



LABORATÓRIO DE FORMAÇÃO GERAL (LABFORM) - 14º CICLO DE ATIVIDADES

1ª SÉRIE

Disciplina: Matemática

Professor: Daniel Frota

Orientações: Leia as orientações abaixo

FATORAÇÃO ALGÉBRICA

Fatorar significa transformar uma adição ou subtração em uma multiplicação. Neste material vamos estudar os principais casos de fatoração. Acompanhe as vídeos aulas listadas abaixo e mãos a obra.

Parte 1: <https://www.youtube.com/watch?v=gpLUtjncoSo>

Parte 2: https://www.youtube.com/watch?v=HQpjix_aeE

1 – FATOR COMUM

Aplicando a propriedade distributiva no produto $a \cdot (x + y)$ temos:

$$a \cdot (x + y) = ax + ay$$

Daí, fatorando $ax + ay$, temos:

$$a \cdot x + a \cdot y = a(x + y)$$

Dizemos então que o fator comum **a** foi posto *em evidência*

2 - AGRUPAMENTO

Observe a fatoração da expressão abaixo:

$$ax + ay + bx + by$$

Note que na expressão podemos escolher “**a**” e “**b**” como fatores comuns. Então, pondo em evidência temos:

$$a \cdot (x + y) + b \cdot (x + y)$$

Perceba que na expressão acima temos $(x + y)$ como um novo fator comum que podemos agrupa-los colocando em evidência:

$$(x + y) \cdot (a + b)$$

3 – DIFERENÇA DE DOIS QUADRADOS.

$$a^2 - b^2 = (a + b) \cdot (a - b)$$



4 – TRINÔMIO QUADRADO PERFEITO.

$$a^2 + 2ab + b^2 = (a + b)^2$$

$$a^2 - 2ab + b^2 = (a - b)^2$$

5 – SOMA DE DOIS CUBOS.

$$a^3 + b^3 = (a + b) \cdot (a^2 - ab + b^2)$$

6 – DIFERENÇA DE DOIS CUBOS.

$$a^3 - b^3 = (a - b) \cdot (a^2 + ab + b^2)$$

EXERCÍCIOS

1. Siga o modelo e fature as expressões:

$$3a + ba = a(3 + b)$$

a) $5a + ba$

b) $am + an$

c) $xa + xb + xc$

d) $ax + a$

e) $ab + bc + abc$



2. Simplifique as frações fatorando o denominador e o numerador.

a) $\frac{3a+5b}{6a+10b}$

b) $\frac{3x+3y}{8x+8y}$

3. Fatore por agrupamento as seguintes expressões:

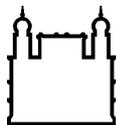
a) $a^2 + ab + ac + bc$

b) $ax - bx + ay - by$

4. Fatore as expressões abaixo usando a diferença de quadrados:

a) $a^2 - 25b^2$

b) $4x^2 - 1$



Ministério da Saúde

FIOCRUZ

Fundação Oswaldo Cruz



5. Fatore completamente as expressões abaixo:

a) $x^4 - 2x^2 + 1$

b) $5a^2 - 10a + 5$

6. Se $xy = 6$ e $x + y = 7$, quanto vale $x^2y + y^2x$?

“A matemática é o alfabeto com o qual Deus escreveu o universo”
Galileu Galilei

Disciplina: Química

Professor: Tânia Câmel

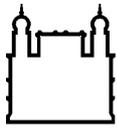
Orientações: Leia o que é orientado abaixo:

*Prezados alunos, espero que estejam bem junto aos seus queridos.
Nessa atividade vamos iniciar um novo tópico do programa: Classificação periódica.
A classificação é comumente reduzida à Tabela Periódica.
Vamos conhecer um pouco da história da classificação.*

Leia o texto a seguir com bastante atenção. Esse texto é um resumo do texto publicado na Folha de São Paulo em 13/06/1999

Quando eu era menino, dizia-se que existiam 92 elementos. Eram todos diferentes e podiam combinar-se com outros elementos para formar milhões de com compostos. Eram os "blocos básicos dos quais era feito o universo". Sabia-se, ou desconfiava-se, que existiam parentescos entre alguns deles - o estanho e o chumbo, por exemplo, eram metais mais ou menos moles, fáceis de derreter, enquanto o cobre, a prata e o ouro eram metais "de cunhagem" e podiam ser transformados em lâminas tão finas que transmitiam luz verde ou azul.

Mas acho que nunca me ocorreu que todos os elementos pudessem ser aparentados até que, aos 12 anos de idade, fui ao grande Museu de Ciências, em South Kensington (recém-reaberto após a Segunda Guerra Mundial), e vi uma estante enorme, a Tabela Periódica pendurada no alto da escadaria, com os símbolos dos elementos organizados numa grade complexa de "períodos" horizontais e "grupos" verticais. Ver a tabela foi uma das grandes experiências formadoras de minha infância e, com toda a força da sabedoria revelada, me fez enxergar a beleza da ciência. A tabela periódica parecia ser tão econômica e simples: tudo, os 92 elementos, reduzido a dois eixos - e, no entanto, ao longo de cada eixo, via-se a sequência



ordenada de diferentes propriedades. Pude intuir é profundo conhecimento que fora necessário para construir a tabela; mas, ao mesmo tempo, essa não me pareceu ser algo construído pelo homem, e sim uma realidade criada pela própria natureza.

Átomos, moléculas e confusões

A química começou a deixar para trás suas raízes alquímicas no século 18, em parte com a descoberta de grande número de novos elementos. Entre 1735 e 1826, nada menos do que 40 novos elementos foram acrescentados aos nove conhecidos na Antiguidade (cobre, prata, ouro, ferro, mercúrio, chumbo, estanho, enxofre e carbono) e aos quatro ou cinco descobertos durante a Idade Média (fósforo, arsênio, antimônio, bismuto e zinco). Com a descoberta acelerada de tantos novos elementos, todos os químicos passaram a se defrontar, forçosamente, com determinadas perguntas: quantos elementos existiam? Havia algum limite a seu número (nesse ponto entravam considerações teológicas: será que Deus, em sua divina economia, não teria utilizado o menor número possível de elementos? Ou será que ele, em sua generosidade divina, não teria usado o maior número possível?)? Será que todos os elementos eram aparentados, de alguma maneira? E, se isso fosse fato, como poderiam ser classificados?

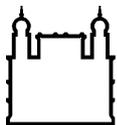
Determinados parentescos entre elementos eram reconhecidos: o cloro, o bromo e o iodo - todos coloridos, voláteis e fortemente reativos - pareciam formar uma "família" natural de elementos, os "halogênios". O cálcio, o estrôncio e o bário, os chamados "metais alcalino-terrosos", formavam outra família, a dos metais de um tipo extremamente incomum: leves, moles, facilmente incendiáveis (todos queimavam com chamas brilhantemente coloridas) e intensamente reativos à água.

Em 1817, o químico alemão Dobereiner (amigo e professor de química de Goethe) observou que as massas atômicas dos metais alcalino-terrosos formavam uma série, na qual a massa atômica do estrôncio ficava a meio caminho entre as do cálcio e do bário. Mais tarde, ele descobriu que outras tríades desse tipo - lítio, sódio e potássio; enxofre, selênio e telúrio; cloro, bromo e iodo etc. - formavam sequências semelhantes de massa atômica. E também havia uma espécie diferente de tríades - ferro, cobalto e níquel; ósmio, irídio e platina etc. - nas quais os elementos possuíam propriedades semelhantes, mas massas atômicas quase idênticas.

Uma vez que Dobereiner chamara atenção para sua existência, essas tríades levaram muitos químicos a concluir que a massa atômica deveria representar uma característica fundamental de todos os elementos, relacionada estreitamente, embora de maneira ainda pouco conhecida, a suas propriedades físicas e químicas.

Mas ainda reinava uma confusão extrema com respeito a certos pontos básicos: confusão entre átomos e moléculas (eram as moléculas) de um elemento que estavam fisicamente presentes, mas seus átomos que se envolviam em interações químicas) e confusão sobre os poderes combinatórios (ou valências) dos diferentes átomos -e, em consequência disso, muitas massas atômicas aceitas como fato estavam erradas. O próprio Dalton, criador da hipótese atômica, cometeu erros nesse ponto, supondo, por exemplo, que a fórmula da água fosse HO e não H₂O, o que o levou a atribuir ao oxigênio uma massa atômica que era metade do valor correto. A confusão era ainda pior com os compostos mais complexos. Na década de 50, chegaram a ser propostas 20 fórmulas diferentes para o ácido acético.

Finalmente, em 1860, foi realizada em Karlsruhe a primeira conferência internacional de químicos da história, com o objetivo de esclarecer a confusão em torno dos átomos,



moléculas, massas atômicas e valências, e a proposta de Cannizarro, apresentada com argumentos belíssimos, foi aceita, levando a um consenso. Finalmente, com massas atômicas corrigidas e uma ideia clara da valência, estava aberto o caminho para uma classificação abrangente dos elementos.

É um exemplo notável de sincronicidade o fato de que ao longo da década seguinte foram criadas nada menos do que seis classificações desse tipo, todas baseadas na descoberta da periodicidade. De Chancourtois, na França, Newlands e Odling, na Inglaterra, Meyer, na Alemanha, Hinrichs, nos EUA, e Mendeleiev, na Rússia, todos observaram que, se os elementos fossem organizados em ordem de massa atômica crescente, tornava-se evidente a existência de uma periodicidade de propriedades químicas e físicas.

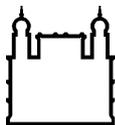
O primeiro a dar-se conta disso foi o mineralogista francês De Chancourtois, 18 meses após a reunião de Karlsruhe. Ele o ilustrou, com 24 elementos, inscrevendo os elementos numa hélice traçada na superfície de um cilindro, de modo que os elementos com propriedades semelhantes se encaixassem um debaixo do outro. Mas, por várias razões - uma das principais foi o fato de a "Comptes Rendus" não ter publicado seu diagrama da hélice -, o sistema de De Chancourtois, sua "vis tellurique", foi completamente ignorado. Os quatro outros sistemas periódicos divulgados na década de 1860 tiveram destino semelhante, de modo que hoje falamos em Mendeleiev como o descobridor ou originador único do sistema periódico. Mas não há dúvida de que o sistema de Mendeleiev era de longe o mais abrangente e mais profundamente pesquisado, e que, com sua enorme audácia, ousou traçar previsões detalhadas sobre elementos ainda desconhecidos, coisa que nenhuma das outras classificações se aventurara a fazer.

DOIS NOVOS ELEMENTOS

Dois novos elementos químicos 'superpesados' foram obtidos artificialmente por pesquisadores do laboratório Nacional Lawrence Berkeley, nos Estados Unidos. Eles obtiveram átomos de 118 prótons com a fusão de átomos de criptônio e de chumbo. Após menos de um milésimo de segundo, ele se transformou em um outro elemento, de 116 prótons. Os elementos ainda não foram batizados.

Dimitri Mendeleiev (cujo nome e cujo rosto barbudo e selvagem eram conhecido de todos os estudantes secundaristas de minha época) era uma figura de proporções heróicas, um homem de interesses enciclopédicos. Como observou um de seus alunos, suas aulas eram "repletas de excursões nos campos da mecânica, física, astronomia, cosmogonia, meteorologia, geologia, fisiologia - tanto vegetal quanto animal, agricultura e até mesmo em ramos da aeronáutica e artilharia". Era o principal conselheiro científico russo e tinha estreito envolvimento com a indústria e a agricultura de seu país, em setores que incluíam os do carvão mineral, petróleo, queijo e cerveja. Escreveu o texto de química mais vívido e de leitura mais prazerosa jamais publicado, "Os Princípios da Química".

Seu interesse pela classificação remetia a sua época de estudante, quando se sentiu especialmente atraído pela taxonomia de animais, plantas e minerais; e foi então, a partir de 1854, que começou a refletir sobre os métodos possíveis de classificação dos elementos químicos. Havia, na época, 65 elementos conhecidos e milhares de compostos. Alguns deles eram conhecidos em grande detalhe, mas faltava qualquer princípio organizador global. (Alguns elementos, de fato, pareciam ser quase impossíveis de enquadrar em categorias. O tálio, por exemplo, era semelhante ao chumbo, sob alguns aspectos, à prata, em outros, ao



alumínio, em outros, e ao potássio, em ainda outros.) Mendeleiev havia participado da conferência de Karlsruhe, em 1860, e ficara fascinado pelos novos conceitos de massa atômica, que prometiam a possibilidade de criar uma classificação como a que ele sonhara.

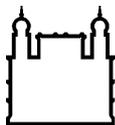
Com as massas atômicas antigas, anteriores a Karlsruhe, era possível obter, como fez Dobereiner, um senso das tríades ou grupos locais, tais como o potássio 39, rubídio 85, célio 133, no caso dos metais alcalinos, ou do cálcio 20, estrôncio 44 e bário 68, no caso dos metais alcalino-terrosos. Foi apenas quando Cannizzaro demonstrou que as massas atômicas corretas do cálcio, estrôncio e bário eram 40, 88 e 136 que ficou claro quão próximos esses eram do potássio (39), rubídio (85) e célio (133). Foi essa proximidade, além da proximidade das massas atômicas dos halogênios - cloro (35,5), bromo (80) e iodo (127), que levou Mendeleiev, em 1868, a traçar uma pequena grade bidimensional justapondo os três grupos:

Cl 35,5 K 39 Ca 40 Br 80 Rb 85 Sr 88 I 127 Cs 133 Ba 136

Então, ao perceber que a disposição dos três grupos de elementos em ordem de massa atômica produzia um padrão - um halogênio seguido por um metal alcalino, seguido por um metal alcalino-terroso, que se repetia, foi que Mendeleiev pressentiu que esse padrão provavelmente era um fragmento, de um desenho maior, chegando à ideia da existência de uma periodicidade abrangente que governa todos os elementos: a lei periódica. A primeira pequena tabela de uma dúzia de elementos que Mendeleiev traçou teve que ser preenchida, depois alongada e expandida em todas as direções, como se preenche um jogo de palavras cruzadas, e para isso foi preciso fazer algumas especulações ousadas. Mendeleiev perguntou que elemento era quimicamente próximo dos metais alcalino-terrosos, mas possuía massa atômica que viria após a do lítio. Aparentemente, não existia nenhum elemento que se enquadrava nessa descrição. Ou seria ele o berílio, geralmente considerado trivalente, com massa atômica de 14,5? E se, em lugar disso, fosse bivalente - logo, com massa atômica não de 14,5, mas de 9? Nesse caso viria depois do lítio e se encaixaria com perfeição no espaço vazio. Baseando-se alternadamente em cálculos conscientes, em intuição e análise, em algumas semanas Mendeleiev concluiu a tabulação de 30 e poucos elementos em ordem de massa atômica ascendente - uma tabulação que vinha sugerir que ocorria uma recapitulação das propriedades a cada oito elementos. Finalmente, na noite de 16 de fevereiro de 1869, segundo se conta, ele teve um sonho no qual viu 61 dos 65 elementos dispostos numa grande tabela, inter-relacionados numa grade feita de fileiras horizontais e verticais. Ao acordar, pôs seu sonho no papel.

Essa primeira tabela, apresentada à Sociedade Química Russa duas semanas mais tarde, ainda seria consideravelmente revista nos anos seguintes, mas o padrão geral estava claro. O hidrogênio tinha seu período próprio e singular na posição mais alta, da tabela. A seguir, passava-se para o início do terceiro período, que começava com o sódio, análogo do lítio, o elemento acima dele. Procedendo dessa maneira, era evidente que cada período continha um septeto de elementos, cada um dos quais repetia as propriedades do elemento diretamente acima dele no período anterior. (Newlands, ao fazer a mesma observação, comparou essa repetição à repetição das oitavas na escala musical e a chamou de "a lei das oitavas".)

Foi a tabela revista, de 1871, que vi no Museu de Ciências em 1945 e que passou a ser encontrada em todos os livros didáticos e museus por um século. Ela tinha a forma de um retângulo largo, com grupos e períodos que formavam intersecções. Era a valência, em primeiro lugar, que determinava os grupos, desde o grupo 1, que continha os metais alcalinos, com valência 1, até o grupo 7, o dos halogênios, com valência 7. Achei especialmente belas as



amostras que o museu tinha dos elementos deste grupo: o vapor amarelo esverdeado do cloro, o líquido vermelho escuro, esfumaçado, do bromo, e os cristais quase negros e brilhantes do iodo, encimados por um leve vapor violeta. Finalmente, havia o grupo 8, que continha os metais ferrosos e os metais platinados.

A tabela podia ser lida verticalmente, passando de um grupo a outro. Era o que Dobereiner e os químicos anteriores a 1860 teriam feito. Mas também era possível lê-la horizontalmente, para ter uma ideia geral de cada período, do modo como as propriedades dos elementos mudavam com cada incremento de massa atômica, até que, de repente, o período chegava ao fim e nos víamos no período seguinte, em que todos os elementos recapitulavam as propriedades anteriores, com grande beleza. Era isso que nos dava a ideia global da tabela, da misteriosa realidade da grandiosa lei que ela encerrava.

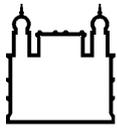
EXPERIÊNCIAS DRAMÁTICAS

Eu já tinha um pequeno laboratório meu, onde passara muitas horas, e devia ter visto versões pequenas da tabela de Mendeleiev em livros. Mas o fato de ver a imensa tabela periódica no museu, de ter me sentido extasiado com a visão e de tê-la realmente assimilado pela primeira vez, foi o que me fez passar de uma espécie de abordagem aleatória ou enciclopédica - colecionando todas as substâncias químicas que encontrava, fazendo todas as experiências possíveis - a um enfoque mais sistemático, explorando por conta própria as tendências dos elementos.

Uma experiência simples, muito dramática (e ligeiramente perigosa), consistia em colocar pequenos torrões dos metais alcalinos em água e observar como aumentava sua reatividade à medida que se elevava sua massa atômica. Era preciso fazê-lo com cuidado, usando pinças, e equipando-se (e aos convidados) com óculos de proteção. O lítio se movia lentamente pela superfície da água, reagindo com ela, emitindo hidrogênio, até acabar; um torrão de sódio se movia pela superfície emitindo um chiado forte, mas, se o torrão fosse pequeno, não pegava fogo; o potássio, pelo contrário, pegava fogo assim que tocava na água, queimando com uma, chama de cor violeta clara e expelindo glóbulos em todas as direções. O rubídio era ainda mais reativo, incendiando-se com uma chama vermelho-rubi, e o céσιο, conforme fui descobrir, explodia ao atingir a água, rompendo o recipiente de vidro. Depois de um experimento desses, nunca mais se esquecia das propriedades dos metais alcalinos.

A tabela periódica não chegava a nos informar as propriedades dos elementos, mas, como uma árvore genealógica, atribuía lugares certos a cada um deles. O divertido, para mim, era voltar atrás, partindo de seus lugares (como haviam feito Mendeleiev e Lothar Meyer), para ver como as propriedades variavam segundo seu lugar e para mapear a geografia dessas tendências, para meu próprio deleite. O tungstênio e o céσιο me fascinavam - um tão duro, denso, infusível e não reativo, e o outro intensamente reativo, muito leve, quase um líquido à temperatura ambiente.

Meu tio me mostrara esses dois. Ele usava ambos em sua fábrica de lâmpadas, ao lado do ácido forte que é o fluoreto de hidrogênio, usado para "perolizar" as lâmpadas. Agora eu podia ver os lugares que ocupavam o tungstênio, o céσιο e o flúor na tabela periódica e podia calcular por conta própria por que ocupavam esses lugares. Podia representar em gráficos os pontos de derretimento e as densidades do tungstênio e seus elementos afins, do céσιο e seus colegas. Podia traçar em gráfico as propriedades físicas e químicas de todos os elementos, contrapondo-os a suas massas atômicas, e obter os gráficos mais belos e sedutores, com picos



para os metais do grupo 1, leves e de átomos grandes, vales para os do grupo 8, densos e de átomos pequenos, e todos os intermediários, numa belíssima expressão gráfica da periodicidade.

Pelo que eu via, todas as propriedades concebíveis variavam periodicamente e eram ligadas, de alguma maneira, à massa atômica, mas o porquê de qualquer dos elementos possuir as propriedades que possuía, ou de tais propriedades se reapresentarem de maneira periódica, acompanhando a massa atômica, era um enigma total para mim, como o fora para Mendeleiev.

Embora a tabela original de Mendeleiev tivesse alguns erros e omissões, sua lógica e seu desenho eram tão claros que algumas singularidades se destacavam de imediato. Parecia haver dois espaços vazios entre o arsênio e o zinco. E o iodo e o telúrio pareciam estar invertidos, em termos de suas propriedades químicas.

Nos dois anos seguintes Mendeleiev dedicou longa reflexão a esses problemas (e outros), além de realizar vários experimentos em torno deles. Assim como mudara a posição do berílio, considerando incorretas sua valência e sua massa atômica supostas, ele audaciosamente mudou a posição de meia dúzia de outros elementos. Onde inicialmente estivera incerto sobre a suposta anomalia telúrio e iodo, passou a insistir que esses elementos têm lugares baseados em suas características químicas evidentes - o telúrio no grupo 6 e o iodo no grupo 7, pressupondo que acabaria por se descobrir que suas massas atômicas estavam erradas.

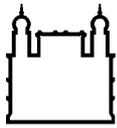
BOMBARDEIO DAS FOLHAS DE OURO

Em tudo isso Mendeleiev deu mostras de uma confiança tão grande em suas idéias que chegou a chocar alguns de seus contemporâneos (Meyer, por exemplo, achava monstruosa a idéia de se mudar massas atômicas simplesmente por não se encaixarem nas previsões).

Sua maior aposta foi reservada aos vários espaços vazios em sua tabela, pois, conforme anunciou, esses eram os espaços ocupados por elementos "ainda desconhecidos". Ademais, Mendeleiev afirmou que, fazendo uma extrapolação a partir das propriedades dos elementos situados acima e abaixo de cada desconhecido (e também, até certo ponto, daqueles situados de cada lado dele), seria possível traçar previsões seguras quanto às propriedades desses elementos desconhecidos. E foi exatamente isso que fez, prevendo com grande minúcia um novo elemento que seguiria o alumínio no grupo 3 (ele o chamou de "eca-alumínio", usando a palavra em sânscrito que significa "o seguinte"): seria, previu, um metal semelhante à prateado, com densidade 6,0 e massa atômica 68.

Quatro anos mais tarde, em 1875, foi encontrado um elemento exatamente assim: o gálio. Mendeleiev também previu a existência do "eca-boro" e do "eca-silício", e também esses não demoraram a ser descobertos (sendo batizados por seus descobridores patriotas de escândio e germânio). Mendeleiev previra sua aparência, propriedades químicas, densidades e massas atômicas com precisão quase total. Foi essa capacidade de prever elementos de maneira tão detalhada que convenceu muitos de seus colegas químicos de que seu sistema não era uma simples ordenação arbitrária dos elementos, "superficial e ilusória", e sim uma expressão da realidade, "um sistema natural", nas palavras do próprio Mendeleiev.

Dois grupos de elementos apresentavam desafios especiais. Eram os elementos transitórios, como acabariam por ser conhecidos - que incluíam o vanádio, o tungstênio, o ósmio e o tântalo, elementos que tinham sido os favoritos de Mendeleiev nos anos 1850, além



de elementos comuns, como o ferro e o níquel -, e os chamados elementos “terras raras”. Nenhum desses grupos parecia encaixar-se nas oitavas bem delimitadas dos períodos anteriores.

A solução encontrada por Mendeleiev para os elementos de transição foi criar para eles subgrupos nos períodos posteriores, mas ela tinha a desvantagem de causar um amontoamento desordenado na tabela e situar elementos muito díspares uns ao lado de outros (por exemplo, os metais “de cunhagem”, do grupo 1, ao lado dos metais alcalinos).

O problema dos metais terrosos raros era ainda mais difícil. Apenas três ou quatro eram conhecidos quando Mendeleiev primeiro visualizou sua tabela, mas, à medida que o século avançava, foram sendo descobertos cada vez mais deles. O problema era que eram quase indiferenciáveis, em termos químicos, e todos possuíam a mesma valência, apesar de suas massas atômicas subirem de maneira regular. Parecia ser impossível acomodá-los no formato de grade da tabela, a não ser que, de algum modo, fossem todos colocados em um único espaço no período 6.

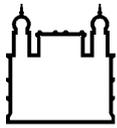
Os problemas trazidos à tona por esses elementos - dez elementos de transição em cada um dos períodos 4, 5 e 6, e, além disso, (como acabou ficando claro), 14 elementos terrosos raros no período 6 - obrigaram Mendeleiev e outros a testar formatos diferentes de tabela - formas “longas”, helicoidais, piramidais etc, que, em certo sentido, conferiram a ela “dimensões” adicionais que podiam incluir espaço para os elementos de transição e terrosos raros. Durante a vida de Mendeleiev foram publicadas quase cem tabelas desse tipo.

Se os químicos do século 19 se surpreendiam continuamente ao descobrir cada vez mais elementos terrosos raros, seu espanto não foi nada comparado ao que sentiram na década de 1890, quando foi descrita uma família inteira de novos elementos, a dos gases nobres, ou inertes.

O próprio Mendeleiev não fizera idéia de sua existência e, de início, os viu com ceticismo (inicialmente, pensou que o argônio, o primeiro a ser descoberto, não passasse de uma forma mais pesada de nitrogênio). Mas, com a descoberta dos outros - hélio, neônio, criptônio, xenônio e, finalmente, radônio - ficou claro que formavam um grupo periódico perfeito. Outros grupos de elementos demonstravam possuir analogias; também os gases nobres eram absolutamente idênticos, idênticos em sua incapacidade de formar compostos; aparentemente, tinham valência zero. Então Mendeleiev acrescentou aos oito grupos da tabela um grupo final, o grupo zero.

Com os gases nobres em seus devidos lugares, destacava-se o número de elementos em cada período: dois (hidrogênio e hélio) no primeiro, oito no segundo e terceiro, oito “típicos” e dez “de transição”, num total de 18, nos quarto e quinto períodos, oito mais dez mais 14 elementos terrosos raros no sexto período, ou seja, 32. 2, 8, 8, 18, 18 e 32 - eram esses os números mágicos. Mas o que significavam esses números misteriosos? E qual era, em termos mais amplos, a base das propriedades químicas?

Mendeleiev voltava constantemente a essas questões, falava no “mundo invisível dos átomos químicos” e esperava encontrar uma explicação da tabela periódica ao nível atômico. Ele ansiava por uma nova “mecânica química”, uma mecânica atômica comparável à mecânica clássica de Newton. No entanto, podemos nos indagar o que ele teria pensado da forma que a



revolução acabou por assumir de fato, após sua morte -uma forma totalmente não-newtoniana, que pedia conceitos totalmente inimagináveis em termos de mecânica clássica.

Mendeleiev estava na casa dos 80 anos quando tomou conhecimento da radiatividade, da transmutação e dos elétrons. Tudo isso o perturbava - para ele, assim como para Dalton, os átomos eram pequenas esferas indivisíveis, imutáveis e indestrutíveis. Ele sentia que havia uma aritmética essencial que operava no reino atômico invisível, uma aritmética feita de números inteiros, que ele via como sendo incompatível com a existência de elétrons, ou qualquer coisa menos integral do que o átomo.

A nova visão da constituição interna dos átomos surgiu em 1911, quatro anos apenas após a morte de Mendeleiev, quando Rutherford (ao bombardear folhas de ouro com partículas alfa e constatar que, muito de vez em quando, uma delas era desviada de volta) inferiu que o átomo deveria ter uma estrutura semelhante a um sistema solar em miniatura, com quase toda sua massa concentrada no núcleo minúsculo, muito denso, positivamente carregado, e cercado, a grande distância, por elétrons relativamente isentos de massa - o átomo nuclear. Tal átomo, se fosse regido pelas leis da mecânica clássica, não seria estável; seus elétrons perderiam energia à medida que orbitassem, e, cedo ou tarde, mergulhariam no núcleo pesado. No entanto, a própria essência dos átomos era sua absoluta estabilidade.

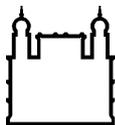
Trabalhando com Rutherford em 1912, Bohr tinha plena consciência disso e da necessidade de uma abordagem radicalmente nova. Ele a encontrou na teoria quântica. Os estudos feitos por Planck da radiação do calor e os de Einstein com o efeito fotoelétrico tinham indicado que a energia eletromagnética -luz, radiação- não era contínua, mas emitia ou absorvia em pacotes distintos, ou "quanta". Num salto espantoso, Bohr ligou esses conceitos ao modelo do átomo proposto por Rutherford e com a natureza muito conhecida, mas antes inexplicável, dos espectros óticos -o fato de que eles não apenas eram característicos de cada elemento, mas consistiam em uma multidão de linhas -ou frequências finas e distintas. Todas essas considerações foram reunidas no átomo de Bohr, no qual se considerava que os elétrons ocupavam uma série de órbitas, ou cascas, de energias diferentes, em torno do núcleo. Bohr falava dessas órbitas como sendo 'estados estacionários' dotados de uma "estabilidade peculiar, mecanicamente inexplicável", que podia ser conservada por bilhões de anos.

Embora não existisse difusão energética do átomo nesses estados estacionários, poderia havê-lo (se, por exemplo, o átomo fosse irradiado) -um salto de elétrons de um nível energético a outro, acompanhado pela emissão ou absorção de um quantum de energia.

Bohr divulgou seu modelo do átomo na primavera de 1913, e alguns meses mais tarde Moseley, usando raios X (que tinham comprimento de onda muito menor) em lugar de luz visível, constatou a existência de uma relação quase íntima entre a ordem dos elementos e seu espectro de raios X, que mudava de maneira simples e sistemática acompanhando a progressão dos elementos.

Esses espectros singulares de raios X, com seus incrementos distintos de frequência à medida que se passava de um elemento a outro, podiam ter correlação, pensou Moseley, com o número de cargas positivas no núcleo, e para isso era usada a expressão 'número atômico'.

Com números atômicos não havia brechas, frações ou irregularidades, como havia com as massas atômicas. Era o número atômico, e não a massa atômica, que determinava a ordem



dos elementos. E, com a substituição das massas atômicas por números atômicos na tabela periódica, desapareciam todas as anomalias inquietantes.

A ESCADA ATÔMICA

Ao fornecer assinaturas espectrais únicas para cada elemento, o método de Moseley permitia que qualquer brecha fosse vista de imediato e lhe permitiu "fazer a chamada dos elementos" - afirmar com confiança absoluta quantos existiam entre o hidrogênio e o urânio, que ordem deveriam ocupar e se ainda faltava algum para ser descoberto, mesmo entre os irritantes elementos terrosos raros.

Bohr sugeriu que havia uma sequência de configurações eletrônicas em cada período - um único elétron na casca externa dos elementos do grupo 1, dois elétrons no grupo 2 e assim por diante, até o máximo de oito elétrons nas cascas dos gases nobres. Ele acreditava que a grande estabilidade química desses gases podia ser interpretada como sendo devida à presença de uma casca "fechada", muito estável, de oito elétrons.

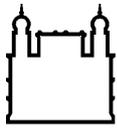
A valência e a reatividade química, os fatores que definiam os grupos de Mendeleiev, guardavam correlação exata com o número de elétrons de valência numa casca externa: com o máximo de oito elétrons de valência, o átomo era quimicamente inerte; com mais ou com menos, tenderia a ser mais reativo. Assim, faltava aos halogênios, que vêm logo antes dos gases nobres em cada período, um elétron em suas cascas cinéreas, fato que os tornava ávidos por agarrar um elétron (ou seja, tornarem-se íons negativos), e, ao fazê-lo, alcançarem uma configuração de gás nobre. Inversamente, os metais alcalinos, com um único elétron em suas cascas de valência, queriam livrar-se dele para se tornarem íons positivos, estabilizando-se à sua propriedade.

Bohr propôs a hipótese de que o preenchimento dessas cascas determinado por seus níveis energéticos, sendo que os elétrons ocupavam primeiro a órbita de mais baixa energia disponível.

Enquanto os elementos dos três primeiros períodos podiam ser definidos nesses termos com precisão, era preciso aduzir considerações adicionais no caso dos elementos de transição e terrosos raros, que formavam séries de elementos metálicos mais ou menos semelhantes interpostos nos períodos posteriores. Bohr postulou que esses elementos "atípicos" surgiam em função da presença de órbitas ou cascas internas nos átomos, a certa distância da casca externa, controladora da valência. O gradativo preenchimento dessas órbitas internas (com 1 a 10 elétrons, no caso dos elementos de transição, e 1 a 14, no caso dos elementos terrosos raros) explicava as propriedades especiais desses elementos - sua densidade e dureza, sua susceptibilidade magnética, seus sais muitas vezes vividamente coloridos.

A ordenação dessas cascas e de suas ocupações permitiu a Bohr criar uma tabela periódica eletrônica, na qual o posicionamento dos elementos podia ser visto, de maneira transparente, como consequência direta e sistemática de sua estrutura eletrônica. E ela mostrava, de maneira luminosa, o significado dos números misteriosos que governavam a tabela periódica - números estes que agora podiam ser entendidos como o número de elétrons em cada casca: 2, 8 (2'6), 18 (2'6'10), 32 (2'6'10'14).

Com isso, Bohr e Moseley confirmaram a tabela periódica, ancorando-a em termos de número atômico e configuração eletrônica. No entanto, essa tabela periódica eletrônica é



basicamente idêntica às tabelas periódicas do século 19, postuladas sobre bases puramente químicas. Moseley e Bohr trabalharam de dentro para fora, com o mundo invisível dos átomos químicos, e Mendeleiev e seus contemporâneos trabalharam de fora para dentro, com as propriedades visíveis e manifestas dos elementos, mas acabaram chegando ao mesmo lugar. É nisso que consiste a beleza da tabela periódica: o fato de que ela olha tanto para fora quanto para dentro, unindo a química clássica e a física quântica numa síntese mágica.

Dadas as órbitas de diferentes níveis energéticos postuladas por Bohr, seria possível, em princípio, montar uma tabela periódica inteira adicionando-se um elétron a cada vez, ascendendo os degraus de uma escada atômica, do hélio ao urânio. Sobre isso, Bohr falou do princípio da construção, ou "auf- bau", e chegou a imaginar centenas e milhares de elementos além dos que já são conhecidos. E foi por meio desse tipo de construção que pudemos criar novos elementos ausentes na natureza, tais como os 20 elementos (93-112) que hoje vêm depois do urânio na tabela periódica.

Esses átomos mais pesados não desobedeceram em nada à regularidade da tabela periódica. (Assim, percebeu-se que uma nova série de 14 elementos, os chamados actínídeos, com números atômicos de 90 a 103 - a maioria dos quais foi descoberta em Berkeley por Glenn Seaborg e seus colegas- é análoga aos 14 elementos terrosos raros, e é seguida por uma outra série de elementos de transição, a começar pelo número 104, o rutherfordídeo.)

Seaborg demonstrou que, em princípio, é possível calcular a tabela periódica até além do elemento 200 e prever algumas das propriedades de tais elementos de números mais altos parecem tomar-se cada vez mais instáveis, e o elemento 112 tem sido incredivelmente difícil de criar; só se obtém um átomo a cada vez, e este desaparece em alguns milionésimos de segundo. Mas, ao que tudo indica, o princípio da periodicidade não tem limites perceptíveis, e isso, como todas as outras confirmações obtidas neste século, teria dado enorme prazer a Mendeleiev.

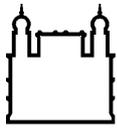
Já se passaram mais de 50 anos desde que vi a tabela periódica pela primeira vez, ainda menino, e o maravilhamento que ela suscita em mim nunca diminuiu. Aos 130 anos de idade, ainda é o ícone da quântica; continua a ser a base pela qual se orientam as mais diversas pesquisas químicas, a sugerir novas sínteses, a permitir a previsão de propriedades de materiais nunca antes vistos. É um maravilhoso mapa da geografia total dos elementos.

QUEM É SACKS

Oliver Sacks nasceu no dia 9 de julho de 1933, em Londres. Bacharelou-se em medicina em 1958, na Universidade de Oxford. Mudou-se para os EUA no início da década de 60. A partir de uma experiência com pacientes que sofriam de uma doença nervosa paralisante, ele escreveu o livro "Tempo de Despertar" (1973), que foi adaptado ao cinema em 1990, com Robert De Niro e Robin Williams. Sacks escreveu também 'Um Antropólogo em Marte', 'A Ilha dos Daliônicos' e 'Vendo Vozes' (todos pela Companhia das Letras), entre outros.

Responda de acordo com o texto do jornalista Oliver Sacks sobre a Classificação Periódica.

- 1) A classificação periódica dos elementos foi uma preocupação somente do russo Mendeleiev durante o século XIX? Justifique.



- 2) Que elementos eram conhecidos na antiguidade e quais foram descobertos na idade média?

 - 3) Explique a anomalia do telúrio e do iodo?

 - 4) Quais foram os elementos previstos por Mendeleiev? Essas previsões se confirmaram? Como ele denominou suas previsões?

 - 5) Qual a propriedade que é tomada como referência na classificação periódica moderna? Que tipo de exame permitiu essa observação experimental?

 - 6) Quem foi o descobridor dessa nova propriedade e quando isso se deu?
-

Disciplina: Matemática

Professor: Felipe Granato (Biotecnologia)

Orientações: Leia as orientações abaixo:

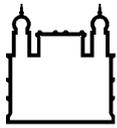
Olá, queridos. Entramos em mais um ciclo de atividades remotas. Infelizmente ainda não conseguimos começar com as atividades síncronas. Por esse motivo, não daremos sequência na atividade anterior. Havia pedido que vocês lessem uma matéria com intuito de trabalhá-la nos encontros síncronos. Como, por enquanto, ainda não é possível, temos mudança de planos:

1. Quero que vocês assistam a 3 vídeos sobre os números irracionais. Estamos completando a reta numérica para dar início ao estudo das Funções!
2. Estou enviando também um pdf com o conceito de função. Deve ser lido por vocês depois de assistirem aos vídeos.

Link1: <https://www.youtube.com/watch?v=uc0EpuarO9o>

Link2: https://www.youtube.com/watch?v=NASuQG2cO_g

Link3: <https://m3.ime.unicamp.br/recursos/1168>



Ministério da Saúde

FIOCRUZ

Fundação Oswaldo Cruz



PDF sobre o conceito de função:

Link:

https://cdnportaldaoimp.br/portaldaoimp/uploads/material_teorico/da1wp3y2r604k.pdf

Quero que vocês leiam o tópico 1 desse material.

Bons estudos a todos. Se cuidem!! =)

Disciplina: Matemática

Professor: Felipe Granato (Gerência em Saúde)

Orientações: Leia as orientações abaixo:

Olá, queridos. Entramos em mais um ciclo de atividades remotas. Infelizmente ainda não conseguimos começar com as atividades síncronas. Por esse motivo, não daremos sequência na atividade anterior. Havia pedido que vocês lessem uma matéria com intuito de trabalhá-la nos encontros síncronos. Como, por enquanto, ainda não é possível, temos mudança de planos:

1. Quero que vocês assistam a 3 vídeos sobre os números irracionais. Estamos completando a reta numérica para dar início ao estudo das Funções!
2. Estou enviando também um pdf com o conceito de função. Deve ser lido por vocês depois de assistirem aos vídeos.

Link1: <https://www.youtube.com/watch?v=uc0EpuarO9o>

Link2: https://www.youtube.com/watch?v=NASuQG2cO_g

Link3: <https://m3.ime.unicamp.br/recursos/1168>

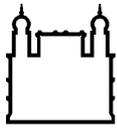
PDF sobre o conceito de função:

Link:

https://cdnportaldaoimp.br/portaldaoimp/uploads/material_teorico/da1wp3y2r604k.pdf

Quero que vocês leiam o tópico 1 desse material.

Bons estudos a todos. Se cuidem!! =)



Disciplina: História

Professor: Carolina Dantas

Orientações: Leia as orientações abaixo:

Olá! Espero que você esteja bem, apesar de tudo.

Daremos continuidade ao último material de estudo enviado no ciclo anterior, abordando como epidemias foram encaradas ao longo da História, só que agora sistematizando o texto.

Bom trabalho!

Com base no texto enviado no ciclo anterior, faça uma **LINHA DO TEMPO** que contenha as epidemias e as datas em que ocorreram, e também como foram consideradas em cada época. Você pode usar o modelo indicado abaixo. Não esqueça de incluir o covid-19.

Modelo de Linha do Tempo da História

Legenda da linha do tempo

