares eletrônicos.

Toda e qualquer molécula que apresentar três nuvens e três ligantes vai apresentar uma **geometria trigonal!**

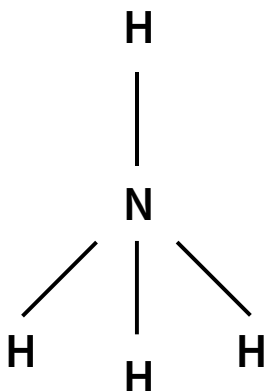
Exemplo 3: NH_3 (Amônia)



A molécula de amônia faz 3 ligações para se estabilizar e ainda sobra um par eletrônico em sua estrutura. Neste caso, temos 4 nuvens eletrônicas e 3 ligações. Lembre-se, par eletrônico não é ligação, ou seja, não é possível formar um tetraedro na molécula, o que ocasiona a formação da geometria piramidal.

Toda e qualquer molécula que apresentar quatro nuvens e três ligantes vai apresentar uma **geometria piramidal!**

Exemplo 4: CH_4 (Metano)



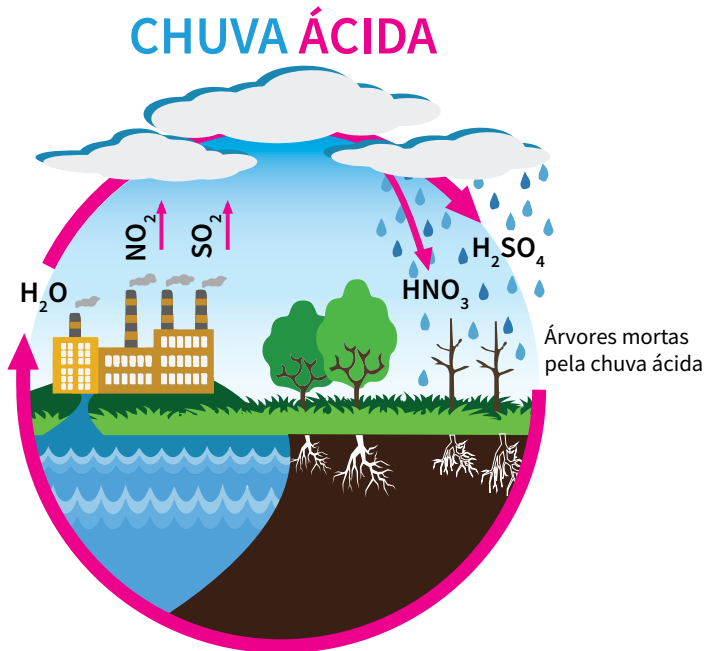
A molécula de metano faz 4 ligações para se estabilizar sem sobra de par eletrônico em sua estrutura. Neste caso, temos 4 nuvens eletrônicas e 4 ligações.

Toda e qualquer molécula que apresentar quatro nuvens e quatro ligantes vai apresentar uma **geometria piramidal!**

13

Chuva Ácida

Toda chuva é ácida? Só se torna um problema ambiental se o pH ficar abaixo de 5. Vamos entender?



O esquema acima representa o ciclo de formação da chuva ácida

O pH baixo é resultado da quantidade exagerada de produtos da queima de combustíveis fósseis liberados na atmosfera, em consequência das atividades humanas. Como

exemplo podemos citar a emissão de gases poluentes de uma usina termoelétrica.

Os óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3) e de nitrogênio (NO_2) são os principais componentes que ocasionam a chuva ácida. Estes compostos são liberados na atmosfera através da queima de combustíveis fósseis. Ao reagirem com as gotas de água da atmosfera, formam o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o ácido nítrico (HNO_3). Juntos, estes dois ácidos provocam o aumento da acidez da água da chuva.

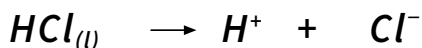
14

Funções Inorgânicas

Os compostos inorgânicos são conhecidos por portarem dois ou mais elementos químicos em sua composição, além de não possuírem cadeias carbônicas, ou seja, átomos de carbono formando ligações entre si. Estes compostos apresentam como característica a formação de ligações iônicas ou covalentes que são favoráveis à formação de íons. Os principais grupos inorgânicos são os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

ÁCIDOS

De um modo geral, os ácidos possuem um sabor azedo, como o limão, que é cítrico e ácido. Mas cuidado! Não podemos sair por aí provando todos os ácidos que vemos pela frente. Para isso, utilizamos a definição do físico-químico Svante August Arrhenius (1859 – 1927), de que qualquer substância que é reconhecida como sendo um ácido, sofre um processo que nós chamamos de ionização. Basicamente, compostos que fazem ligações do tipo covalente, quando são adicionados em água, podem se ionizar. Os ácidos se ionizam gerando em solução aquosa, o cátion único e exclusivo como sendo o H^+ . Qualquer ácido inorgânico, segundo Arrhenius, quando se é adicionado em água, vai gerar o íon H^+ aquoso ou H_3O^+ (hidrônio ou hidroxônio).



Eles são divididos em duas categorias, os ácidos sem oxigênios, chamados **hidrácidos**, e os ácidos que possuem oxigênios em suas fórmulas, os **oxiácidos**. Como reconhecer e dar o nome destes ácidos?

HIDRÁCIDOS

São ácidos que não possuem oxigênio na sua fórmula.

HF HCL HBr HI

Se você notar, os hidrácidos acima, de uma forma geral possuem na sua fórmula a letra H (hidrogênio) no início. É o modo fácil de você associar se é um ácido ou não.

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

Para entender e descobrir sua nomenclatura, lembre-se que há algumas regras:

ÁCIDO + o nome do elemento + ÍDRICO

Vejamos alguns exemplos:

Exemplo 1: HF → ácido fluorídrico

Exemplo 2: HCl → ácido clorídrico

Exemplo 3: HBr → ácido bromídrico

OXIÁCIDOS

São ácidos que possuem oxigênio na sua fórmula.

Assim como os hidrácidos, os oxiácidos possuem H no início de sua fórmula, mas cuidado! Diferente dos hidrácidos, os oxiácidos tem em sua terminação o sufixo **ICO**:

ÁCIDO + o nome do elemento + ICO

Como por exemplo, o H_2SO_4 , que é conhecido como ácido de bateria, é chamado de:

ÁCIDO SULFUR + ICO = ÁCIDO SULFÚRICO

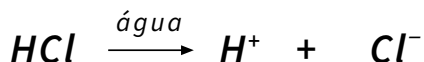
Outro exemplo é o H_2CO_3 , o ácido presente nos refrigerantes, é chamado de:

ÁCIDO CARBON + ICO = ÁCIDO CARBÔNICO

Agora que você já sabe reconhecer algum dos principais hidrácidos e oxiácidos, é importante que você saiba fazer a **equação de ionização**.

Lembre-se que, pela definição de Arrhenius, os ácidos inorgânicos em solução aquosa sofrem um processo de ionização, gerando o cátion H^+ .

Observe a equação:



Se você observar a fórmula acima, existe apenas um hidrogênio no composto HCl, ou seja, ocorrerá a saída deste único hidrogênio em forma de H⁺. Lembre-se sempre que, para cada hidrogênio que sai, a fórmula fica com uma carga negativa. Quando se é retirado o hidrogênio do composto HCl, o Cl fica com carga negativa.

Na equação de ionização, cada ácido da equação gera um ânion diferente. É importante que você saiba dar o nome destes ânions também. Vamos aprender?

Nós sabemos que **ÍDRICO** é a terminação para hidrácidos, e **OSO** e **ICO** são terminações para oxiácidos. Então, quando retiro o hidrogênio na ionização, favoreço a formação de ânion, com terminação **ETO**.

Exemplo 1

O HCl (ácido clorídrico) em meio aquoso vai perder o seu hidrogênio e vai formar o ânion **CLORETO**.

Exemplo 2

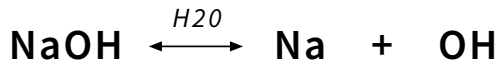
O H₂SO₄ (ácido sulfúrico) em meio aquoso vai perder o hidrogênio e vai formar o ânion **SULFATO**.

BASES

Diferente dos ácidos, as bases possuem substâncias com sabor amargo, capaz de tornar a pele lisa e escorregadia, além de alterar a coloração de certos corantes vegetais. Um exemplo presente no nosso cotidiano são os detergentes que utilizamos geralmente na cozinha.



De acordo com Arrhenius, base é qualquer composto que em meio aquoso se dissocia ionicamente, liberando como ânions exclusivamente íons OH^- , que chamamos de **hidroxila**.



Dissociação iônica que liberam ânions OH^-

Bases inorgânicas são excelentes condutores de energia em meio aquoso e ótimas para neutralizar os ácidos. Além disso, nós podemos utilizar o pOH (potencial hidroxiliônico) para medir em uma escala de 8 a 14 o nível de basicidade de determinada substância. Lembrando que, quanto mais hidroxilas presentes em solução, mais básica a substância é considerada.

NOMENCLATURA DAS BASES

O nome das bases pode ser obtido da seguinte forma:

Hidróxido + de + cátion

Exemplo 1: NaOH → hidróxido de sódio

Exemplo 2: Ca(OH)_2 → hidróxido de cálcio

Para saber o quanto um meio é ácido ou básico, utilizamos a escala de pH, elaborada levando-se em conta a quantidade de íons H^+ presentes no meio. Quanto maior a quantidade de H^+ , menor o pH e mais ácido o meio. Quanto menor a quantidade de H^+ , maior o pH e maior o caráter básico do meio. Abaixo na figura 5, temos a escala de pH.



Escala de pH

SAIS



Os sais são substâncias parecidas com os ácidos e as bases, pois também liberam íons em contato com a água. Somente a partir de uma neutralização de um ácido por uma base que o sal pode ser formado. Sendo assim, os sais são formados a partir de uma reação de neutralização de um ácido por uma base. Nessa reação, são liberados um sal e uma molécula de água. O sal é um composto feito de um ânion e um cátion diferentes de H^+ e OH^- .

NOMENCLATURA DOS SAIS

Para nomearmos o sal precisamos ficar atentos a reação, pois é nela que verificamos o nome da base e do ácido que formaram o sal. Veja os exemplos!

SAIS DE HIDRÁCIDOS

Para nomeá-los, vamos trocar o final **ÍDRICO** do ácido original pelo final **ETO**, conforme abaixo:

NOME DO ÂNION + sufixo **ETO** + DE + **NOME DO CÁTION**

Exemplo 1: NaCl → cloreto de sódio

Exemplo 2: CaCl_2 → cloreto de cálcio

SAIS COM NOX VARIÁVEL

Neste caso, a nomenclatura varia conforme o NOX da substância que o originou.

Elementos com NOX < 2

prefixo **HIPO** + **ELEMENTO** + sufixo **ITO** + DE + **NOME DO CÁTION**

Exemplo 1: KClO → hipoclorito de potássio

Exemplo 2: NaBrO → hipobromito de sódio

Elementos com NOX = 2

ELEMENTO + sufixo **ITO** + DE + **NOME DO CÁTION**

Exemplo 1: KClO_2 → clorito de potássio

Exemplo 2: CaSO_3 → sulfito de cálcio

Exemplo 3: $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ → nitrito de bário

Elementos com NOX = 3

ELEMENTO + sufixo **ATO** + DE + **NOME DO CÁTION**

Exemplo 1: KClO_3 → clorato de potássio

Exemplo 2: KCr_2O_7 → dicromato de potássio

Exemplo 3: Na_2SO_4 → sulfato de sódio

Elementos com NOX > 3

prefixo **PER** + **ELEMENTO** + sufixo **ATO** + DE + **NOME DO CÁTION**

Exemplo 1: $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \rightarrow$ perclorato de magnésio

Exemplo 2: $\text{NaBrO}_4 \rightarrow$ perbromato de sódio

Exemplo 3: $\text{KIO}_4 \rightarrow$ periodato de potássio

ÓXIDOS

São compostos binários, ou seja, formado por dois elementos, sendo o oxigênio o elemento mais eletronegativo.

Exemplo 1: CO

Exemplo 2: CO_2

Exemplo 3: NO



EI, SE LIGA!

Existe apenas um elemento mais eletronegativo que o Oxigênio. O nome dele é FLÚOR (Ex: OF; OF_2). Neste caso, estes elementos são chamados de FLUORETOS.

ÓXIDOS MOLECULARES

É todo o oxigênio ligado a metais!

AMETAL + O

Para escrever o nome do óxido basta seguir a regra:

PREFIXO + ÓXIDO DE + nome do elemento que acompanha o oxigênio

Exemplo 1: CO – Monóxido de Carbono

Exemplo 2: CO₂ – Dióxido De Carbono

Exemplo 3 - SO₃ – Trióxido de Enxofre

Exemplo 4 - Cl₂O₅ – Pentóxido De Dicloro

ÓXIDOS IÔNICOS

É todo oxigênio ligado a metais!

AMETAL + O²⁻

Neste caso, diferente dos óxidos moleculares, não vai ser preciso utilizar prefixos em sua nomenclatura, pois a formação do óxido depende da carga do cátion do elemento complementar. Em outras palavras, o oxigênio é ametal (ânion) e precisa estar ligado a um metal (cátion) para formar os óxidos iônicos, bem parecido com a ligação iônica, por isso os óxidos iônicos dependem da carga do cátion para a sua nomenclatura.

Exemplo 1: CaO – Óxido de Cálcio

Exemplo 2: Na₂O – Óxido de Cálcio

Exemplo 3 – Al₂O₃ – Óxido de Alumínio

15

Gases (Lei dos Gases)

Como nós sabemos, existem três tipos de estados físicos da matéria: sólido, líquido e gasoso. Iremos estudar agora o estado gasoso, que tem como característica uma forma e volume não definidos, assumindo o formato do recipiente. Se, por exemplo, soltarmos um gás na sala de aula, ele vai se dissipar totalmente por todo o espaço da sala.



Os gases são formados de partículas extremamente afastadas que estão em movimento contínuo, podendo sofrer altas compressões, como também expansões. Nós temos que considerar também as variáveis do estudo dos gases, que são:

TRANSFORMAÇÕES GASOSAS (LEI DOS GASES)

Nesta transformação gasosa, terá uma variável que é mantida constante enquanto as demais sofrem mudanças. Ao todo temos três tipos de transformações: Isotérmica, Isobárica e Isovolumétrica.

ISOTÉRMICA

Antes de falarmos um pouco sobre sua característica, precisamos entender sua definição. Isotérmica vem do grego, em que “iso” significa “igual” e “térmica” significa “temperatura”, ou seja, a transformação isotérmica se dá quando a temperatura permanece constante.

Quando a temperatura é mantida constante, a pressão e o volume tendem a variar. Mas cuidado! Quando a pressão aumenta, o volume diminui, ou seja, são inversamente proporcionais. A fórmula para calcular essa variação é:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

ISOBÁRICA

Neste tipo de transformação gasosa, a pressão será constante enquanto as outras variáveis – temperatura e volume – vão sofrer alterações. Quando há um aumento de temperatura, o volume irá se expandir, ou seja, a relação é diretamente proporcional. A fórmula para calcular a variação é:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

ISOVOLUMÉTRICA

Nesta transformação é o volume que permanece constante, enquanto a pressão e a temperatura irão sofrer mudanças. Neste caso, quando elevamos a temperatura do sistema, a pressão também irá aumentar, ou seja, a relação se

torna diretamente proporcional. A fórmula para calcular essa variação é:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Quando relacionamos as fórmulas das três transformações, nós obtemos a **equação geral dos gases**:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

UNIDADES

Algumas questões sobre gases podem aparecer com outras unidades. Neste caso, você precisa ficar atento com as transformações para ajustar a unidade correta.

PRESSÃO

UNIDADE	SÍMBOLO	EQUIVALÊNCIA
Pascal	Pa	$1 \text{ N.m}^{-2} = 1 \text{ kg.m}^{-1}.\text{s}^{-2}$
Atmosfera	atm	$101325 \text{ Pa} = 101325 \text{ N.m}^{-2}$
Bar	bar	10^5 Pa
Torr	Torr	$(101325/760) \text{ Pa} \sim 133,323 \text{ Pa}$

TEMPERATURA

UNIDADE	SÍMBOLO	EQUIVALÊNCIA
Celsius	°C	0°C
Kelvin	K	273,15K
Fahrenheit	F	32°F

VOLUME

UNIDADE	SÍMBOLO	EQUIVALÊNCIA
Metro cúbico	1m ³	1000 L
Decímetro cúbico	1dm ³	1 L
Centímetro cúbico	1cm ³	1 mL

CONVERSÃO DE TEMPERATURA

Para converter uma temperatura T_c em °C, em uma temperatura absoluta T em K, utiliza-se a seguinte relação:

$$T \text{ (K)} = T_c \text{ (°C)} + 273,15$$

Para converter uma temperatura T_c em °C, em uma temperatura T_f em °F, pode-se usar a relação:

$$T_f \text{ (°F)} = T_c \text{ (°C)} \times \frac{9}{5} + 32$$



PARÓDIAS

Acesse o QR CODE e para ouvir
as melodias das músicas



<https://soundcloud.com/quimicaemtom>

1 Paródia sobre a História da Química

Artista/banda: Pitty
Música: Máscara

Diga

O que é a alquimia
Foi em 300 anos antes de cristo
Que começou em Alexandria
Diga, o que querem os alquimistas
A pedra filosofal ou elixir da vida
Pra ter vida eterna e curar o mal

E nessa busca pela transmutação
Foram descobertas vários meios, várias técnicas,
Elementos e propriedades
Alquimistas ou bruxos?

O importante é vida eterna
Buscar a pedra, filosofal, sempre
Buscar sempre a pedra
Filosofal, filosofal

Ter o elixir da, vida eterna, ahh
Ter o elixir, o elixir, o elixir.

(Repete tudo)

2 Paródia sobre as Transformações Químicas e Físicas

Artista/banda: Anitta
Música: Bang

Vem na transformação da matéria pra saber
Ela pode ser química e física
An an, an an, an an

Vem, vem, na transformação física
Sua identidade não vai alterar
A água vai continuar sendo água mesmo se for gelo
Então vem, vem, na transformação química
Sua identidade vai alterar (sim)
Há formação de um novo material, que legal
E, quando mudar de cor ou se forma um gás
você já sabe que é transformação química
E, quando um vidro se quebra ou apenas faz sol
cê sabe é transformação física

Vem na transformação da matéria pra saber
Ela pode ser química e física
An an, an an, an an

3 Paródia sobre os Números Quânticos

Artista/banda: Natiruts
Música: Natiruts Reggae Power

Aprender número quântico
É muito fácil e vou te provar
Basta saber que só existem 4
E com eles tu vai saber localizar
Número quântico principal
Secundário e o orbital
E por último vem o spin
E com ele tu vai conseguir emparelhar

Então bora
O principal é representado pelas camadas
E agora
O secundário só precisa do seu subnível
Em 1 orbital, você tem que saber
Apenas 2 elétrons ele vai receber
O spin representa a rotação do elétron
E tá sempre atraindo e repelindo

Refrão

Ôh oh oh ohhhh
Números quânticos é bom sim sinhô!
Oh oh oh ohhh
Basta saber, são 4 números

4 Paródia sobre os Estados Físicos da Matéria

Artista/banda: Adriana Calcanhotto
Música: Fico Assim Sem Você

Vamos estudar a água, ela tem três estados
Sólido, líquido e gasoso
O sólido tem forma, o volume é constante
Preste bem atenção

Já o líquido não é assim
A forma é a gente que faz
Seu volume é imutável
Apenas muda sua forma
Não confunda os dois assim
Nada é definido no estado gasoso
Não tem forma alguma
As moléculas afastadas
Sempre umas das outras
Em movimento contínuo
Agora vamos estudar
Quando o sólido vai derreter
Com a fusão vai virar puro líquido
E se o líquido quer gás se fazer
Vaporização é o processo
Por que? Por que?

(Repete tudo)

5 Paródia sobre Solubilidade

Artista/banda: Skank
Música: Vamos Fugir

Vamos estudar
Solubilidade
E a solução
É dividida em duas partes
O soluto e o solvente

O soluto é pouco
O solvente é abundante
E vai ajudar
A dissolver o meu soluto
Presente na minha solução

O solutos são:
Pouco solúvel e insolúvel
Mas não se esqueça que ainda tem mais um:
O solúvel
O solúvel
Que dissolve fácil em solvente
Vamos estudar
Solubilidade
E sempre lembrar
Da regra geral
Que semelhante dissolve semelhante
A polaridade influencia
E com a temperatura varia
O polar com polar
Todo mundo está feliz
Sal na água respectivamente
Soluto e solvente

(Repete tudo)

6 Paródia sobre Misturas

Artista/banda: MC Kevinho
Música: Olha a Explosão

Essa mistura é homogênia, é heterôgênia
Olha quantas fases a substância apresenta

Essa mistura é homogênia, é heterogênia
Olha quantas fases a substância apresenta
Olha quantas fases a substância apresenta
Tem uma só fase é homogênia, meu irmão
Agora que são duas é heterogênia, então

Olha o misturão
Quando dissolvo açúcar na água mermão
Quando dissolvo café na água mermão
Quando dissolvo sal na água mermão
Esse misturão é homogêneo irmão
Olha que quando misturo óleo e água mermão
Quando eu misturo areia na água mermão
Quando misturo o ferro na água mermão
Esse misturão é heterogênio irmão

(Repete tudo)



7 Paródia sobre Atomicidade

Artista/banda: Anitta

Música: Show das Poderosas

Prepara, que agora é hora
De estudar o átomo
Que só é formado
Por pequenas partículas
Então vamos lá
Entender sua estrutura
Que é dividida
Em duas partes:

Na eletrosfera temos apenas elétrons
No núcleo temos prótons e nêutrons, eu sei
O elétron (-), próton (+) e nêutron nulo
Vai formar o átomo
E você vai ver

O elétron (-) gira ao redor, do núcleo
Que tem carga igual o próton, positivo
E na tabela periódica:
Número atômico é Z
E o de massa é A

8 Paródia sobre Tabela Periódica

Artista/banda: MC Biel
Música: Química

A química é louca
É paranormal
Do além, do além
Eu decifro a tabela
Sem ter manual
Vem que vem, vem que vem
Liguei pra Mendeleiev e deu caixa postal
Porque eu me esqueci
Terei que acreditar no meu potencial,
Deu mal!


Quem criou foi Mendeleiev
Os elementos juntou
E para facilitar
Ele em grupos separou
Família é vertical
Período é horizontal
Número atômico é Z
E o de massa é A

Refrão

Então,
Pra estabilizar
Vão te que ligar
Igual a um gás nobre vão ter que ficar
Quando um átomo é nêutro,
o número de prótons é igual ao de elétrons
1 Família 1A metais alcalinos,
2A alcalinos terrosos
Grupo de 3 a 12 é a família B,
metais de transição
E um tal de hidrogênio que eu vou te contar
Ele é uma exceção

9 Paródia sobre Distribuição Eletrônica

Artista/banda: Nego do Borel
Música: Você Partiu Meu Coração



Você sabe a distribuição? (A distribuição)
Se não souber não tem problema não
Que agora eu vou mostrar então
Um pedacinho de cada nível (nível de energia)
Foi Linus Pauling que criou
E organizou em ordem cres-cen-te e
De energia pra tornar
Tudo mais fácil pra gente (e agora vai ficar)

Nessa ordem é 1s, é 2s, é 2p
E depois vem o 3s, o 3p e o 3d
4s, 4p, 4d e 4f também
E o 5 é igual ao 4
Não tem como se esquecer
Já achou que acabou?
Já tem mais pra você
6s, 6p, e o 6d
O 7 só tem o “s” e o “p”.

Você sabe a distribuição? (A distribuição)
Se não souber não tem problema não
Que agora eu vou mostrar então
Um pedacinho de cada nível (nível de energia)

10 Paródia sobre Ligações Químicas

Artista/banda: Tchakabum
Música: Onda Onda (Olha a onda)

Vou te ensinar, como que se faz uma ligação
Se ligue agora nessa explicação
Vai ser um 10 na sua avaliação
São 4 tipos, uma é covalente e tem mais três
Iônica, dativa e metálica
Então vamos aprender de uma vez

Refrão

Olha a ligação iônica! (4x)

Vai ser metal com ametal, vai transferir, estabilizar (2x)

O metal só vai perder, o ametal receber
O meu só vai perder, vai formar o cátion pra estabilizar com o
ametal (2x)

Na covalente vai ter, que compartilhar
Ametal com ametal, pra se estabilizar (2x)

Na ligação metálica, é metal com outro metal! (3x)
Olha a dativa, é um compartilhamento especial (3x)

(Repete tudo)

11 Paródia sobre Condutividade dos Materiais

Artista/banda: Los Hermanos
Música: Anna Júlia

Quem será capaz de conduzir?
Corrente elétrica
Ter que ver o sal assim
Sozinho ou com água
Saber que só vai ter condução
Se houver dissolução
Do meu cloreto em solução aquosa
O Na é meu cátion
O Cl, meu ânion
E eles vão se se-pa-rar...

Refrão

É a ligação iônica ahhh aahh
Quem será capaz de conduzir?
Corrente elétrica
Ter que ver o açúcar assim
Sozinho ou com água
Saber que não vai ter condução
Nem há dissolução
Do sacarose em solução
Puramente aquosa
Ele é molecular
E não vai apresentar
Nenhuma carga elé-tri-ca...

Refrão 2

É a ligação covalente ahhh aahh

(Repete tudo)

12 Paródia sobre a Geometria Molecular

Artista/banda: Cássia Eller
Música: O Segundo Sol

A gente agora vai estudar
Um pouco sobre a geometria molecular
Presta bem atenção no que vou falar
É a posição dos átomo no espaço, então nunca se esqueça

A geometria vai ser linear
Apenas com moléculas diatômicas
Essas moléculas vão apresentar
Apenas uma ligação e somente dois átomos, em sua estrutura

Não se esqueça das nuvens eletrônicas
Elas estão ali e influenciam na minha geometria

Mas você pode ter certeza
Com três nuvens e dois ligantes é angular ah
Com três nuvens e três ligantes vai apresentar uma geometria
trigonal, se liga então
Eu só queria te contar
Que com três ligantes e quatro nuvens vai apresentar uma
geometria piramidal, irmão

Explicação, tem sim explicação
Explicação... tem sim explicação...
Explicação...

(Repete tudo)



13 Paródia sobre Chuva Ácida

Artista/banda: Aldair Playboy

Música: Amor Falso

Abre o jogo, acabou
Chega de combustível fóssil
Vai pro ar, vai deixar
A minha chuva ácida
Na presença de ácido sulfúrico
Que logo vai baixar pra 5, o meu pH

Refrão

E parabéns pra você
Que não deixou formar
óxido de enxofre no meu ar
Obrigado,
Agora não tem pH ácido
E parabéns pra você
Que não deixou formar
óxido de enxofre no meu ar
Obrigado,
Agora não tem pH ácido

(Repete tudo)

14 Paródia sobre Gases

Artista/banda: Jammil
Música: Tchau, I Have To Go Now

Tchau, I have to go now
I have to go now
Tchau

Eu queria ficar
Mas só que hoje não dá
Amanhã eu tenho prova
Tenho que sentar e estudar
O conteúdo é gases, e eu vou ter que saber
As suas variáveis, e vou precisar converter
Os gases são formados de partículas afastadas
Que estão sempre em movimento contínuo
E podem até sofrer altas compressões e expansões
E podem ter apenas uma variável constante

São três transformações, uma é isovolumétrica
Outra é isobárica e outra é isotérmica

Tchau, i have to go now
I have to go now
Tchau!

(Repete tudo)

Este livro apresenta propostas de Paródias Musicais para professores do Ensino Básico, licenciandos, alunos e interessados na temática. O conteúdo é dividido em duas partes, sendo a primeira uma base teórica e a segunda parte sendo a prática. Dentro dele você encontrará pequenos resumos que foram pensados e desenvolvidos alinhados ao currículo escolar de Química referentes ao 1º ano do Ensino Médio. Nas paródias são utilizadas músicas contemporâneas do conhecimento do aluno, facilitando assim a associação com o conteúdo e a música. A obra propõe uma contextualização incorporada aos textos, sendo complementada com o uso da metodologia ativa (linguagem musical), podendo ser facilmente executada acessando o QR-Code localizado no fim deste livro.