

Aula 00

SEDUC-AL (Professor - Química)

Conhecimentos Específicos

Autor:

Gabriel Prazeres

31 de Maio de 2024

Sumário

Apresentação do Curso.....	3
Apresentação Pessoal.....	3
1. Breve História da Química	4
2. Modelos Atômicos.....	9
Modelo Atômico de Dalton.....	9
Modelo Atômico de Thomson.	11
Modelo Atômico de Rutherford.....	15
Modelo Atômico de Rutherford-Bohr ou Bohr.....	22
3. Partículas Subatômicas.....	31
Características das partículas subatômicas	31
Semelhanças Atômicas.....	35
4. Distribuição Eletrônica	38
Distribuição Eletrônica Em Subníveis De Energia.....	38
5. Números Quânticos.....	48
6. Questões Fundamentais.....	51
7. Resoluções Das Questões Fundamentais.....	51
8. Já Caiu Nos Principais Concursos.....	52
Modelos Atômicos	52
Partículas Subatômicas	58
Distribuição Eletrônica.....	60
Números Quânticos	63

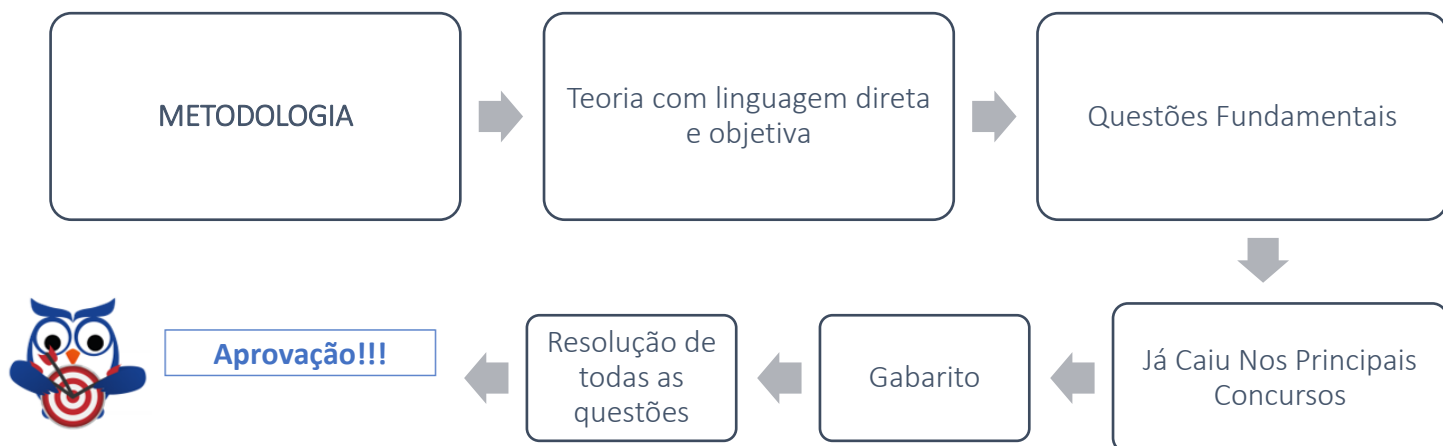


9. Questões Resolvidas e Comentadas	66
Modelos Atômicos	66
Partículas Subatômicas	77
Distribuição Eletrônica.....	82
Números Quânticos	87
10. Gabarito	92
11. Considerações Finais das Aulas	92
12. Referências.....	93
RESUMO	96



Apresentação do Curso

A metodologia aplicada na construção das aulas consiste nas partes principais da sua aprendizagem: desenvolvimento completo dos conteúdos + questões anteriores das provas + resolução detalhada de todas as questões apresentadas.




Apresentação Pessoal



Olá, aqui quem vos fala é o autor Gabriel Prazeres (Professor Prazeres) formado pela Universidade de Brasília em licenciatura e bacharel, sendo coautor de dois livros didáticos para o ensino médio além de cursos online com videoaulas. Desde 2009 preparo vestibulandos para os principais vestibulares do país e leciono em escolas de Brasília e em São Paulo.

Antes de tudo, obrigado pela confiança e pela oportunidade de trabalharmos juntos. Por favor, fique à vontade para entrar em contato para sugestões, correções, pedidos de ajuda ou, simplesmente, acompanhar o meu trabalho a parte nas redes sociais (instagram):

 @professorprazer

1. Breve História da Química

Antes mesmo de existir a Química, a ciência do estudo empírico sobre a matéria e suas transformações, já existia o processo investigativo sobre as composições e transformações da matéria. Os primeiros registros históricos dessa investigação são dos filósofos pré-Socráticos.

A Terra está parada em relação ao sol ou se movimenta ao redor dele?

Como seria uma argumentação filosófica dos pré-Socráticos sobre esse tema? Eles não embasavam a argumentação na comprovação experimental ou matemática, mas sim na reflexão e na analogia. Alguns filósofos responderiam:



- A Terra não pode estar se movimentando porque os pássaros não conseguiriam guiar seus voos;
- Se a Terra se movimenta o tempo todo, então não deveria parar de ventar;
- Se a Terra faz curva em seu movimento, deveríamos ser, continuamente, empurrados para fora do planeta.

Esses são alguns exemplos das analogias das reflexões daquela época, os quais não possuem os fundamentos científicos atuais: experimentação, elaboração de hipóteses, criação de regras ou leis, elaboração de teoria e construção de modelos. A partir do desenvolvimento de novas tecnologias, novas observações foram feitas, o que levou a concluir que a Terra se movimenta ao redor do sol.

Filosofia Antiga

Os filósofos pré-Socráticos são classificados em dois blocos: **teoria atomística** e **teoria dos elementos**.

A **teoria atomística** acreditava que a matéria era formada de pequenos corpos indivisíveis denominado átomos (do grego, *a*: não e *tomo*: divisível, portanto *átomo*: não divisível). Segundo ela, os átomos apresentavam cor, tamanho e formatos diferentes. Por exemplo, uma corrente de ferro deve ser formada de átomos com formato de foice que se entrelaçam entre si, enquanto a água líquida deve ser formada de átomos com formato esférico que deslizam uma sobre as outras. Acreditavam, também, que a matéria é formada de corpo cheio e corpo vazio, ou seja, era formada de átomo e espaço vazio. Os principais difusores da teoria atomística eram Demócrito e Leucipo.

A **teoria dos elementos** buscava o princípio formador de todas as coisas. Alguns filósofos acreditavam em um elemento primordial, enquanto alguns acreditavam em mais de um elemento.





O elemento que os filósofos buscavam pode ser entendido como um princípio de todas as coisas, e não como elemento químico – tipo de átomo. Portanto, eles buscavam lógicas que pudessem explicar todas as transformações observadas.

**Filósofos
pré-Socráticos**

Teoria dos Elementos	Tales de Mileto	Água
	Anaxímenes	Ar
	Heráclito de Éfeso	Fogo
	Empédocles	Ar, água, fogo e terra
	Aristóteles	Ar, água, fogo, terra e éter.
Teoria Atomística	Demócrito e Leucipo	Átomo

Aristóteles revolucionou a concepção da teoria dos elementos, pois ele conseguiu argumentar sobre a transformações entre os próprios elementos. O elemento água poderia se tornar o elemento fogo que, por sua vez, poderia se tornar o elemento ar e assim por diante. Todos os elementos estavam mergulhados no princípio da existência ou quintessência chamado éter.





Figura 1 - Transformação dos elementos por Aristóteles [Fonte: Shutterstock - adaptado].

Alquimia

A **alquimia** é um período muito importante para a construção da Química como Ciência. Não se sabe ao certo a idade de início e fim desse período, estima-se que durou entre os séculos III a.C. e XV. Os alquimistas seguiam as concepções da teoria dos elementos, buscavam segredos na natureza. Acreditavam que os metais proviam de outros astros: o ouro veio do Sol, a prata da Lua, o ferro de Marte e o cobre de Vênus.



Figura 2 – vidraria. [Fonte: Freeimages].

A diferença principal entre Química e Alquimia é que a Química é uma ciência moderna baseada em métodos científicos rigorosos, enquanto a Alquimia era uma prática ancestral que incorporava elementos mágicos, espirituais e filosóficos em sua busca por transformações, frequentemente utilizando métodos simbólicos e não científicos.

O Elixir da Longa Vida:

A busca pelo elixir da longa vida foi uma das metas mais notórias da alquimia. Alquimistas acreditavam que, por meio de processos químicos secretos, era possível criar uma substância que concederia a imortalidade.



Embora essa busca tenha sido infrutífera, as tentativas de criar um elixir da longa vida contribuíram para o desenvolvimento de técnicas de destilação e extração, que são fundamentais na química moderna.

A Pedra Filosofal: era considerada uma substância mágica que podia transformar metais inferiores em ouro puro e conceder sabedoria espiritual. Embora a pedra filosofal tenha permanecido um mito, a busca por essa substância levou ao refinamento de técnicas de metalurgia e a uma melhor compreensão das propriedades dos elementos e compostos, contribuindo assim para o avanço da química.

Origem dos Metais de Outros Planetas: Alquimistas acreditavam que alguns metais, como o ouro, eram originários de outros planetas. Essa ideia pode parecer fantasiosa, mas ela influenciou o pensamento alquímico e contribuiu para a investigação dos processos de transmutação de elementos. Embora saibamos hoje que os elementos são formados em reações nucleares em estrelas, essa concepção antiga lançou as bases para a pesquisa moderna sobre a origem dos elementos no universo.

Técnicas Químicas Desenvolvidas na Alquimia: A alquimia desenvolveu várias técnicas químicas que são fundamentais na química moderna:

- Destilação: A destilação, usada para separar líquidos com diferentes pontos de ebulição, foi aprimorada pelos alquimistas.
- Extração: Alquimistas aperfeiçoaram técnicas de extração de compostos de plantas e minerais, contribuindo para a farmacologia e a indústria de fragrâncias.
- Metalurgia: A busca pela transmutação dos metais levou ao desenvolvimento de processos de fundição e refino de metais, que são vitais na indústria metalúrgica.

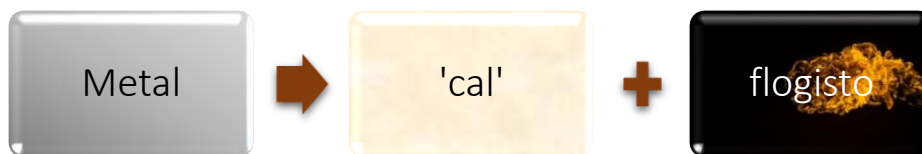
A alquimia, com sua mistura de espiritualidade e experimentação química, pode parecer misteriosa e obscura. No entanto, muitos dos princípios e técnicas desenvolvidos pelos alquimistas desempenharam um papel crucial no avanço da química e na compreensão dos elementos e compostos. Assim, a alquimia é uma parte intrincada da história da ciência que deixou um legado duradouro na química moderna.

Teoria do Flogisto

Dentro do período da alquimia existiu uma teoria interessante chamada **teoria do flogisto** ou **flogístico** desenvolvida pelo químico e médico alemão George Ernest Stahl (1660-1734). Essa teoria explicava o princípio da combustibilidade das substâncias. Segundo ela, a presença de flogisto em algum material é critério exclusivo para torná-lo combustível.

A queima de metais é de fundamental importância para o entendimento dessa teoria. A massa de uma palha de aço queimada é maior que a massa da palha de aço antes da reação. Stahl explicava que a massa do material obtido após a transformação é maior, porque houve liberação do flogisto. Quanto mais flogisto um metal conseguir liberar, maior será a sua massa, pois o flogisto é o princípio do fogo e atribui leveza ao material. A reação de queima de um metal é representada por Stahl por:



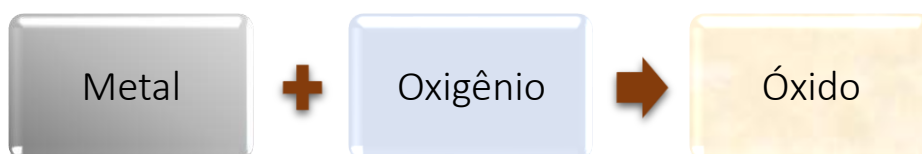


A cal não sofre queima porque já aconteceu toda a liberação de flogisto. O flogisto apresenta peso negativo, o que contribui para o aumento de massa da cal. O termo cal é, atualmente, substituído por óxido.

Desde 1669, quando o termo flogisto surgiu pela primeira vez por Becher, muitos pesquisadores tentavam refutar ou isolar esse princípio. Destaca-se o trabalho do químico Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) que conseguiu refutar essa teoria.

Lavoisier

Lavoisier é considerado o pai da Química moderna devido aos seus estudos sistemáticos com utilização de balanças. O principal trabalho de Lavoisier foi a **lei da conservação das massas** ou **Lei de Lavoisier**. Lavoisier, ao repetir o experimento de descoberta do gás oxigênio elaborada por Joseph Priestley, percebeu que a massa do sistema fechado se conservava durante a reação de do mercúrio. Portanto, a teoria do flogisto foi anulada. O mistério do aumento da massa da queima dos metais tinha sido revelado.



A soma das massas do metal e do oxigênio é igual a massa do óxido formado. Mais detalhes sobre a lei da conservação da massa serão apresentados na aula de leis ponderais. A partir da elaboração da lei de Lavoisier e estudos de outros cientistas da época, surge o livro escrito por Lavoisier intitulado Tratado Elementar da Química. Esse livro apresenta classificações e nomenclaturas de compostos químicos.

O Nascimento da Química

Anteriormente a Lavoisier, Robert Boyle já publicava suas intervenções contra as ideias alquimistas, como em seu livro *O Químico Cético*:

"marinheiros da frota de Társis de Salomão, que trouxeram para casa... não somente ouro, prata e marfim, mas também pavões e macacos", e que qualquer uma de suas teorias "são como as penas de pavão... muito coloridas, mas não são sólidas ou úteis, ou, como macacos, que possuem uma aparência racional, mas que é manchada por alguma bobagem ou outra que os fazem parecer ridículos".

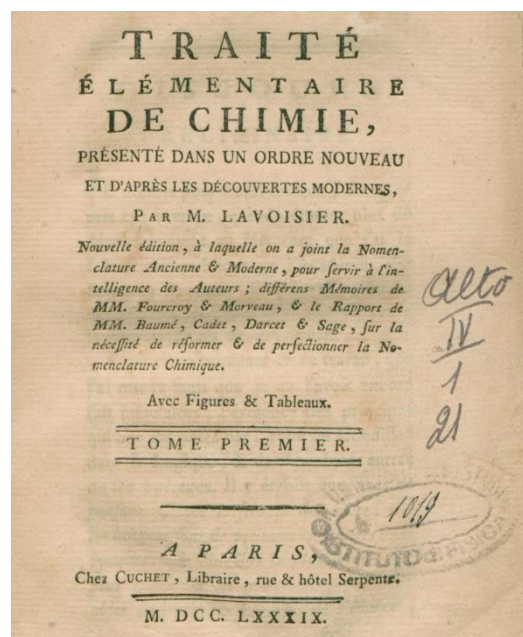


Figura 3 - Tratado Elementar da Química. Livro escrito por Lavoisier e considerado a primeira obra de química. [Fonte: Wikipedia]

Portanto, os trabalhos elaborados, principalmente por Boyle e por Lavoisier, fundamentaram a ciência empírica experimental **Química**, que apresenta como pareceres obrigatórios: experimentação, elaboração de teoria, criação de leis e regras e construção de modelos.

2. Modelos Atômicos

A seguir serão apresentados os principais modelos atômicos exigidos nos concursos. Para cada modelo atômico elaborado, existiram descobertas anteriores que ajudaram em sua construção. Portanto, antes de cada modelo atômico, iremos apresentar a seção 'premissa' que embasa o modelo elaborado.

Modelo Atômico de Dalton.

Premissa:

- Leis Ponderais: série de leis que provam, em uma reação química, a conservação das massas e a existência da proporção mínima, em massa, entre as substâncias participantes.



O átomo de Dalton:

Entre 1803 e 1808, o químico, meteorologista e físico inglês John Dalton (6 de setembro de 1766 – 27 de julho de 1844) elaborou uma teoria atômica que pudesse estar de acordo com as leis ponderais descobertas.

Postulados da Teoria atômica de Dalton

A matéria é formada por partículas indivisíveis e indestrutíveis denominadas átomos.

Átomos de um mesmo elemento químico apresentam mesma massa, tamanho e forma.

A combinação de átomos iguais formam substâncias simples, e a combinação de átomos diferentes formam substâncias compostas.

Dalton conhecia cerca de 50 elementos químicos, aos quais representou por símbolos. A simbologia dos elementos químicos que usamos atualmente deriva do latim e foi desenvolvida por Berzelius somente em 1810.

ELEMENTS			
Hydrogen.	1	Strontian	46
Azote	5	Barytes	68
Carbon	57	Iron	50
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	190
Lime	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

Figura 4 - Legenda dos elementos químicos criado por Dalton. Perceba que alguns materiais que hoje são substâncias para Dalton eram átomos, por exemplo soda (hidróxido de sódio) e cal ("lime" que é óxido de cálcio) [Fonte: Wikipedia].

O modelo atômico de Dalton ficou conhecido como **bola de bilhar**.



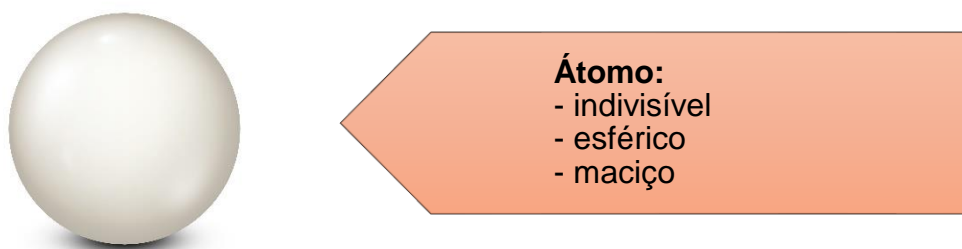


Figura 5 - modelo atômico de Dalton: bola de bilhar [Fonte: shutterstock].

Em 1826, o modelo atômico de Dalton foi reconhecido pelo rei da Inglaterra, entregando-lhe a Medalha Real.

Figura 6 - Assinatura de John Dalton [fonte: Wikipedia].

Modelo Atômico de Thomson.

Premissa:

- Tales de Mileto percebeu, em VI a.C., que uma pena sofria atração por âmbar, quando esta era previamente esfregada com lã.
- Du Fay, em 1733, classificou os materiais em dois grupos: corpos condutores de eletricidade e corpos isolantes.
- Benjamin Franklin, em 1746, rotulou em positivo e negativo os corpos que se atraem ou repelem.
- Luigi Galvani, em 1786, elaborou a teoria da eletricidade animal, a qual somente os seres vivos eram capazes de produzir eletricidade.
- Alessandro Volta, em 1799, produziu uma pilha de discos de zínco e cobre, separados por feltros embebidos com solução aquosa salina, capaz de produzir eletricidade. Estabelecimento da eletroquímica.

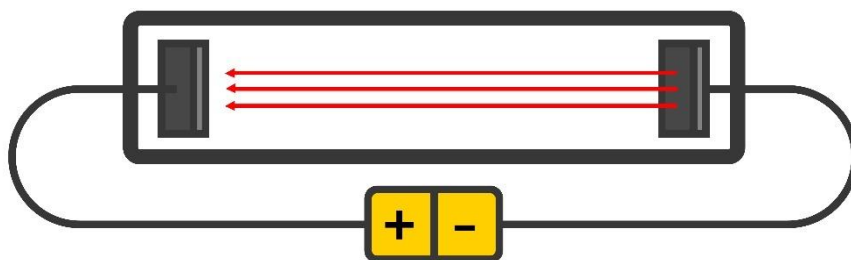


Figura 7 - pilha construída por Volta em exposição no Templo Voltiano, na cidade de Como na Itália [fonte: Wikipedia].

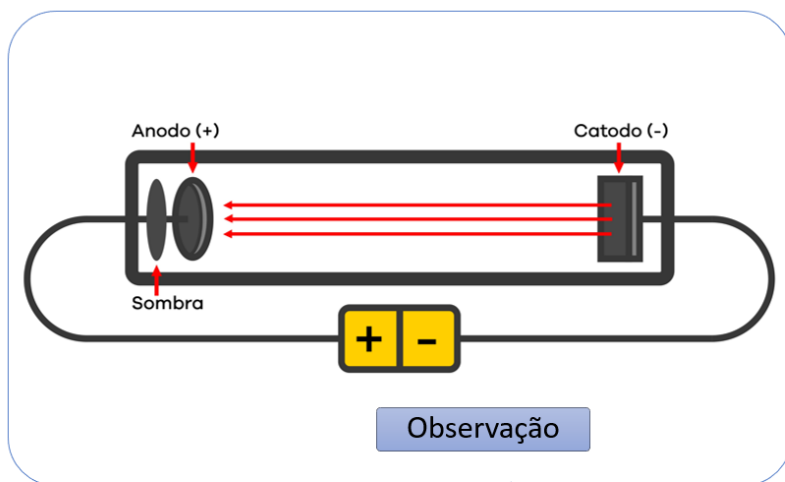
- Oersted, em 1820, descobriu o eletromagnetismo através de uma corrente elétrica em uma agulha.
- Michael Faraday, em 1830, descobriu as leis da eletrólise, que descrevem a relação entre a quantidade de substâncias produzidas nas reações e a corrente elétrica que passa por elas. Ele também introduziu o conceito de íons, espécies carregadas eletricamente e desempenharam um papel importante na futura teoria atômica.

O experimento de Thomson

- William Crookes, em 1856, elaborou um equipamento denominado ampola de Crookes ou tubo de raios catódicos que emitia descargas elétricas em ampolas de vidro contendo gases à baixa pressão, 0,01 atm.

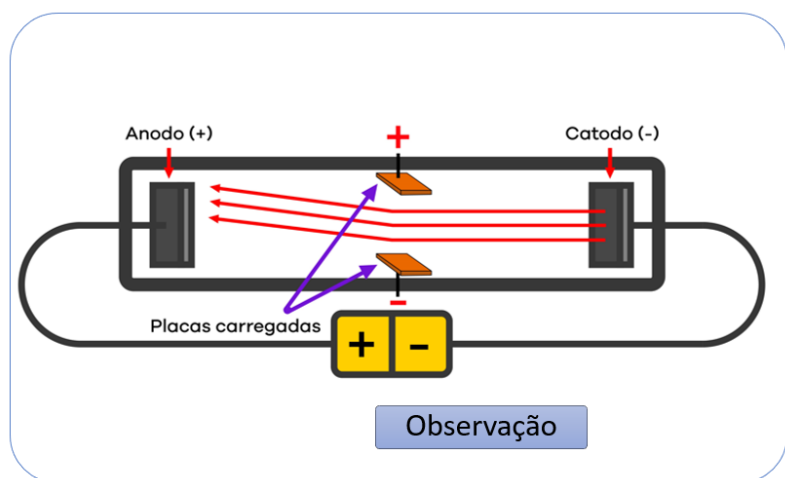


Ao ligar o equipamento à uma elevada voltagem, cerca de 10000 V, observa-se um raio luminoso saindo do polo negativo (cátodo) em direção ao polo positivo (ânodo). Por isso, esse feixe luminoso foi denominado **raios catódicos**. O feixe luminoso apresenta cor distinta para cada gás. A partir desse experimento, Crookes elaborou novos experimentos, obtendo novas conclusões.



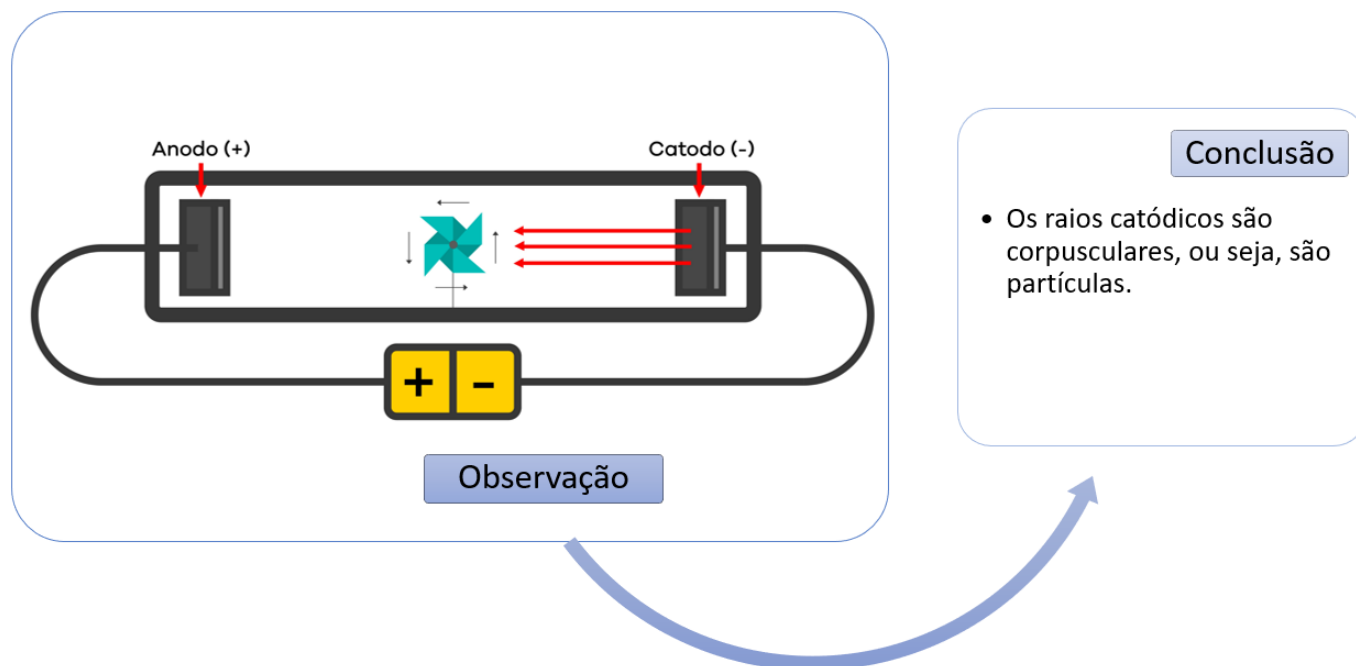
Conclusão

- Os raios catódicos propagam em linha reta e saem do catodo.



Conclusão

- Os raios catódicos apresentam carga negativa.



Esses raios catódicos saem de uma placa metálica e entram em outra. Portanto, sem conseguir enxergar alguma partícula, afirma-se:

O átomo é divisível em partículas, que possuem carga negativa.

A partir das contribuições de Crookes, Joseph John Thomson (18 de dezembro de 1856 – 30 de agosto de 1940) elaborou um modelo de átomo que unisse todas as novas concepções da eletricidade.

O átomo para Thomson

Em 1897, ao perceber que a propriedades dos raios catódicos se aplicava para todos os gases testados, Thomson nomeou os raios catódicos de **elétrons** e elaborou um modelo atômico denominado **pudim com ameixas** (também denominado **pudim com passas** ou **pudim de passas**). Nesse modelo, os elétrons estão mergulhados em um fluido de carga positiva.



Figura 8 - Pudim com passas [fonte: Shutterstock - adaptado].

A partir do modelo atômico pudim com passas, é possível explicar os fenômenos elétricos tais como eletricidade, eletrização por fricção, formação de íons, etc. Em 1906, Thomson recebe o prêmio Nobel de Física pela descoberta dos elétrons e em 1940 foi enterrado em Abadia de Westminster, perto de Isaac Newton.

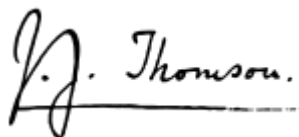


Figura 9 - Assinatura de Thomson [fonte: Wikipedia].

CURIOSIDADE



Originalmente, o nome do modelo atômico elaborado por Thomson foi *plum pudding*, cuja tradução em português é pudim com ameixas. Ainda é um mistério do porquê a tradução em português mais encontrada é pudim de passas. Dois equívocos em uma só tradução: 'passas' e 'de'. Pudim de passas, certamente, é diferente de pudim com passas. Analogamente, pudim de limão e pudim com limão são mais fáceis de serem imaginados; pudim com limão é um pudim de massa qualquer em que foi colocado um pouco de limão, enquanto o pudim de limão apresenta limão em toda sua constituição. Nessa aula, com todo respeito à Thomson, iremos adotar o nome de seu modelo atômico por modelo pudim com passa em virtude de sua maior utilização nas provas de concursos. *Désolé, Thomson!* *Desculpe, Thomson! [em francês]

Modelo Atômico de Rutherford.

Premissas

- Goldstein, em 1886, adaptou o tubo de raios catódicos fazendo canais (buracos) na placa metálica do catodo. Ele percebeu que, por esses buracos, passavam raios positivos que se propagavam em direção oposta aos raios catódicos, por isso foram denominados de raios anódicos ou raios canais ou raios positivos. Curiosamente, essa descoberta aconteceu quase 10 anos antes da proposta do modelo atômico por Thomson.
- Röntgen, em 1895, observou que a parte externa do tubo de raios catódicos emitia radiações que conseguiam sensibilizar (manchar) chapas fotográficas. Porém, Röntgen não conseguira identificar que tipo de radiação era aquela, o que levou a chamar de **raios X**. Em 1901, Röntgen foi agraciado com o prêmio Nobel de física e, em 2004, com o nome do elemento químico roentgênio (número atômico 111), descoberto



pela equipe internacional liderada por Peter Armbruster e Sigurd Hofmann. Posteriormente a descoberta da radiação, cientistas perceberam que a exposição aos raios-X causava vermelhidão na pele, úlceras e necrose, em casos mais graves.



Figura 10 - Imagem do raio-X da mão de Anna Bertha Ludwig, esposa de Röntgen, tirada em 22 de dezembro de 1895 [Fonte: Wikipedia].

- Becquerel, em 1896, percebeu que o sal duplo de urânio, na ausência de luz solar ou aquecimento, sensibilizava um filme fotográfico.
- Marie Curie e Pierre Curie, em 1898, descobriram novos elementos químicos que emitiam radiações: polônio e rádio. Marie descobriu que as radiações emitidas pelos elementos independiam de estado físico, de temperatura, de pressão e da natureza das ligações, ou seja, era uma propriedade do próprio átomo. Esse fenômeno foi, por ela, chamado de radioatividade. Marie Curie foi a primeira mulher a ser admitida como professora na Universidade de Paris e a primeira pessoa e única mulher a receber dois prêmios Nobel: Nobel de Física em 1903 e Nobel de Química em 1911.
- Rutherford e Kaufmann, em 1898, realizaram um experimento que identificava três tipos de emissões radioativas. Essas radiações emitidas por uma amostra radioativa propagavam-se pelo espaço entre uma placa positiva e uma negativa. Analogamente:





Figura 11 - a radiação alfa é atraída pela placa negativa, a radiação beta é atraída pela placa positiva e a radiação gama não sofre interferência pelas placas [fonte: Shutterstock].

Radiação alfa

- Partícula de massa elevada e carga positiva.

Radiação beta

- Partícula de pequena massa e carga negativa.

Radiação gama

- Onda eletromagnética (energia) e não possui carga e nem massa.

Esse experimento prova que o átomo é divisível em partículas positivas e negativas e fundamenta Rutherford para a elaboração de seu modelo atômico.

O experimento de Rutherford

Em 1906, o neozelandês Ernest Rutherford (30 de agosto de 1871 – 19 de outubro de 1937) realizou o seu famoso experimento: bombardeamento da lâmina de ouro. Ele colocou uma amostra de polônio, emissor de partículas alfa, em um pequeno orifício de bloco de chumbo, capaz de deixar a radiação sair, somente, pelo orifício. As partículas alfas emitidas pelo polônio são direcionadas para uma finíssima placa de ouro de 0,1 μm ou 0,00001 cm de profundidade. Atrás da placa de ouro, um anteparo de sulfeto de zinco (ZnS) que é fluorescente quando em contato com a radiação.

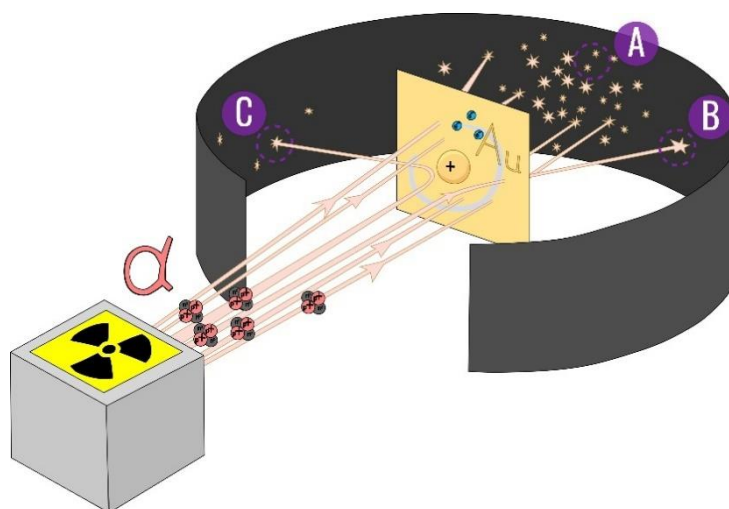


Figura 12 - Ilustração do experimento do bombardeamento da lâmina de ouro realizado por Rutherford [Fonte: Shutterstock - editado].

Imagem	Observação	Conclusão
A	A maior parte das partículas alfa atravessa, sem desvio, a lâmina de ouro.	A maior parte do átomo é vazio.
B	Uma pequena quantidade de partículas alfa atravessa, com desvio, a lâmina de ouro.	Existe uma pequena região positiva.
C	Uma pequeníssima quantidade de partículas alfa não atravessa a lâmina de ouro, uma a cada oito mil.	Existe uma pequena região densa.

O modelo atômico vigente na época era o pudim com passas, porém esse experimento não conseguiria ser explicado por esse modelo. O comportamento previsto para o átomo, utilizando o modelo de Thomson, indica que o átomo, por ser formado por um fluido positivo mais elétrons, deveria ser atravessado por todas as partículas alfa. Para o modelo de Thomson, não seria possível a reflexão das partículas observadas. Portanto, esse modelo estava errado.

Rutherford disse: “Foi o acontecimento mais incrível de minha vida. Era quase tão incrível quanto atirar uma granada de quinze polegadas contra uma folha de papel de seda e a granada voltar e nos atingir.”

Rutherford sabia que enquanto 1 partícula sofria deflexão pelo núcleo, as 7999 outras partículas atravessavam como se não existisse nada na frente. Portanto, em 1911, Rutherford elaborou um modelo em que o átomo é dividido em duas partes: núcleo e eletrosfera. Em que o núcleo, cerca de 10 mil a 100 mil vezes menor que o átomo, concentra, praticamente, toda a massa do átomo. A eletrosfera consiste da maior parte do átomo, onde se encontram os elétrons.

A interpretação comparativa do experimento do bombardeamento da lâmina de ouro aplicado aos modelos atômicos de Thomson e Rutherford são apresentados por:



Figura 13 - Interpretação do experimento do bombardeamento da lâmina de ouro por partículas alfa segundo os modelos de Thomson e Rutherford [fonte: wikipedia].

Somente o modelo de átomo descontínuo de Rutherford seria capaz de explicar as três observações das partículas alfa no experimento: o atravessar sem desvio, o atravessar com desvio e a deflexão.

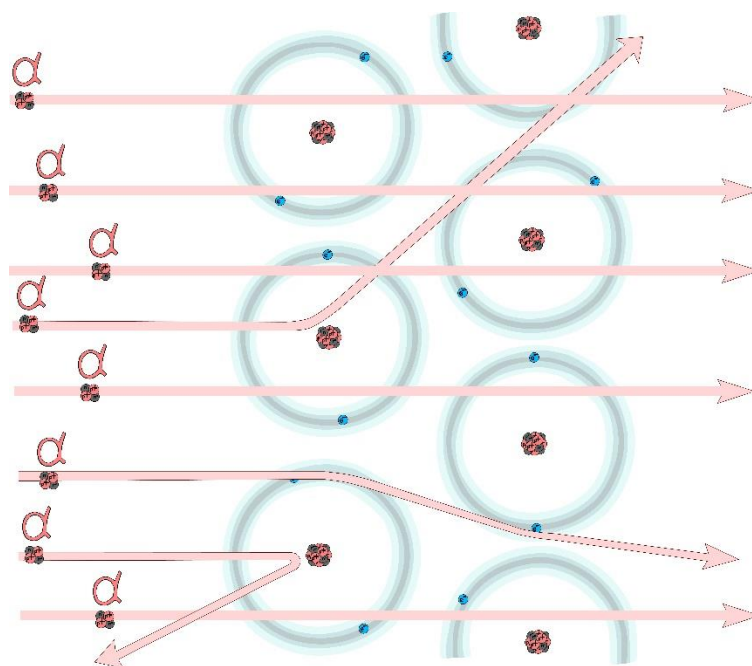


Figura 14 - interpretação do experimento do bombardeamento da lâmina de ouro pelo modelo atômico de Rutherford [fonte: Shutterstock].

O átomo para Rutherford

O modelo atômico elaborado por Rutherford foi denominado **sistema planetário**, sendo dividido em duas partes: núcleo e eletrosfera.

- Núcleo: formado por próton(s).
- Eletrosfera: formado por elétron(s).

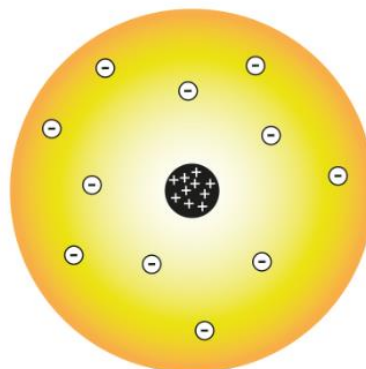


Figura 15 - modelo atômico de Rutherford [fonte: shutterstock - adaptado].

O modelo sistema planetário é capaz de explicar tudo que os modelos anteriores (Dalton e Thomson) explicavam mais os baseamentos e as aplicações da radioatividade. Porém, Rutherford ao elaborar seu modelo já previa a existência de dois problemas segundo a física clássica:

1º problema – repulsão dos prótons no núcleo do átomo. Como as partículas positivas se repelem, logo os prótons iriam se repelir e desintegrar o núcleo atômico. Rutherford previa a solução para esse problema e imaginava que no núcleo deveriam existir partícula sem carga, que seriam responsáveis por apaziguar a repulsão entre os prótons. Essa hipótese foi confirmada, em 1932, por seu aluno James Chadwick.

2º problema – movimento espiralado dos elétrons. Segundo a física clássica, toda partícula elétrica em movimento circular gera um campo magnético, ou seja, uma partícula elétrica converte energia cinética em onda eletromagnética. Portanto, o movimento cinético do elétron sofreria decréscimo até a colisão com o núcleo. Para esse problema, nem Rutherford e nenhum cientista da época (Nernst, Planck, Marie Curie, Poincaré, Einstein, de Broglie, etc.) conseguiram encontrar uma explicação ou elaborar um outro modelo.





Figura 16 - Conferência de Solvay em 1911 - tema: teoria da radiação e dos quanta [fonte: wikipedia].

1. Walther Nernst
2. Robert Goldschmidt
3. Max Planck
4. Marcel Brillouin
5. Heinrich Rubens
6. Ernest Solvay
7. Arnold Sommerfeld
8. Hendrik Lorentz (presidente)
9. Frederick Lindemann
10. Maurice de Broglie
11. Martin Knudsen
12. Emil Warburg
13. Jean Baptiste Perrin
14. Friedrich Hasenöhl
15. Georges Hostelet
16. Edouard Herzen
17. James Hopwood Jeans
18. Wilhelm Wien
19. Ernest Rutherford
20. Marie Curie
21. Henri Poincaré
22. Heike Kamerlingh Onnes
23. Albert Einstein
24. Paul Langevin

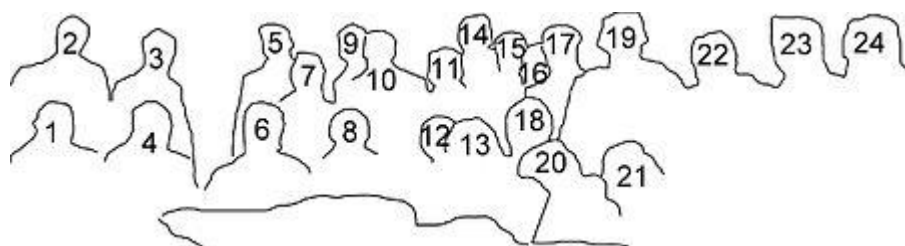


Figura 17 - identificação dos cientistas presentes na conferência de Solvay em 1911 [fonte: Wikipedia].

Ernest Rutherford recebeu o prêmio Nobel de Química em 1908, antes de seus estudos sobre modelo atômico, por suas contribuições sobre os estudos das desintegrações dos elementos e a química das substâncias radioativas. Além de outros 8 prêmios, o pai da física nuclear recebeu a homenagem do emprego de seu nome no elemento químico rutherfordóidio ($Z=104$), em 1964, pelo grupo soviético Instituto Nuclear de Dubna.

Modelo Atômico de Rutherford-Bohr ou Bohr.

Premissas

- Isaac Newton, no início do século XVII, ao observar a luz solar atravessar um prisma, concluiu que a luz é um espectro contínuo, pois a separação entre as cores de um arco-íris é imperceptível.
- Bunsen, em 1855, percebeu que uma substância, quando exposta a chamas, emite luz característica de espectro descontínuo. Cada elemento químico apresenta um espectro descontínuo como uma impressão digital.

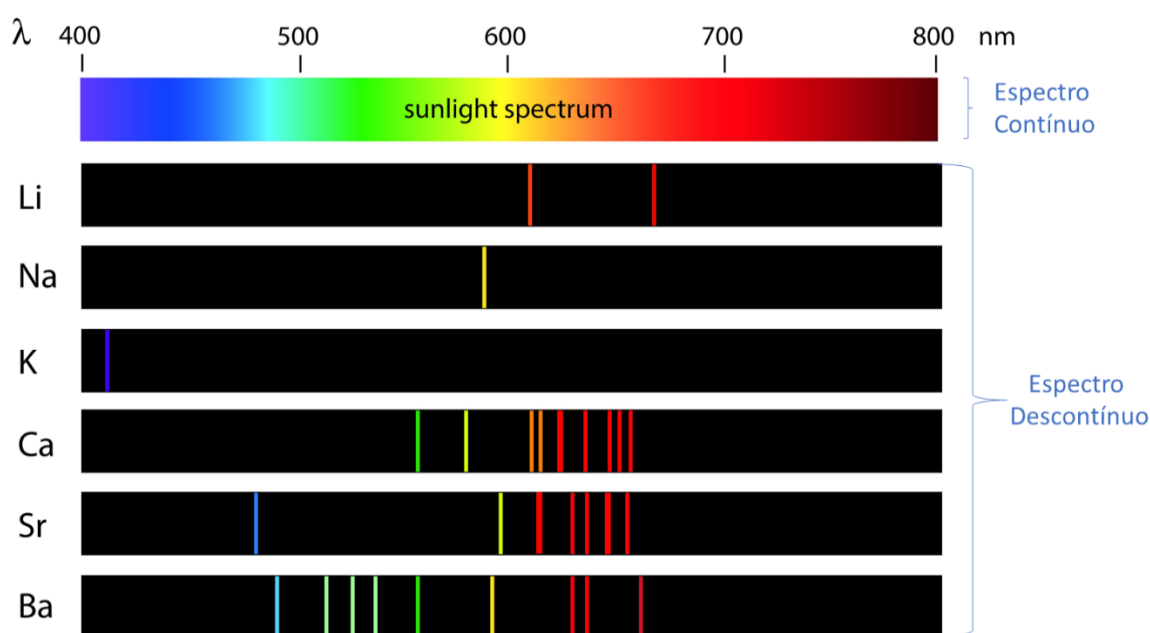
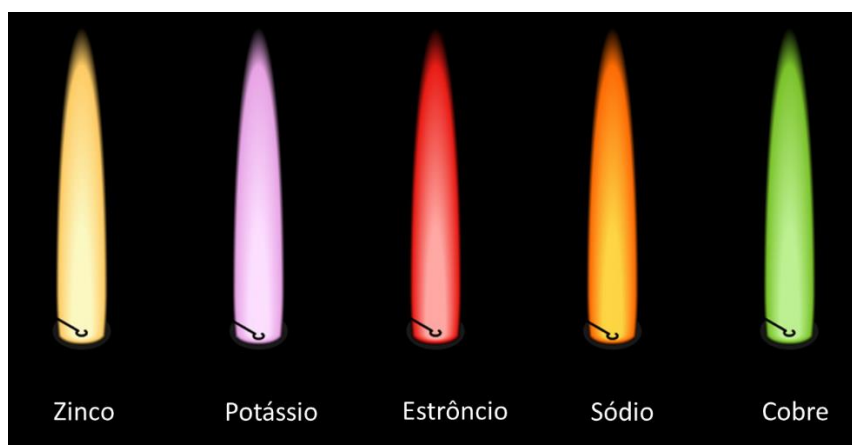


Figura 18 - Espectros do sol e vários elementos químicos [Fonte: Shutterstock].

A luz solar apresenta espectro contínuo, enquanto os elementos emitem raias espectrais, que compõem um espectro descontínuo. O somatório de todos os feixes emitidos por um elemento, ao entrar em contato com nossos olhos, são observados por uma cor majoritária. A luz emitida pelo lítio apresenta coloração vermelha, enquanto a luz emitida pelo bário é amarela.





Por que um objeto possui aquela cor?



Figura 20 - batom rosa [fonte: unsplash].

Por que enxergamos a cor do batom da figura ao lado sendo rosa? Será que ele tem átomos ou moléculas rosas? Não! Átomos e moléculas não possuem cor.

Para os objetos que não emitem luz, o que acontece é que todo material tem um espectro de absorção. A luz incidida sobre essa pessoa é branca, que corresponde ao somatório de todas as cores. Essa luz branca é parcialmente absorvida pelos componentes do batom. Vemos esse batom rosa por que o somatório das cores que ele não absorve é rosa, ou seja, o espectro verde, azul, amarelo foi todo absorvido, enquanto as nuances de vermelho e rosa foram refletidas.

Se expuséssemos a pessoa do batom rosa à uma luz monocromática (luz só de cor única) de coloração verde, veríamos o batom de cor preta. Porque o espectro do verde seria absorvido. Quando todas as cores expostas são absorvidas, observamos um objeto de cor preta, porém ao absorver objetos de cor branca é porque nenhuma cor foi capturada. Se a pessoa fosse iluminada por uma lâmpada de luz monocromática rosa, continuaríamos enxergando o batom de cor rosa.

Espectro de absorção e emissão de energia

Para o gás hidrogênio, temos os dois espectros seguintes:

Gás hidrogênio



O espectro de absorção do gás hidrogênio vemos todas as cores que essa substância consegue absorver do espectro visível, enquanto o espectro de emissão vemos todas as cores que ele não absorve, logo emite ou reflete.

- Planck, em 1900, descobriu que a energia é descontínua, determinada por pacotes de energia denominados quantum. Cada quantum equivale a uma quantidade de energia, que é proporcional à frequência.

$$\text{velocidade da luz } (c) = \text{comprimento de onda } (\lambda) \cdot \text{frequência}(f)$$

$$c = \lambda \cdot f$$

$$\text{energia } (E) = \text{constante de Planck}(h) \cdot \text{frequência}(f)$$

$$E = h \cdot f$$

- Chadwick, em 1932, observou as partículas que eram emitidas por átomos e não eram desviadas por campos elétricos, sendo denominadas de nêutrons.

O átomo para Bohr ou Rutherford-Bohr.

O físico dinamarquês Niels Bohr (7 de outubro de 1885 – 18 de novembro de 1962), aluno de Rutherford, relacionou a energia de absorção e emissão dos elementos à energia dos elétrons. A partir do modelo de Rutherford, Bohr propôs algumas alterações, por isso esse modelo por ser conhecido de duas formas: modelo atômico de Rutherford-Bohr ou modelo atômico de Bohr.

Os postulados de Bohr são:



O átomo é dividido em **órbitas circulares**.

Cada órbita circular apresenta um valor de energia constante caracterizando uma **camada eletrônica** ou **nível de energia**.

O elétron assume o valor de energia da camada eletrônica que ocupa, portanto assume o **estado estacionário**.

Um elétron ao absorver energia, necessariamente, muda para uma camada mais externa, que apresenta maior energia. Essa transição é chamada de **salto quântico** e define o **estado excitado**.

Quando um elétron retorna para uma camada mais interna (de menor energia), é **liberado** uma onda eletromagnética referente a diferença de energia entre as camadas.



Figura 21 - Salto quântico de um elétron [fonte: Shutterstock].

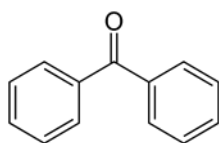


Como funciona o filtro solar? Bronzeamento ou queimadura?



Figura 22 - exposição solar [fonte: unsplash].

A radiação solar ultravioleta é dividida em três segmentos UVA, UVB e UVC, sendo que somente a UVA e UVB atravessam a camada de ozônio. Essas radiações são energias que quando absorvidas pela célula humana podem formar células cancerígenas. O mecanismo de proteção do nosso corpo é a síntese, dentre outros compostos, da melanina. A melanina tem a função de absorver as radiações ultravioletas que chegam a pele, protegendo as demais células.



Um indivíduo exposto ao sol pode apresentar uma quantidade em excesso de radiação, sendo necessário a ação de um filtro solar. O filtro solar, assim como a melanina, absorve o UVA e UVB. Um dos componentes utilizados nos filtros solares é a benzofenona ($C_{13}H_{10}O$), cuja presença de duplas conjugadas (ligações duplas separadas por uma ligação simples) é um dos critérios imprescindíveis na absorção do UV.



Figura 23 - Filtro solar FPS 15 [fonte: pixabay].

Um indício de descuido na proteção solar é a vermelhidão que a pele pode apresentar após a exposição solar. Bronzeamento é diferente de queimadura. Tons vermelhos indicam queimadura, e não bronzeamento.

Os filtros solares são vendidos de acordo com os valores de FPS, sendo os mais vendidos os FPS 30 e 50. O que significa esse valor? O FPS 30 significa que o filtro solar aumenta o tempo de exposição solar em 30 vezes. Por exemplo, um indivíduo, sem filtro solar, demora 30 minutos para aparecer os primeiros tons avermelhados de queimadura. Porém, ao utilizar o FPS 30, ele se protege da exposição solar por 900 minutos ($30 \times 30 = 900$ minutos = 15 horas). Você deve estar achando um absurdo esse valor. Esse valor de 900 minutos é desconsiderando a absorção e eliminação do filtro solar em sua pele. Utilizar um filtro solar, exposto ao sol, dentro do carro com o ar condicionado ligado é diferente de utilizar o filtro solar jogando futebol na praia, porque o seu corpo absorverá e eliminará essas substâncias em taxas diferentes.

Com aumento de 180 mil casos por ano, 33 % de todos os diagnósticos de câncer são de câncer de pele, segundo o INCA (Instituto Nacional do Câncer). Fique atento às mudanças de cor, de formato, de tamanho ou até mesmo sangramento de pinta ou sinal. Os lugares mais comuns são nas pernas de mulheres, tronco de homens e pescoço e rosto de ambos os sexos. Portanto, consulte um dermatologista para que ele(a) avalie o fator de proteção solar adequado ao tempo de exposição solar e você possa ficar precavido do câncer de pele, o maior índice de câncer do mundo.

Fluorescência, Fosforescência e Quimiluminescência

Um dos temas capazes de cair no ENEM com esse capítulo é a habilidade de aplicar os conhecimentos científicos ao entendimento de algum fenômeno do cotidiano.

O que esses assuntos têm em comum?



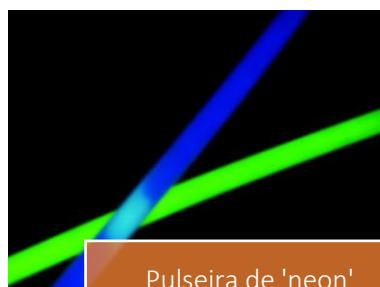
Fogos de Artifício



Lâmpada fluorescente



Figurinha que brilha no escuro



Pulseira de 'neon'

Todos os comportamentos luminosos acima são explicados pelas transições eletrônicas dos elétrons em átomo ou íon. Esse comportamento luminoso foi, devidamente, explicado a partir do modelo atômico de Bohr. A seguir seguem as explicações para os fenômenos observados:

	Fenômeno	Explicação
Fogos de artifício	Fluorescência	<p>A explosão de um fogo de artifício é provocada pela queima da pólvora que é formada, majoritariamente, por enxofre, nitrato de potássio e carbono. A reação de combustão da pólvora é exotérmica e libera energia. Misturado com a pólvora encontram-se sais como sódio, lítio, magnésio, cálcio e cobre.</p> <p>Os elétrons de um cátion metálico presente no fogo de artifício absorvem energia e saltam para camadas mais externas (ou mais energéticas). Quando esses elétrons retornam para camadas menos energéticas, eles liberam energia, que, no caso, correspondem ao espectro do visível. Uma vez que a energia liberada pela reação é cessada, os elétrons não migram mais e a energia luminosa também é cessada. Por isso a luz do fogo de artifício se apaga.</p>
Lâmpada fluorescente	Fluorescência	<p>Os terminais de uma lâmpada sofrem aquecimento devido à passagem da corrente elétrica. Esses terminais são filamentos de tungstênio, que libera energia infravermelha (calor). A liberação de calor é absorvida por outros componentes da lâmpada que podem ser argônio, vapor de mercúrio, sódio, óxido sólido do revestimento da lâmpada etc. Os elétrons desses outros componentes absorvem energia e realizam o salto quântico. Após o salto quântico, ocorre o retorno dos elétrons para as camadas mais interna e, assim, há liberação de energia luminosa.</p> <p>Ao desligar a lâmpada, o filamento de tungstênio não é mais aquecido e, assim, cessa o salto quântico e emissão de energia luminosa.</p>
Figurinha que brilha no escuro	Fosforescência	<p>Quando uma figurinha que brilha no escuro é exposta a luz, os elétrons presentes no material saltam para camadas mais energéticas. Quando se apaga a luz, percebe-se que a luz continua, ou seja, quando cessada a luz, o fenômeno não é imediatamente interrompido.</p> <p>Os elétrons, além de migrar para níveis mais energéticos, mudam o spin (sentido de rotação do elétron). Portanto, para retornar à camada inicial, o elétron necessita emitir a energia da alteração da camada mais a energia da alteração do spin. A emissão dessa energia é o que provoca a observação mais contínua e duradoura dos objetos que brilham no escuro.</p>



**Pulseira de
'neon'**

Quimiluminescência

Pulseira de neon, que não tem neônio, vagalumes e luminol utilizado para análises forenses realizam o mesmo procedimento. Nesses materiais ocorre uma reação exotérmica (libera energia) e os elétrons de alguns componentes da mistura receberão essa energia proveniente da reação e realizam o salto quântico. Quando esses elétrons retornam do salto quântico, eles liberam energia luminosa.

A emissão de energia contínua enquanto houver a reação química no material. Assim que acabarem os reagentes, a fonte luminosa se extingue.

HORA DE PRATICAR!



(QUADRIX/SEDUC GO/2018) No ano de 1913, três manuscritos de autoria do físico dinamarquês Niels Bohr iriam estabelecer as sementes para a descrição quantitativa da estrutura eletrônica de átomos e moléculas. Esses trabalhos pioneiros de Bohr iriam impactar a química em diversos aspectos fundamentais, tais como: a estrutura eletrônica dos elementos e sua relação com o conceito de valência; a relação entre periodicidade e configuração eletrônica; e os princípios básicos da espectroscopia. Ao contrário da maioria dos físicos da época, Niels Bohr interessou-se em problemas mais diretamente relacionados com química. As ideias de Bohr foram fundamentais para descrever a tabela periódica dos elementos químicos em função da configuração eletrônica dos átomos. O legado histórico de Bohr é visível até hoje e seu modelo planetário do átomo, embora totalmente superado, ainda é utilizado rotineiramente em livros-textos de química como uma introdução a uma visão física da estrutura dos átomos. Essa lembrança histórica e a contribuição à descrição atômica dos elementos químicos fazem parte do legado do Niels Bohr à química.

J. M. Riveros (editorial). O legado de Niels Bohr. In: Química Nova, v. 36, n.º 7, 2013, p. 931-932 (com adaptações).

Quanto ao postulado para o átomo de hidrogênio apresentado pelo modelo teórico para a estrutura eletrônica de átomos proposto por Bohr, que se baseia no modelo planetário introduzido por Rutherford, assinale a alternativa correta.

- a) Nas órbitas estacionárias, o elétron possui níveis de energia diferenciados, realizando movimento ao ganhar ou perder energia.
- b) O elétron gira ao redor do núcleo em órbitas (níveis de energia) elípticas de raios variados, denominadas de órbitas cinemáticas.



- c) Para o elétron saltar para um nível mais externo, ocorre a absorção de energia em quantidade suficiente para promover esse salto. Ao retornar a seu estado fundamental, o elétron libera a energia absorvida na forma de fótons.
- d) Um elétron se move em uma órbita ao redor do núcleo sob influência da atração de cargas entre o elétron e o núcleo, emitindo energia enquanto permanece na mesma órbita.
- e) A passagem do elétron de uma órbita estacionária para outra é quanticamente proibida, mesmo quando ocorre absorção ou emissão de energia.

Comentários

Segundo o modelo de Bohr, tem-se:

- a) Errado. Os elétrons apresentam estado estacionário de energia, ou seja, o elétron apresenta um estado de energia constante por órbita.
- b) Errado. Os elétrons se movimentam em órbitas circulares porque a distância do núcleo é constante, assim como, a sua energia.
- c) Certo. O salto quântico corresponde a absorção de energia que o elétron migra para uma camada mais externa e, ao retornar, esse elétron emite a energia inicialmente absorvida.
- d) Errado. O estado de energia do elétron na órbita circular é quantizado e constante, portanto, não tem emissão e nem absorção de energia, enquanto o elétron se encontra na camada eletrônica.
- e) Errado. A mudança de órbitas de um elétron é permitida desde que ocorra mudança de sua energia. Quanto mais externo ao núcleo, maior a energia da camada eletrônica.

Gabarito: C

(CONSULPLAN/SEDUC PA/2018) “Uma série de experiências sob a direção de Ernest Rutherford, em 1911, forneceu uma ideia mais clara sobre a natureza do átomo. Essas experiências foram conduzidas por Johannes Geiger, físico alemão que trabalhava com Rutherford e Ernest Marsden, um estudante em Cambridge. Eles bombardearam uma lâmina fina de ouro com partículas alfa. Com uma tela fluorescente, observaram o grau de espelhamento das partículas alfa. A maioria delas atravessava a lâmina com alteração na direção. Algumas, entretanto, eram fortemente refletidas. Os números relativos de partículas alfa refletidas a diferentes ângulos eram contados. Por análise matemática das forças envolvidas, Rutherford demonstrou que o espalhamento era causado por uma carga central de grande volume, carregada positivamente e situada no interior do átomo de ouro.”

(Adaptado de Masterton, 2009.)

Podemos observar no trecho que há incoerência relacionada à experiência de Rutherford e seus colaboradores.

Assinale a alternativa que refere-se ao ERRO encontrado no trecho.

- a) O ano da experiência é 1912 e apenas algumas partículas foram refletidas.
- b) Também foram utilizadas partículas gama e a carga central situada ao redor do átomo.
- c) As partículas foram bombardeadas com partículas alfa e beta, e houveram somente partículas refletidas.
- d) O espelhamento era causado por carga central de pequeno volume e a maioria das partículas não sofreu alteração.



Comentários

Julgando os itens, tem-se:

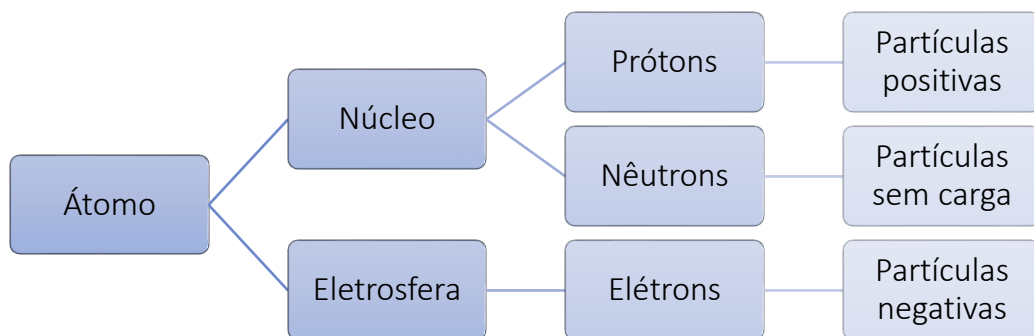
- a) Errado. O erro encontrado não se trata da data, mas um erro teórico, para a época.
- b) Errado. O experimento de Rutherford foi realizado a partir da observação dos dados das partículas alfa, apesar de poder haver partículas beta e raios gama no experimento.
- c) Errado. A maior parte das partículas não sofreu desvio, ou seja, a maior parte do átomo é vazio, segundo Rutherford.
- d) Certo. O erro no texto da questão é encontrado no trecho 'A maioria delas atravessava a lâmina com alteração na direção'. A maior parte das partículas alfa não sofreram desvio, poucas desviaram e pouquíssimas foram refletidas.

Gabarito: D

3. Partículas Subatômicas

Características das partículas subatômicas

O átomo é constituído de duas regiões: núcleo e eletrosfera, os quais são formados por partículas subatômicas.



Elemento químico é o conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z). O número atômico corresponde ao número de prótons de um átomo. Portanto, o elemento químico ("tipo de átomo") é identificado pela quantidade de cargas positivas, ou cargas nucleares, presentes no núcleo.

O número de massa (A) é determinado pelo somatório da quantidade de prótons e nêutrons.

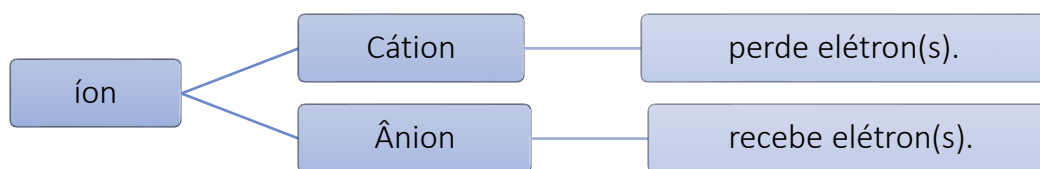
$$A = Z + n$$



$A =$ número de massa q $Z =$ número atômico (número de prótons) / $n =$ número de nêutrons

O elemento carbono apresenta diversos átomos de carbono, por exemplo o carbono-12, o carbono-13 e o carbono-14. Todos os átomos de carbono possuem o mesmo número de prótons ($z=6$), mas diferem pela quantidade de nêutrons. O carbono-12, carbono-13 e carbono-14 apresentam número de massa igual a 12, a 13 e a 14, respectivamente. A massa de um átomo é determinada pela massa do núcleo, pois a massa do elétron é cerca de 1826 vezes menor que a massa de um próton, contudo prótons e nêutrons possuem massas semelhantes.

Em um átomo, ou átomo neutro, o número de cargas positivas é igual ao número de cargas negativas. Por exemplo, o átomo de carbono neutro possui 6 prótons e 6 elétrons. Quando uma espécie química apresenta desigualdade na quantidade de cargas positivas e negativas é denominada **íon**. O íon pode ser classificado em cátion, espécie positiva, ou ânion, espécie negativa.

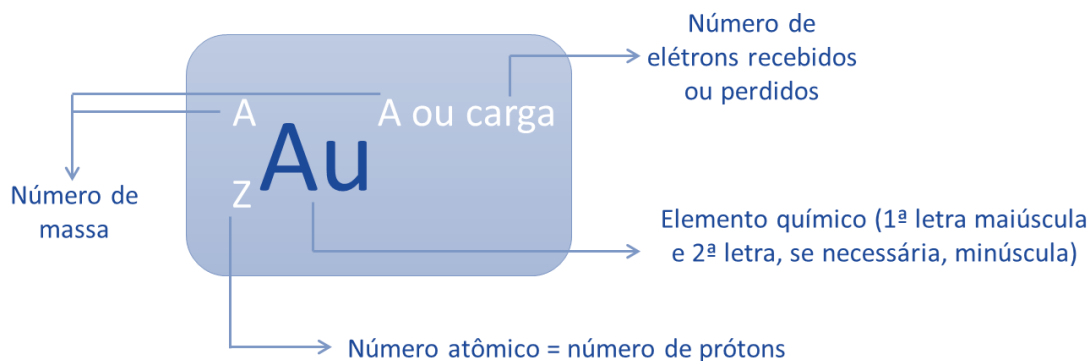


A quantidade de elétrons recebidos ou doados é indicado por monovalente, bivalente (divalente), trivalente, tetravalente etc. Exemplos:

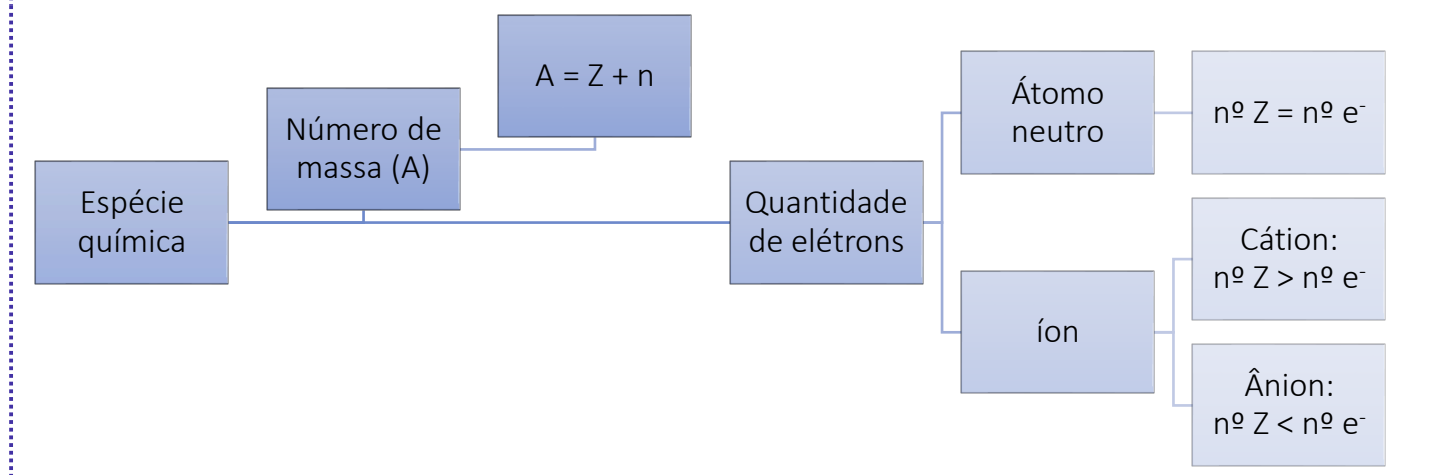
Íon					
Cátion			Ânion		
monovalente	divalente	trivalente	monovalente	biovalente	trivalente
Na ⁺ K ⁺ NH ₄ ⁺	Ca ²⁺ Mg ²⁺ Fe ²⁺	Al ³⁺ Fe ³⁺ Au ³⁺	F ⁻ Cl ⁻ NO ₃ ⁻	O ²⁻ S ²⁻ CO ₃ ²⁻	N ³⁻ PO ₄ ³⁻ BO ₃ ³⁻

O átomo ou íon é representado de acordo com a notação química específica:





**ATENÇÃO
DECORE!**



A seguir são apresentadas algumas espécies químicas, a fim de determinar o número de massa, de prótons, de elétrons e de nêutrons das espécies seguintes.

Elemento	${}_6\text{C}^{14}$	${}_7\text{N}^{15}$	${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$	${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$
Determinação do número de massa	A = 14	A = 15	A = 27	A = 19
Determinação do número de prótons	6 prótons	7 prótons	13 prótons	9 prótons
Determinação do número de nêutrons	A = Z + n 14 = 6 + n	A = Z + n 15 = 7 + n	A = Z + n 27 = 13 + n	A = Z + n 19 = 9 + n

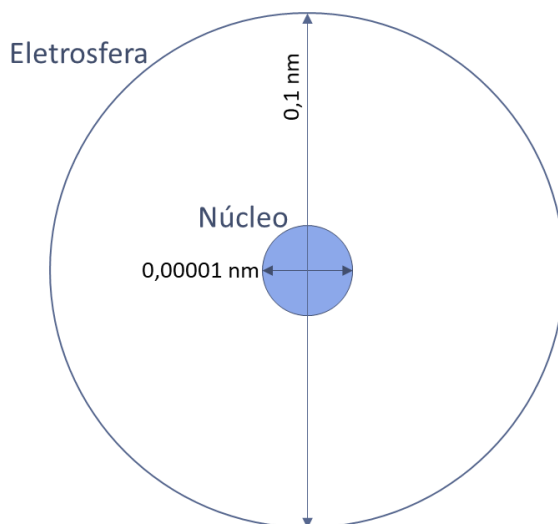


	n = 8	n = 8	n = 14	n = 10
	8 nêutrons	8 nêutrons	14 nêutrons	10 nêutrons
			Perdeu 3 elétrons	Ganhou 1 elétron
Determinação do número de elétrons	6 prótons, logo 6 elétrons	7 prótons, logo 7 elétrons	13 prótons, teria 13 elétrons, se fosse neutro. Portanto, $13 - 3 = 10$ elétrons.	9 prótons, teria 9 elétrons, se fosse neutro. Portanto, $9 + 1 = 10$ elétrons.

CURIOSIDADE



Quais as dimensões de um átomo?



O núcleo atômico é cerca de 10 mil a 100 mil vezes menor que o átomo. Se o átomo fosse do tamanho do Maracanã, qual seria o tamanho do núcleo? O círculo central do campo? Uma bola de futebol? Não! O núcleo teria o tamanho de uma bola de pingue-pongue ou o tamanho da cabeça de um alfinete.





Figura 24 - Maracanã [fonte: flickr - adaptado].



Figura 25 - bola de pingue-pongue é cerca de 10000 vezes menor que o estádio do Maracanã [fonte: flickr]

Semelhanças Atômicas

Os átomos apresentam relações de semelhança que interferem em suas propriedades químicas e físicas. Eles podem ser classificados em relação à semelhança de número de prótons, de número de massa, de número de nêutrons e de número de elétrons.

Isótopos

Isótopos são espécies que apresentam o mesmo número de prótons, mas possuem número de massa diferentes. Os isótopos apresentam as mesmas propriedades químicas, mas diferem em algumas propriedades físicas (densidade, temperatura de fusão e ebulição).

Exemplos: Carbono-12 e carbono-14.

Observação: radioisótopos são isótopos que liberam radiação. Um elemento químico é considerado radioativo quando o isótopo mais abundante é radioativo. O carbono-14 é radioativo, porém o elemento carbono não é radioativo porque o isótopo mais abundante é o carbono-12, que não emite radiação. Contudo, o elemento urânio é radioativo porque o isótopo mais abundante é o urânio-238, que é radioativo.

Isótonos

Isótonos são espécies que apresentam o mesmo número de nêutrons, mas possuem número de prótons diferentes. Os isótonos apresentam propriedades químicas e físicas diferentes.

Exemplos: Carbono-14 e nitrogênio-15. Ambos apresentam 8 nêutrons em seus núcleos atômicos, sabendo que o número atômico do carbono e do nitrogênio é 6 e 7, respectivamente.

Isóbaros

Isóbaros são espécies que apresentam o mesmo número de massa, mas possuem número de prótons diferentes. Os isóbaros apresentam propriedades químicas e físicas diferentes.

Exemplos: Carbono-14 e nitrogênio-14. Ambos apresentam número de massa 14.

Isoeletrônicos

Isoeletrônicos são espécies que apresentam a mesma quantidade de elétrons, mas possuem número de prótons diferentes. Os isoeletrônicos apresentam propriedades químicas e físicas diferentes.

Exemplos: ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$ e ${}_{17}\text{Cl}^-$: todos apresentam 18 elétrons.

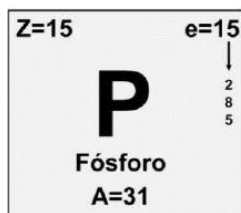


	iguais em número de	diferentes em número de
Isótopos	Prótons	Massa
Isótonos	Nêutrons	Prótons
Isóbaros	Massa	Prótons
Isoeletrônicos	Elétrons	Prótons

HORA DE PRATICAR!



(FURB/PREFEITURA MUNICIPAL DE TIMBÓ/2019) O fósforo (do latim phos, que significa “luz”; e phorus, “o que dá”, isto é, seu nome significa “o que dá luz”) é elemento químico que foi descoberto, em 1669, por Hennig Brand, que observou que o elemento brilhava no escuro e também se inflamava por vezes até espontaneamente, liberando vapores brancos. O fósforo não é encontrado isolado na natureza, mas somente na forma de seus fosfatos. O elemento fósforo geralmente é representado na tabela periódica da seguinte maneira:



Segundo a análise da representação do elemento fósforo, podemos dizer que ele possui o mesmo número de:

- a) Prótons e nêutrons.
- b) Prótons e elétrons.
- c) Nêutrons e elétrons.
- d) Massa e atômico.
- e) Massa e elétrons.

Comentários:

Segundo as informações, o fósforo apresenta número atômico igual a 15 (15 prótons) e número de massa igual a 31. Portanto,

$$A = Z + n$$

$$31 = 15 + n$$

$$n = 16$$

Por ser eletricamente neutro, o elemento apresenta igualdade entre prótons e elétrons, logo, contém 15 prótons (partículas positivas) e 15 elétrons (partículas negativas).

Assim, o elemento apresentado tem 15 prótons, 16 nêutrons e 15 elétrons.

Gabarito: B

(IBADE/PREFEITURA MUNICIPAL DE CUJUBIM - RO/2018) Um átomo X possui 17 prótons, 20 nêutrons e 17 elétrons. Qual a alternativa correta que apresenta um átomo isótono do átomo X?

- a) ${}_{19}\text{K}^{40}$
- b) ${}_{20}\text{Ca}^{42}$
- c) ${}_{21}\text{Sc}^{42}$
- d) ${}_{20}\text{Ca}^{40}$
- e) ${}_{22}\text{Ti}^{43}$



Comentários:

Isótonos são átomos que apresentam diferentes números de prótons e apresentam a mesma quantidade de nêutrons.

Portanto, calcula-se a quantidade de nêutrons das alternativas apresentadas:

- a) ${}_{19}\text{K}^{40}$: $40 - 19 = 21$ nêutrons e 19 prótons.
- b) ${}_{20}\text{Ca}^{42}$: $42 - 20 = 22$ nêutrons e 20 prótons.
- c) ${}_{21}\text{Sc}^{42}$: $42 - 21 = 21$ nêutrons e 21 prótons.
- d) ${}_{20}\text{Ca}^{40}$: $40 - 20 = 20$ nêutrons e 20 prótons.
- e) ${}_{22}\text{Ti}^{43}$: $43 - 22 = 21$ nêutrons e 22 prótons.

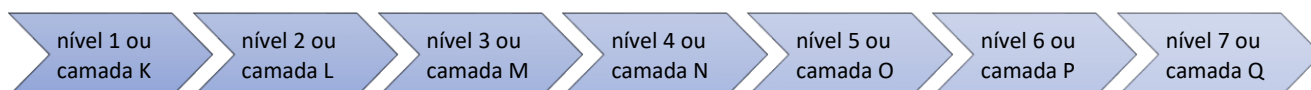
Portanto, a única alternativa que apresenta 20 nêutrons e não tem 17 prótons é a alternativa d).

Gabarito: D

4. Distribuição Eletrônica

O modelo atômico de Bohr apresenta os elétrons organizados em níveis de energia ou camadas eletrônicas. Utiliza-se números para indicar os níveis de energia e letras para indicar as camadas eletrônicas.

Ordem Crescente de Energia



Segundo os postulados do modelo de Bohr, a energia da camada corresponde à energia do elétron, portanto, quanto mais externo o elétron estiver, mais energético. Existem infinitas camadas eletrônicas, porém cada átomo apresenta uma força de atração característica, que consegue, ou não, reter um elétron em um estado de energia. Na natureza, qualquer espécie química tende a manter o menor nível de energia possível, ou seja, estabiliza-se. Não se conhecem átomos estáveis que consigam reter elétrons em níveis mais externos ao sétimo.

Sommerfeld, em 1916, descobriu que dentro dos níveis de energia existiam outras camadas de energia, sendo chamadas, por ele, de subníveis de energia.

Distribuição Eletrônica Em Subníveis De Energia.

Assim como os níveis de energia, os subníveis diferem-se pela quantidade de energia. O nível de energia de um elétron é determinado pela soma de sua energia potencial e de sua energia cinética. A energia potencial de um elétron corresponde ao nível de energia da camada em que se

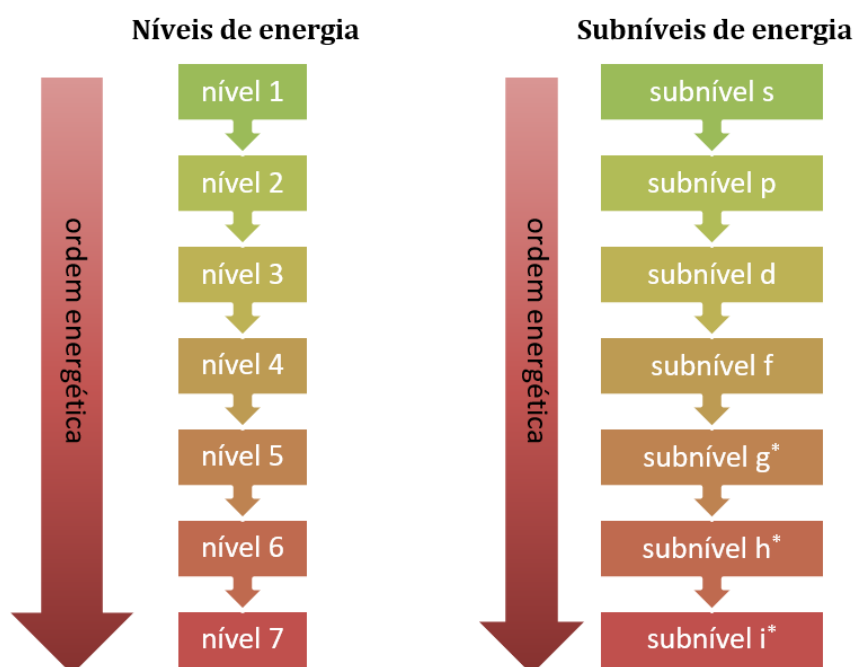


encontra, de acordo com o modelo atômico de Bohr. A energia cinética de um elétron está relacionada ao movimento cinético do elétron no subnível. Cada nível apresenta o acréscimo de um subnível, conforme representado abaixo.

nível 1	subnível s
nível 2	subnível s, p
nível 3	subnível s, p, d
nível 4	subnível s, p, d, f
nível 5	subnível s, p, d, f, g*
nível 6	subnível s, p, d, f, g*, h*
nível 7	subnível s, p, d, f, g*, h*, i*

Os subníveis g, h e i apresentam elevada energia cinética, portanto jamais foram identificados átomos estáveis que apresentam elétrons nesses subníveis. Atualmente, nenhum dos 118 elementos químicos conhecidos apresenta elétron, em condição estável, em subníveis g, h ou i.

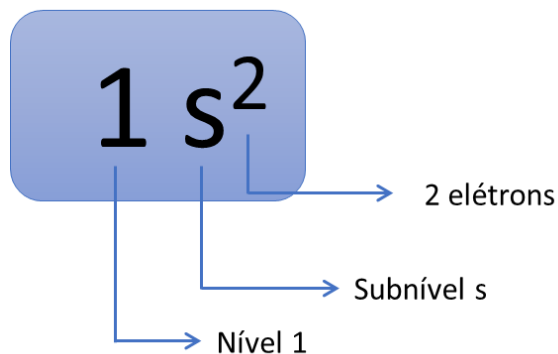
No próximo tópico iremos adicionar mais dois estados energéticos: magnético e spin. Por enquanto, entenderemos a energia total de um elétron sendo descrita por: energia potencial (nível de energia) + energia cinética (subnível).



Inicialmente, a localização dos elétrons será entendida pela combinação do nível com o subnível, tais como exemplo 1s, 2s, 3p, 3f, 5s etc. A quantidade de elétrons em cada subnível é representada sobrescrito à letra



do subnível, por exemplo, $1s^2$, $2s^1$, $3p^6$, $3f^7$ etc. A capacidade máxima de elétrons nos subníveis s, p, d e f são, respectivamente: 2, 6, 10 e 14.



Para os subníveis $1s^2$, $2s^1$, $3p^6$, $3f^7$, leia-se:

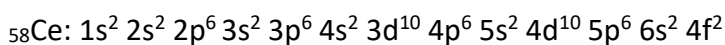
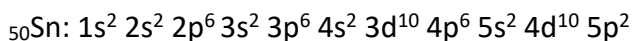
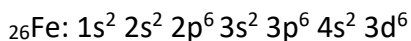
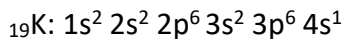
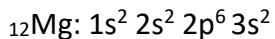
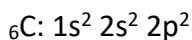
- $1s^2$: tem-se dois elétrons na região s da primeira camada (ou nível 1).
- $2s^1$: tem-se um elétron na região s da segunda camada (ou nível 2).
- $3p^6$: tem-se seis elétrons na região p da terceira camada (ou nível 3).
- $3f^7$: tem-se sete elétrons na região f da terceira camada (ou nível 3).

Linus Pauling construiu o diagrama de distribuição dos elétrons em ordem crescente de energia. A distribuição eletrônica se inicia no subnível de menor energia $1s$, que ao ser completado, os elétrons serão distribuídos no subnível de energia seguinte e assim por diante.

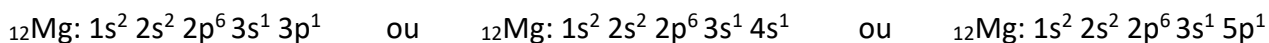
Subnível	Nível de energia
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7



Exemplos de distribuição eletrônica no **estado fundamental** (estado de menor energia possível):



A distribuição eletrônica do estado estável do magnésio ($Z=12$) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Se um átomo de magnésio apresentar alguma das seguintes distribuições eletrônicas:



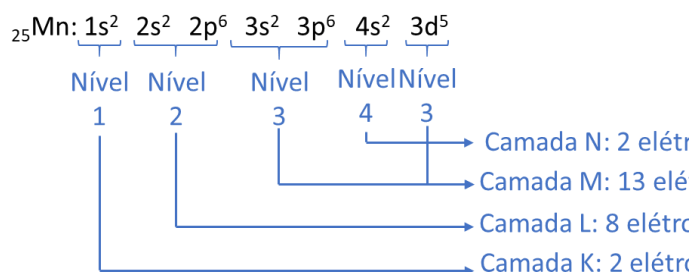
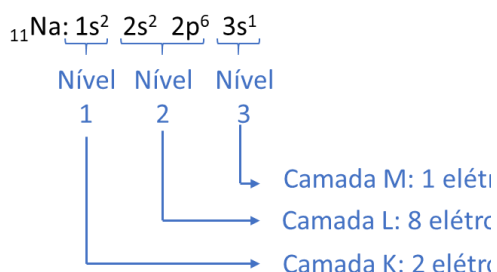
Dizemos que o magnésio se encontra no **estado excitado**, pois o elétron absorveu energia mudando de nível e/ou subnível.

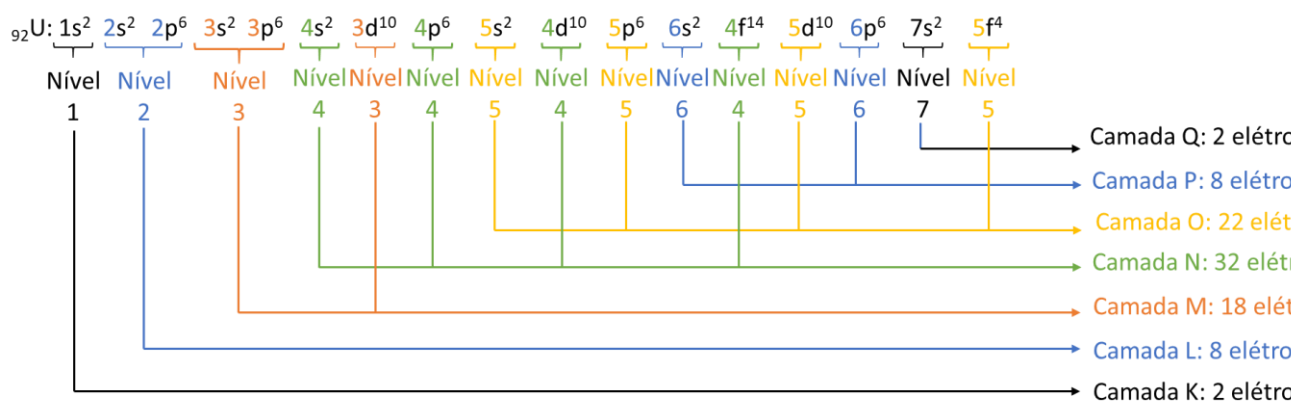
Analizando a distribuição eletrônica

A partir da distribuição eletrônica é possível aferir diversas informações: número de camadas eletrônicas ocupadas, quantidade de elétrons por camada, número de elétrons na camada de valência (última camada), subnível mais energético e subnível mais externo.

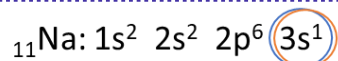
Análise da distribuição eletrônica de três elementos químicos: sódio ($Z=11$), Mn ($Z=25$) e U ($Z=92$) em diferentes critérios:

- Número de elétrons por camada eletrônica:

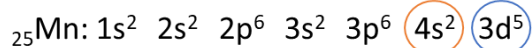




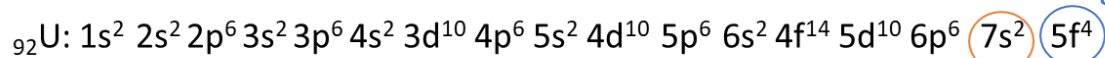
- Identificação do subnível mais externo e mais energético:



Subnível mais energético e mais externo



Subnível mais energético
Subnível mais externo



Subnível mais energético
Subnível mais externo

- Ordem energética x ordem geométrica:





Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Ordem geométrica: $\underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{Nível 2}} \underbrace{3s^1}_{\text{Nível 3}}$



Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Ordem geométrica: $\underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{Nível 2}} \underbrace{3s^2 3p^6 3d^5}_{\text{Nível 3}} \underbrace{4s^2}_{\text{Nível 4}}$

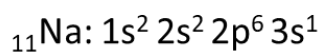


Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4$

Ordem geométrica: $\underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{Nível 2}} \underbrace{3s^2 3p^6 3d^{10}}_{\text{Nível 3}} \underbrace{4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}}_{\text{Nível 4}} \underbrace{5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^4}_{\text{Nível 5}} \underbrace{6s^2 6p^6}_{\text{Nível 6}} \underbrace{7s^2}_{\text{Nível 7}}$

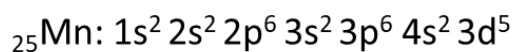
- Abreviação com cerne do gás nobre:

A abreviação da distribuição eletrônica pode ser realizada utilizando o cerne do gás nobre inferior mais próximo.



[Ne]

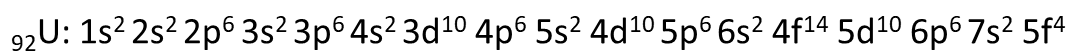
Distribuição abreviada: [Ne] $3s^1$



[Ar]

Distribuição abreviada: [Ar] $4s^2 3d^5$





[Rn]

Distribuição abreviada: [Rn] $7s^2 5f^4$

Distribuição eletrônica de íons

A partir dos átomos neutros, os elétrons são retirados da camada de valência e são adicionados nos subníveis incompletos, conforme os exemplos abaixo:

Cátions	Ânions
${}_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{7}\text{N}^{3-} : 1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{13}\text{Al}^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{15}\text{P}^{3-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{30}\text{Zn}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	${}_{16}\text{S}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{92}\text{U}^{2+} : [\text{Rn}] 5f^4$	${}_{53}\text{I}^- : [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$


Distribuição Eletrônica Em Orbitais.

A partir do desenvolvimento dos fundamentos quânticos, atualmente entende-se o átomo em uma perspectiva matemática. Dentro do nível de energia do átomo existe o subnível de energia; e dentro desse subnível, existe o **orbital**.

Orbital é a região de maior probabilidade, acima de 90%, de encontrar um elétron. Cada orbital suporta, no máximo, dois elétrons que rotacionam em torno de seus eixos em sentidos opostos. Quando dois elétrons ocupam um mesmo orbital, as forças de atração magnética geradas pela rotação de cada um diminuem a repulsão eletrostática entre eles. O magnetismo gerado pelo spin (gírar do elétron) de um elétron é anulado pelo campo magnético do spin do outro elétron inserido no mesmo orbital. Mais detalhes sobre formato do orbital e suas propriedades serão descritos na aula de introdução à orgânica. Os orbitais são representados por bolas ou quadrados, sabendo que cada orbital suporta dois elétrons, a quantidade de orbitais por subnível é:

Subnível	Capacidade máxima de elétrons	Número de orbitais	Distribuição eletrônica, máxima, em orbitais por subnível.
s	2	1	$\uparrow\downarrow$



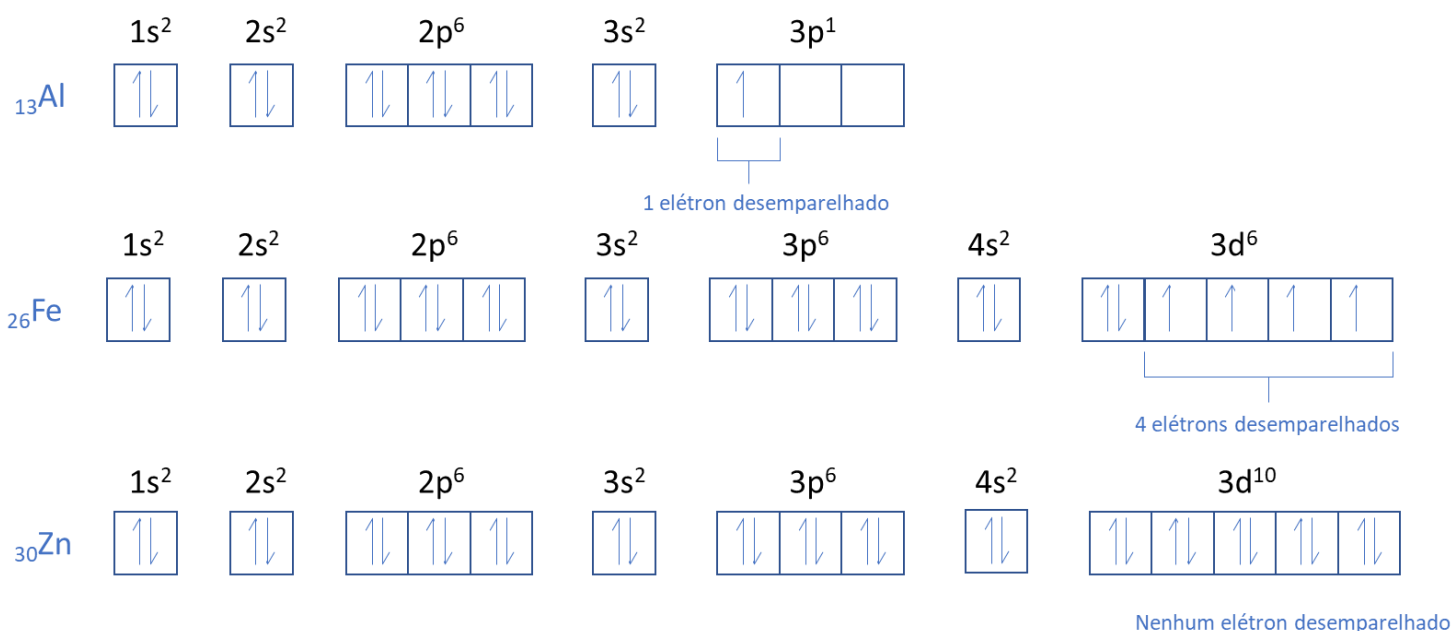
p	6	3	
d	10	5	
f	14	7	

Os elétrons de spins opostos são representados em setas contrárias dentro de um mesmo orbital. Não existe uma regulamentação química que defina o sentido da seta e o sentido da rotação, por exemplo a seta para cima não significa rotação horária ou anti-horária. Porém, todos os elétrons indicados com seta para cima giram para um mesmo lado, consequentemente todos os elétrons indicados pela seta para baixo giram para o lado oposto.

Portanto, a partir de dois princípios realiza-se a distribuição eletrônica em orbitais:

- **Princípio de exclusão de Pauli:** em um átomo, não existe um elétron que apresente o mesmo estado quântico de outro. Entende-se estado quântico como a combinação de nível, subnível, orbital e spin.
- **Regra de Hund:** a distribuição dos elétrons em um subnível deve ser feita de modo a obter a maior quantidade de elétrons desemparelhados (isolados).

As distribuições eletrônicas, em orbitais, dos elementos alumínio, ferro e zinco são:

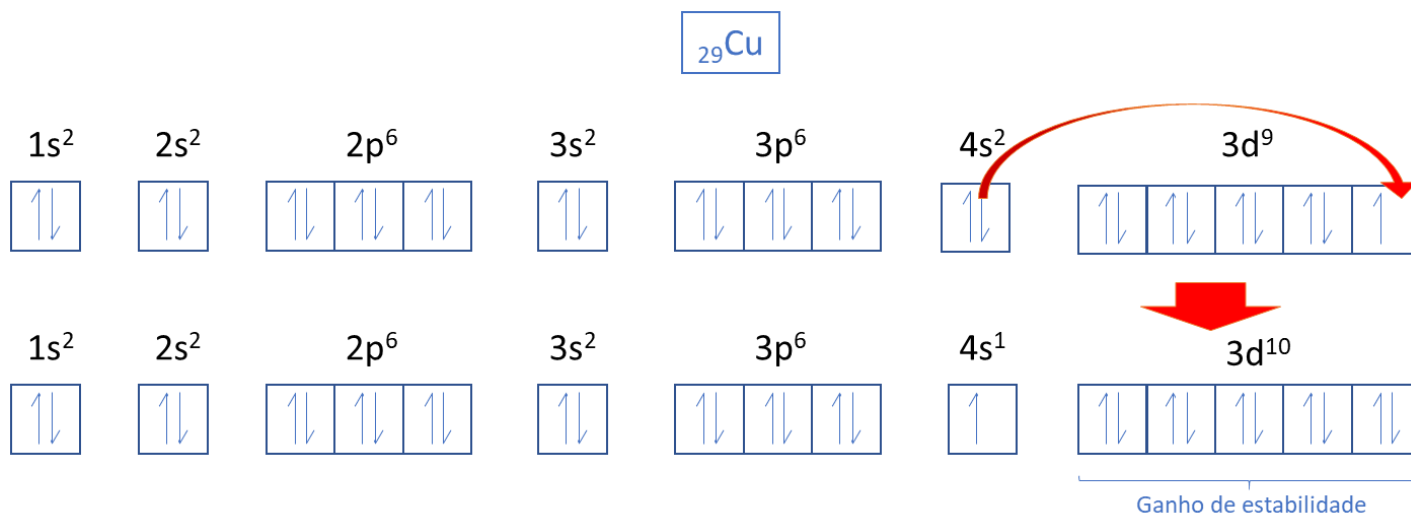
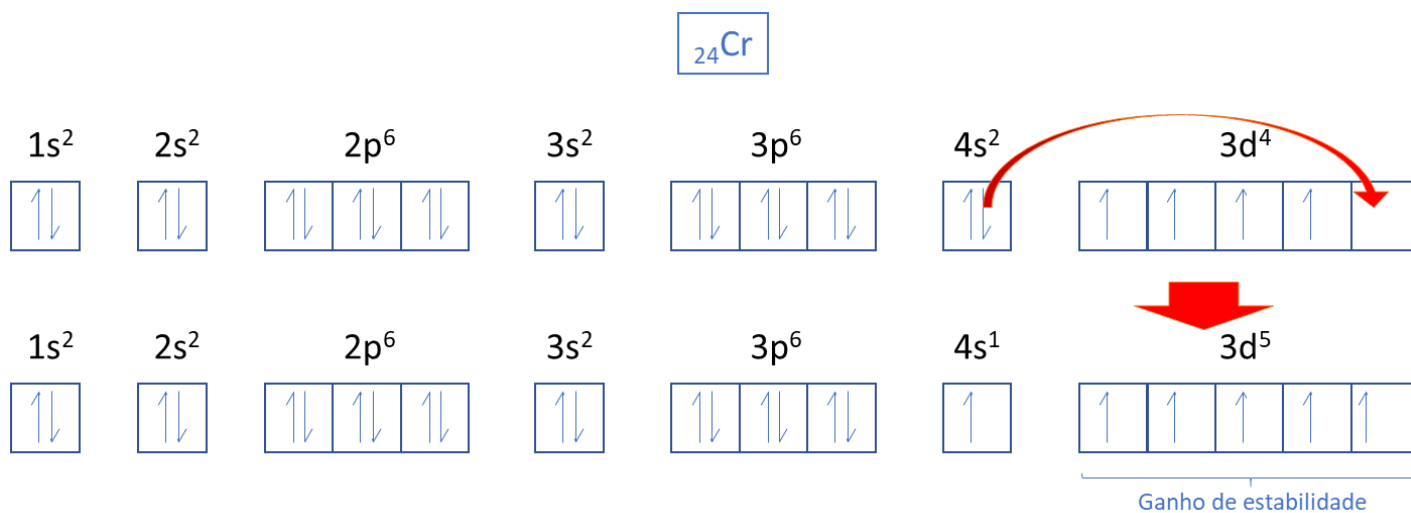


Exceções na ordem da distribuição eletrônica de Linus Pauling.

Existem alguns elementos que se estabilizam provocando alterações na ordem da distribuição eletrônica de Linus Pauling. Os concursos não cobram todos os casos de exceção da distribuição eletrônica, apenas os casos dos elementos que terminariam a distribuição, em ordem energética, em d^4 e d^9 .



Os orbitais apresentam a menor energia possível quando se encontram totalmente preenchidos ou totalmente vazios. Em um mesmo subnível, quando todos os orbitais apresentam elétrons desemparelhados, ocorre uma diminuição na energia, que seria uma pequena estabilizada. O elemento cromo possui número atômico 24, portanto a sua distribuição eletrônica, em ordem energética, seria $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$. Porém, o átomo de cromo apresenta maior estabilidade quando promove um elétron, porque apresentará todos os elétrons do subnível d emparelhados.



Os elementos que apresentam elétrons ocupando subníveis f e terminam em d^4 ou d^9 não promovem seus elétrons do subnível s para o subnível d, como mostrado acima. Isso ocorre devido a blindagem do subnível f. Entende-se blindagem como uma barreira energética que atrapalha a promoção dos elétrons. Portanto, as distribuições eletrônicas dos elementos tungstênio (W) e seabórgio (Sg) terminam em d^4 e as distribuições eletrônicas dos elementos ouro (Au) e roentgênio (Rg) terminam em d^9 .



HORA DE PRATICAR!



(IDCAP/PREFEITURA MUNICIPAL DE SANTA LEOPOLDINA-ES/2019) O átomo apresenta em sua última camada de distribuição eletrônica a chamada camada de valência. Essa camada é a mais externa, portanto também é a que fica mais distante do núcleo. Sabendo que o elemento Ferro possui número atômico 26 e distribuição eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

Analise as questões e marque a que possui corretamente a camada de valência (I) e quantos elétrons o elemento Ferro possui na camada de valência (II).

- a) I. $3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ e II. 16 elétrons.
- b) I. $4s^2 3d^6$ e II. 6 elétrons.
- c) I. $4s^2$ e II. 2 elétrons.
- d) I. $3d^6$ e II. 6 elétrons.
- e) I. $4s^2 3d^6$ e II. 8 elétrons.

Comentários

O elemento ferro de distribuição eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ apresenta:

elétrons mais externos: $4s^2$

elétrons mais energéticos: $3d^6$

Portanto, a camada de valência é a quarta camada que só tem dois elétrons.

Gabarito: C

(IBFC/PREFEITURA MUNICIPAL DE CRUZEIRO DO SUL - AC/2019) A configuração eletrônica de um elemento químico é uma descrição da distribuição dos seus elétrons por nível de energia. Considere um elemento que possui sua distribuição eletrônica conforme o Diagrama de Pauling igual a $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$. Assinale a alternativa que apresenta corretamente o elemento químico que possui esta distribuição. (Observação: considere a tabela periódica, caso necessário).

- a) Bromo (Br)
- b) Estrôncio (Sr)
- c) Magnésio (Mg)
- d) Cloro (Cl)

Comentários

A partir da distribuição eletrônica indicada no texto da questão $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ tem-se que o elemento apresenta $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 10 + 6 + 2 = 38$ elétrons. Supondo que o elemento seja neutro,



ou seja, apresente igualdade de prótons e elétrons, então ele apresenta 38 prótons. Olhando na tabela periódica o elemento que apresenta número atômico (quantidade de prótons) igual a 38, tem-se o estrôncio.

Gabarito: B

5. Números Quânticos.

O posicionamento de qualquer elétron em um átomo pode ser classificado a partir de um código matemático chamado números quânticos. Os números quânticos descrevem os quatro estados de energia de um elétron: quântico principal, quântico secundário (ou azimutal), magnético e spin. Não existem dois elétrons, em um mesmo átomo, com os mesmos quatro números quânticos.

Número quântico principal (n)

O principal número quântico (n) indica o afastamento do elétron em relação ao núcleo, ou seja, a camada que está posicionado.

Nível de energia:	1	2	3	4	5	6	7
Número quântico principal (n):	1	2	3	4	5	6	7

Número quântico secundário ou azimutal (ℓ)

O número quântico secundário indica o subnível que o elétron está localizado. O valor matemático é determinado por $n-1$.

Subnível:	s	p	d	f
Número quântico secundário (ℓ):	0	1	2	3

Número quântico magnético (m ou m_ℓ)

O número quântico magnético indica o orbital onde se encontra o elétron no subnível. O código matemático correspondente varia de $-\ell$ a $+\ell$, sendo zero o orbital central do subnível.

Subnível:	s	p	d	f
------------------	---	---	---	---



Orbital:

<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
--------------------------	--	--	---

Número

quântico

magnético

(m_l):

<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Número quântico spin (s ou m_s)

O número quântico spin representa o sentido de rotação do elétron em torno de seu próprio eixo, podendo ser horário ou anti-horário.

rotação:

em um sentido de rotação

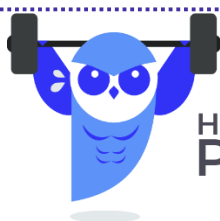
no sentido oposto de rotação

Número quântico spin (s):

$$+\frac{1}{2}$$

$$-\frac{1}{2}$$

Não existe atribuição numérica para horário ou anti-horário, cada questão de concurso apresenta a legenda a ser adotada para o primeiro elétron na distribuição eletrônica em orbitais.

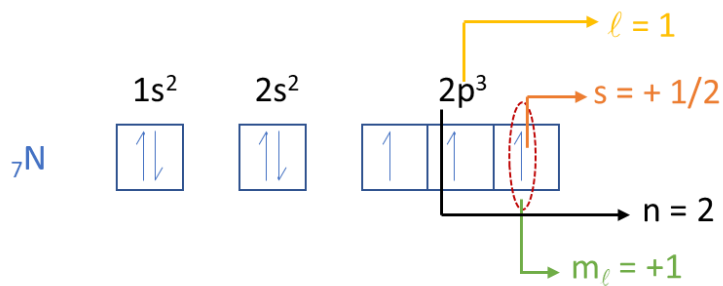


HORA DE
PRATICAR!

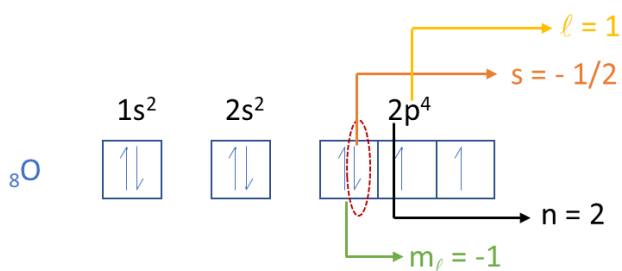
A determinação numérica dos números quânticos pode ser utilizada para qualquer elétron em um átomo ou íon. Considerando o valor de spin para o primeiro elétron no átomo sendo igual a $+1/2$, responda aos itens:

Quais são os quatro números quânticos para o elétron mais energético do nitrogênio?

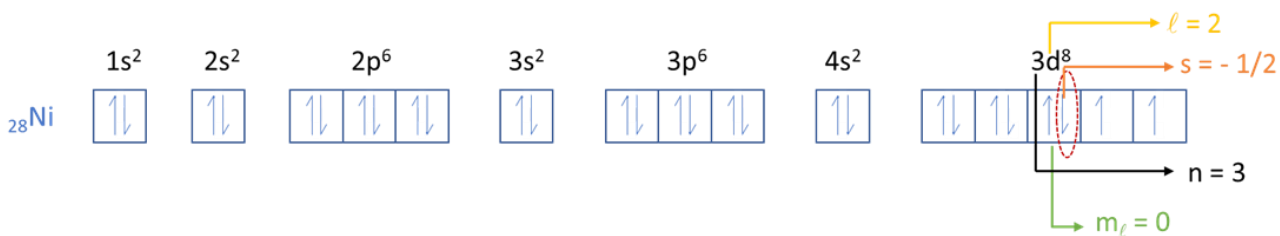




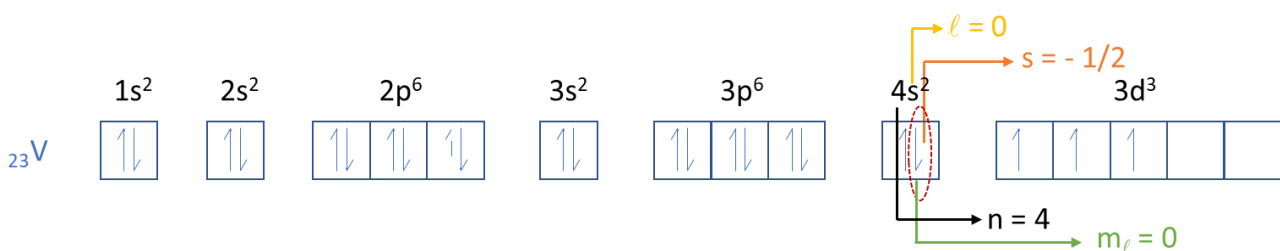
Quais são os quatro números quânticos para o elétron mais energético do oxigênio?



Quais são os quatro números quânticos para o elétron mais energético do níquel?



Quais são os quatro números quânticos para o elétron mais externo do vanádio?



6. Questões Fundamentais

I. Questão fundamental 01

(ESTRATÉGIA / QUESTÃO DE FIXAÇÃO) Complete o quadro a seguir com as informações de número de massa, número atômico, número de nêutrons e número de elétrons para cada espécie química.

	Na ⁺	Fe	Xe	He	Pb ⁴⁺	S	Br ⁻	Mn	O ²⁻
A	23	56			207	32	81	55	
Z	11			2				25	8
n		30	78	2		16			8
e ⁻			54		78		36		

II. Questão fundamental 02

(ESTRATÉGIA / QUESTÃO DE FIXAÇÃO) Faça a distribuição eletrônica, em ordem energética, das seguintes espécies químicas:

- ${}_3\text{Li}$
- ${}_9\text{F}$
- ${}_{22}\text{Ti}$
- ${}_{35}\text{Br}$
- ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$
- ${}_{47}\text{Ag}^+$
- ${}_{17}\text{Cl}^-$

7. Resoluções Das Questões Fundamentais

Questão fundamental 01

(ESTRATÉGIA / QUESTÃO DE FIXAÇÃO) Complete o quadro a seguir com as informações de número de massa, número atômico, número de nêutrons e número de elétrons para cada espécie química.

	Na ⁺	Fe	Xe	He	Pb ⁴⁺	S	Br ⁻	Mn	O ²⁻
A	23	56	132	4	207	32	81	55	16
Z	11	26	54	2	82	16	35	25	8
n	12	30	78	2	125	16	46	30	8



e⁻ 10 26 54 2 78 16 36 25 10

Questão fundamental 02

(ESTRATÉGIA / QUESTÃO DE FIXAÇÃO) Faça a distribuição eletrônica, em ordem energética, das seguintes espécies químicas:

- a) ${}_3\text{Li}: 1s^2 2s^1$
- b) ${}_9\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$
- c) ${}_{22}\text{Ti}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- d) ${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- e) ${}_{26}\text{Fe}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- f) ${}_{47}\text{Ag}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$ (lembre-se que a prata é exceção, terminaria em d^9 , logo se transforma em d^{10}).
- g) ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

8. Já Caiu Nos Principais Concursos

Modelos Atômicos

1. (FGV/SEDUC TO/2023) O teste de chama é um experimento simples que pode ser realizado em sala de aula para discutir temas relacionados com os Modelos Atômicos. Nesse teste, observa-se que alguns elementos, ao serem submetidos a uma chama, absorvem energia e, posteriormente, essa energia é emitida em diferentes comprimentos de onda que estão relacionados com diferentes cores. O sódio, por exemplo, emite em comprimento de onda relacionado com a cor amarela; o cálcio, vermelho; e o cobre, verde. Este experimento é utilizado para explicar conceitos relacionados ao modelo atômico de

- a) Demócrito.
- b) Dalton.
- c) Thomson.
- d) Oppenheimer.
- e) Rutherford-Bohr.

2. (IBFC/SEED PR/2023) O século XX nos trouxe grandes descobertas sobre o conhecimento atômico. Neste período, foram criadas bombas atômicas. Foi também neste século que através da energia nuclear foi gerada a eletricidade e ainda, nesta época, foi estruturado um modelo de átomo que ainda é a base da teoria atômica moderna. Sem dúvida, quanto mais o homem avança no conhecimento do mundo subatômico, mais o avanço tecnológico se torna uma realidade. Historicamente, porém, até chegarmos ao que hoje conhecemos por modelo atômico atual, muitos estudos e pesquisas foram



realizados ao longo de séculos. Foi, no entanto, no final do século XIX, que alguns experimentos contribuíram de forma significativa para a evolução do modelo atômico. Diante do exposto, analise as afirmativas abaixo.

I. O físico inglês J. J. Thomson, em 1887, mostrou que as partículas em raio catódico são carregadas negativamente e ele provou esta afirmação mostrando que o raio pode ser desviado se passar entre placas de metais carregados opostamente em um tubo de Crookes. Segundo suas pesquisas, a direção do desvio para a placa carregada positivamente, mostra que as partículas do raio catódico carregam uma carga elétrica negativa.

II. Segundo os pesquisadores dos modelos atômicos, foi no ano de 1908, que Robert Millikan, um físico americano realizou, um clássico experimento, que foi capaz de determinar a magnitude da carga negativa do elétron. Millikan acreditava que os raios x chocavam-se com os elétrons das moléculas do ar que circundavam as gotículas de óleo e que as gotículas poderiam captar estes elétrons. Através de seus experimentos, Millikan foi assim capaz de mostrar que todos os elétrons são idênticos, isto é, todos têm a mesma massa e carga.

III. Embora para a maioria dos cientistas da época o fato do átomo ser constituído por uma parte carregada positivamente e por alguns elétrons, em 1890, isto ainda não era totalmente claro. Em 1898, que J. J. Thomson sugeriu que um átomo poderia ser uma esfera carregada positivamente na qual alguns elétrons estão incrustados. Segundo ele, isto levaria a uma impossível remoção de elétrons dos átomos.

Estão corretas as afirmativas:

Alternativas

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

3. (IBFC / SEE AC/ 2023) A teoria atômica moderna considera que o átomo é composto por duas regiões: o núcleo onde estão os prótons e os nêutrons, e a eletrosfera, região ao redor do núcleo onde estão os elétrons. A construção do conceito de átomo pode ser verificada analisando a evolução dos modelos atômicos, os quais foram consequências de resultados experimentais, de acordo com os avanços científicos e tecnológicos.

Adaptado. Disponível em: <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/atomo.htm#:~:text=O%20%C3%A1tomo%20%C3%A9%20a%20unidade,explicar%20o%20funcionamento%20da%20mat%C3%A9ria>. Acesso: 06/04/2023.

Observe o quadro abaixo:

1. Modelo do Pudim de Passas
2. Modelo da Bola de Bilhar
3. Modelo Planetário (Sistema Solar)



- () Partícula alfa (radioatividade)
- () Eletrólise (eletricidade)
- () Massas (Leis Ponderais)

Neste contexto, marque a sequência correta entre o Modelo Atômico e os experimentos/ temas científicos realizados.

- a) 3 - 2 - 1
- b) 1 - 2 - 3
- c) 3 - 1 - 2
- d) 2 - 1 - 3

4. (SELECON / SEDUC MT/ 2021) Os esmaltes que brilham no escuro não são mais novidade. Modernos e ideais para serem usados em eventos noturnos, eles se destacam e são um luxo sob a luz negra. Quanto mais escuro, mais a esmaltação se sobressai. O modelo atômico que explica o fenômeno encontrado nos esmaltes que brilham no escuro é o de:

- a) Bohr
- b) Dalton
- c) Thomson
- d) Rutherford

5. (QUADRIX / SE DF / 2022) Julgue os itens em CERTO ou ERRADO:

1. Bohr postulou sobre a estrutura eletrônica de um átomo ao propor que a matéria é formada por átomos, partículas maciças e indivisíveis que não podem ser criadas nem destruídas. Nesse modelo, os átomos preservam sua identidade em todas as transformações, sendo impossível transformar um elemento químico em outro, o que se contrapõe às ideias dos alquimistas.

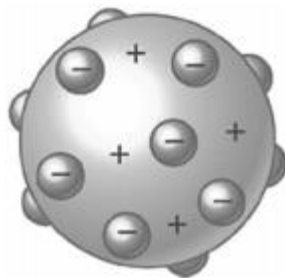
2. Como princípios da teoria atômica de Dalton, tem-se que os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias. Nessa órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia.

3. A história da química pode ser plenamente observada sem se considerar a história da filosofia, da educação, das religiões e das artes, por se tratar de uma ciência distinta das demais em termos do seu desenvolvimento histórico.

4. Na origem do conhecimento químico, nas mais diferentes civilizações, há um grande número de tecnologias químicas, como aquelas relacionadas com a cocção, conservação com sal, produção de bebidas, além de extração, produção e tratamento de metais.

6. (FCC / SEDU ES/ 2016) O modelo para o átomo proposto por Thomson está representado abaixo.





(<http://www.explicatorium.com/images/modelo-Thomson.jpg>. Acesso em 03/01/2016)

Com esse modelo, Thomson interpretou

- a) a indivisibilidade da matéria.
- b) a natureza elétrica da matéria.
- c) a emissão de cores do teste de chama.
- d) o núcleo atômico.
- e) a radioatividade.

7. (FGV / SEAD AP / 2022) Desde o início do século XX ficou claro que a mecânica clássica não seria capaz de explicar a estrutura interna dos átomos. Novas leis precisaram ser desenvolvidas e ficaram conhecidas como mecânica quântica.

A partir dessas novas leis foi possível determinar a(o)

- a) razão carga/massa do elétron.
- b) natureza dos raios canais.
- c) natureza dos raios catódicos.
- d) probabilidade de dispersão de prótons.
- e) energia envolvida em transições eletrônicas.

8. (FCC / SEDU - ES / 2022) O modelo atômico de Dalton foi adequado para explicar satisfatoriamente:

- I. as leis ponderais de Lavoisier e Proust.
- II. os experimentos de Faraday sobre eletrólise.
- III. a radioatividade natural do elemento urânio.

Está correto o que consta APENAS de

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



e) II e III.

9. (CESPE- CEBRASPE / SEED-PR / 2021) A festa da virada de ano (réveillon) é marcada pela queima de fogos de artifício. No Brasil, o maior espetáculo acontece na praia de Copacabana, no Rio de Janeiro, mas este ano o evento foi cancelado por causa da pandemia. A explosão de cores no céu causada pela queima dos fogos é decorrente de um fenômeno que acontece com os elétrons dentro dos átomos, que, por sua vez, pode ser explicado pelo modelo atômico de Bohr que

a) afirma ocorrerem transições eletrônicas entre os níveis de energia, ou seja, o elétron libera fótons ao saltar de um nível mais interno para um nível mais externo.

b) define o fenômeno do salto quântico, em que os elétrons, ao absorverem energia, podem realizar um salto de um nível mais interno para um mais externo e, ao retornar para o nível de origem, liberar essa energia na forma de luz.

c) defende a ideia de que os elétrons se movimentam ao redor do núcleo com perda de energia, esta perda acontece com emissão de fótons.

d) quantifica a energia dentro da eletrosfera do átomo e afirma que o elétron libera luz ao saltar para um nível mais externo.

e) atribui as diferentes cores formadas pelos fogos de artifício ao fato de que a quantidade de energia liberada em todas as transições eletrônicas é a mesma, independentemente do nível de energia em que o elétron se encontra.

10. (IBFC / SEED PR / 2023) Os modelos atômicos tentam explicar como é a estrutura de um átomo, já que este é uma partícula muito pequena que não pode ser vista a olho nu. Até hoje, os cientistas não conseguiram ver um átomo isolado, muito menos a sua estrutura interna, mas os modelos tentam recriar este átomo. Nesse contexto, o modelo atômico de

a) Dalton defende que o átomo era uma estrutura maciça e indestrutível, mas poderia ser dividida em uma reação de fissão nuclear, por exemplo.

b) Thomson propõe um átomo neutro dividido em duas regiões com partículas positivas e negativas.

c) Chadwick organiza o núcleo com duas partículas: prótons, com carga neutra, e nêutrons, com carga positiva.

d) Rutherford propõe a divisão do átomo em duas regiões: núcleo e eletrosfera, após realizar o experimento da lâmina de ouro.

e) Bohr organiza os elétrons em níveis de energia na eletrosfera, definindo que quanto mais próximo do núcleo os elétrons se encontram, mais energia eles possuem.

11. (IBFC / SEE-AC/ 2023) “Átomo é o nome dado ao formador da matéria. Tal nome foi proposto, antes de Cristo, pelos filósofos gregos Demócrito e Leucipo. Assim, temos que os elementos químicos, as moléculas, as substâncias e os materiais orgânicos ou inorgânicos são formados por átomos.”

adaptado. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/o-quee/quimica/o-que-e-atomo.htm>. Acesso: 06/04/2023.

Com relação aos modelos atômicos, assinale a alternativa correta.



- a) O primeiro modelo atômico reconhecido cientificamente foi o Modelo Planetário ou do Sistema Solar
- b) O Modelo do Pudim de Passas foi proposto no início do século XX, por J.J.Thomson
- c) O Modelo da Bola de Bilhar explicava os fenômenos relacionados à emissão e à absorção de luz
- d) Somente o Modelo Quântico tem importância para a História da Química

12. (FGV / SEDUC-PE/ 2016) “Após a descoberta do elétron, não seria possível ainda conceber um átomo como uma esfera rígida, indivisível, mas como uma esfera ou nuvem de carga positiva, na qual os elétrons estariam embebidos, uniformemente distribuídos.” Esse conceito de átomo é atribuído a

- a) Tales de Mileto.
- b) Dalton.
- c) Thomson.
- d) Rutherford.
- e) Bohr.

13. (FCC / SEC-BA/ 2018) Entre os cientistas relacionados abaixo, o primeiro a propor um modelo atômico que considerava a natureza elétrica dos átomos foi

- a) Dalton.
- b) Mendeleev.
- c) Lavoisier.
- d) Thomson
- e) Rutherford.

14.(FGV / SEDUC-AM/ 2014) Uma das experiências fundamentais para o entendimento do modelo atômico foi realizada por Rutherford no início do século XX. A experiência consistia em bombardear uma folha de ouro com partículas alfa como mostra a figura.



Sobre as conclusões para o entendimento da estrutura do átomo, provenientes dessa experiência, foram feitas as seguintes afirmativas:

- I. O átomo possui imensos espaços vazios
- II. O núcleo do átomo apresenta baixa densidade.



III. As cargas negativas ocupam um lugar ao redor do núcleo.

Assinale:

- a) se apenas a afirmativa III estiver correta.
- b) se apenas as afirmativas I e II estiverem corretas.
- c) se apenas as afirmativas II e III estiverem corretas.
- d) se apenas as afirmativas I e III estiverem corretas.
- e) se todas as afirmativas estiverem corretas.

15. (CESPE-CEBRASPE / SEDUC-AL/ 2021) Uma transformação química milenar é a produção do etanol a partir da fermentação de alimentos. Nesse processo, a levedura e outros microrganismos fermentam a glicose ($C_6H_{12}O_6$) em etanol (C_2H_5OH) e CO_2 . Com relação à história da química e ao mundo e suas transformações, julgue o item subsequente, considerando $M_{C_6H_{12}O_6} = 180$ g/mol e $M_{C_2H_5OH} = 46$ g/mol.

A química distanciou-se da alquimia a partir dos ensaios de Robert Boyle, um dos primeiros pesquisadores a dar forma científica ao atomismo, opondo-se a Aristóteles e Paracelso.

Certo

Errado

Partículas Subatômicas

16. (IBFC / SEC-BA/ 2023) Sobre o átomo temos as seguintes asserções:

- I. O átomo de Ni possui um número atômico 28 e massa atômica 59, logo seu número de nêutrons é 28 pois é um átomo neutro.
- II. O Cl possui um número atômico de 17 e possui 2 isótopos naturais (35 e 37), logo seu número de nêutrons é de 18 e 20.
- III. O Cl^- possui número atômico 17 e seus isótopos (35 e 37) possuem 16 e 18 nêutrons respectivamente.
- IV. O número de elétrons do Na^+ é menor que o número de prótons de seu núcleo.

Estão corretas as asserções:

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



17.(QUADRIX / SEDUC-GO/ 2018) Considerando-se a seguinte reação, que envolve íons do átomo de cobre (${}^{63}_{29}\text{Cu}$): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$, assinale a alternativa que apresenta, correta e respectivamente, o número de prótons, elétrons e nêutrons da espécie iônica de cobre produto dessa reação.

- a) 28, 27 e 34
- b) 28, 28 e 34
- c) 29, 28 e 34
- d) 29, 29 e 63
- e) 30, 29 e 63

18.(CESPE-CEBRASPE / SEE-AL/ 2013) Com relação aos átomos e moléculas, presentes nas diversas substâncias que são encontradas na natureza, julgue os itens a seguir.

1. Átomo é a menor partícula em que um elemento pode ser dividido e que ainda apresente as propriedades do elemento em questão.
2. Na formação de um composto iônico, ocorre o compartilhamento desigual dos elétrons entre os átomos, o que determina a presença das chamadas cargas residuais com sinais opostos, porém com a mesma intensidade no composto, que será, portanto, eletricamente neutro.

19.(UECE-CEV / SEDUC-CE/ 2018) Preencha as lacunas do seguinte quadro, supondo que cada coluna representa um átomo neutro:

SÍMBOLO	${}^{101}\text{Ru}$				${}^{88}\text{Ra}$
PRÓTONS		71			
NÊUTRONS		104	118		
ELÉTRONS	44		79	84	
Nº DE MASSA				209	226

Considerando o quadro acima, assinale a afirmação FALSA.

- a) Rutênio tem 44 prótons e polônio tem 125 nêutrons.
- b) Polônio tem 84 prótons e rádio tem 88 elétrons.
- c) Rádio tem 138 nêutrons e rutênio tem número de massa 145.
- d) Ouro tem número de massa 197 e lutécio tem número de massa 175.

20.(CESPE-CEBRASPE / SEDF/ 2017) As cores brilhantes observadas durante a queima de fogos de artifício são geradas a partir de elementos metálicos presentes nos fogos. Por exemplo, sais de estrôncio, como o SrCrO_4 , dão origem à luz vermelha; sais de cobre, como o $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, à luz verde; sais de magnésio,



como MgCl_2 , à luz branca. Sabendo que esse fenômeno pode ser explicado com base na estrutura eletrônica dos diferentes elementos metálicos, julgue os próximos itens.

1. No estado fundamental de energia, o íon Cu^{2+} apresenta 6 elétrons em orbitais s, 12 elétrons em orbitais p e 9 elétrons em orbitais d.
2. O isótopo neutro Ba-88 possui 38 prótons e 50 nêutrons em seu núcleo, além de 38 elétrons na região extranuclear.

21. (IBFC / SEE-MG/ 2015) Os chamados raios cósmicos, na verdade, não são ondas eletromagnéticas, mas uma combinação de diferentes partículas subatômicas e núcleos atômicos. A maior parte dos raios cósmicos é formada de prótons livres. Assinale a alternativa que estabelece a correta relação entre estes prótons e átomos ou íons.

- a) Átomo de hidrogênio.
- b) Núcleo atômico do hélio.
- c) íon H^+ .
- d) íon He^+ .

22. (UFMS / UFMS/ 2021) Entre os anos de 1911 e 1913, alguns cientistas já haviam percebido a existência de átomos com o mesmo número atômico, porém, com números de massa diferentes. Por sugestão de Frederick Soddy, esses átomos foram chamados de isótopos (iso = igual, topos = lugar). Na natureza, existem três isótopos naturais de hidrogênio (^1H , ^2D , ^3T) e três isótopos naturais de oxigênio (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O).

MARTINO, A. Química, a ciência global. Goiânia: Editora W, 2016 (adaptado).

Podemos concluir que, a partir da combinação desses isótopos, o número de tipos diferentes de moléculas de água é:

- a) 6.
- b) 9.
- c) 12.
- d) 15.
- e) 18.

Distribuição Eletrônica

23. (IBFC / SEC-BA/ 2023) Observe as distribuições eletrônicas conforme o princípio de exclusão de Pauli:

I. A configuração eletrônica do B ($n=5$) é $1s^2 2s^2 2p^1$.

II. A configuração eletrônica do V ($n = 23$) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

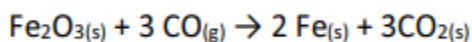


III. A configuração eletrônica do Br ($n = 35$) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

Assinale a alternativa que contenha somente as asserções com a distribuição eletrônica correta.

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

24. (QUADRIX / SEDF/ 2022) A hematita (Fe_2O_3) consiste no principal minério de ferro que existe, sendo encontrada em diversos ambientes geológicos. Esse óxido é reduzido com monóxido de carbono, em altos fornos ($400^\circ C$ a $700^\circ C$), nas grandes siderúrgicas, de acordo com a seguinte equação.



Considerando essas informações e os diversos aspectos a elas relacionados, julgue o item.

O íon Fe^{3+} ($Z_{Fe} = 26$) apresenta a mesma configuração eletrônica que o íon Mn^{2+} ($Z_{Mn} = 25$).

Certo

Errado

25. (IBFC / SEE-MG/ 2015) Segundo o modelo atômico de Bohr, o átomo pode ter no máximo 7 camadas eletrônicas (indicadas por letras, de K a Q, sendo K a mais próxima do núcleo e Q a mais distante).

Assinale a alternativa que apresenta a camada de maior energia segundo este modelo.

- a) K.
- b) L.
- c) P.
- d) Q.

26. (CESPE-CEBRASPE / SEDUC-CE/ 2013) Assinale a opção que apresenta a correta distribuição eletrônica, em camadas, do átomo ${}_{15}P$.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b) K = 2, L = 7, M = 6
- c) K = 2, L = 6, M = 8
- d) K = 2, L = 8, M = 5
- e) K = 2, L = 8, M = 10, N = 2



27.(QUADRIX / SEDUC-GO/ 2018) O estanho é um metal branco, prateado, maleável e dúctil. Apresenta número atômico (Z) igual a 50 e pertence ao grupo 14 da tabela periódica. Desde a antiguidade, o estanho é conhecido, sendo um dos primeiros elementos a serem utilizados pela tecnologia humana para produzir bronze, nos tempos pré-históricos. O estanho ocorre, na forma combinada na natureza, em minerais, sendo o seu principal minério a cassiterita (SnO_2). Com base nessas informações, assinale a alternativa que apresenta a descrição da configuração eletrônica do Sn no estado fundamental.

- a) $[\text{He}]2s^22p^2$
- b) $[\text{Ne}]3s^23p^2$
- c) $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$
- d) $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$
- e) $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$

28.(FUNIVERSA / UEG/ 2015) Os átomos dos elementos da família 17 (${}_{9}\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{53}\text{I}$, ${}_{85}\text{At}$), também conhecidos como halogêneos, apresentam, como característica comum,

- a) o mesmo número de elétrons.
- b) o mesmo número de prótons.
- c) cinco elétrons na camada de valência.
- d) seis elétrons na camada de valência.
- e) sete elétrons na camada de valência.

29.(CESPE-CEBRASPE / SEDUC-CE/ 2013) A descrição da estrutura eletrônica em sistemas moleculares é, geralmente, realizada por modelos. Um dos mais utilizados para esse fim é a teoria da ligação de valência (TLV), uma extensão da teoria de Lewis, que considera alguns princípios da mecânica quântica. No entanto, por serem modelos, muitas vezes apresentam resultados distintos daqueles observados experimentalmente. No caso do oxigênio molecular (O_2), a TLV é:

- a) adequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois confirma o paramagnetismo da molécula
- b) inadequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois não prevê o diamagnetismo da molécula.
- c) adequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois confirma o diamagnetismo da molécula.
- d) inadequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois não prevê o paramagnetismo da molécula.
- e) adequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois não prevê o paramagnetismo da molécula.

30.(FGV / SEDUC-TO/ 2023) O elemento químico de número atômico 23 foi nomeado, no século XIX, como *vanadis* em homenagem à deusa escandinava da beleza e da juventude, por conta das cores peculiares dos seus vários íons. O vanádio é um elemento presente em vários minerais e ocorre em diversas regiões do planeta; sua grande utilidade é a produção de ligas resistentes ao choque e à corrosão. Considerando a configuração eletrônica do átomo e dos cátions mais comuns desse elemento, é correto afirmar que



- a) seu átomo possui elétrons distribuídos em cinco níveis energéticos.
- b) seu átomo possui dois elétrons no subnível de maior energia.
- c) seu átomo possui cinco elétrons na camada de valência.
- d) seu cátion bivalente possui três elétrons no subnível d.
- e) seu cátion pentavalente possui a configuração eletrônica do neônio.

Números Quânticos

31. (SELECON / IF-RJ/ 2023) A maneira como os elétrons estão distribuídos nos átomos é descrita pela mecânica quântica em termos de orbitais. O conhecimento das energias dos orbitais, bem como algumas características fundamentais dos elétrons, permite-nos determinar os modos pelos quais os elétrons estão distribuídos entre vários orbitais em um átomo. Quanto aos orbitais é correto afirmar que:

- a) quando emparelhados, apresentam um único elétron
- b) estão em regiões do espaço fora da eletrosfera atômica
- c) nem todos possuem a mesma forma e energia
- d) os elétrons nos orbitais só podem ser definidos por 2 números quânticos
- e) a equação de Clapeyron tem como solução a região mais provável de encontrar o elétron

Comentários

- a) Errado. Orbitais quando estão emparelhados apresentam 2 elétrons com spins opostos.
- b) Errado. Os orbitais estão contidos nos subníveis que estão contidos nas camadas da eletrosfera de um átomo.
- c) Certo. Cada orbital apresenta uma quantidade de energia determinada e representa uma região de maior probabilidade de se encontrar o elétron.
- d) Errado. Os elétrons nos orbitais podem ser definidos pelos seguintes números quânticos: principal (n), secundário (l), magnético (m ou ml) e spin (s ou ms).
- e) Errado. A equação de Clapeyron é a equação de estado dos gases ideais: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Gabarito: C

32. (UECE-CEV / SEDUC-CE/ 2018) Mesmo que um modelo atômico consiga explicar muitos fenômenos ele não explica tudo o que acontece, e pode ser substituído. Em se tratando de modelos atômicos analise as proposições abaixo:



I. O modelo de Dalton foi um resgate da primitiva teoria atômica de Epicuro que viveu entre 341 a.C. e 270 a.C.

II. Rutherford postulou que o átomo era uma esfera maciça de carga positiva com cargas negativas incrustadas na superfície.

III. O modelo de Bohr repousava na mecânica clássica e explicava perfeitamente a existência de órbitas estacionárias.

IV. O modelo atual foi concebido com as contribuições de De Broglie, Heisenberg e Schrödinger.

V. O número quântico spin foi introduzido por Wolfgang Pauli para explicar a descoberta da duplicação das raias espectrais.

Está correto o que se afirma somente em

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

33. (FGV / SME-SP/ 2023) Bohr desenvolveu seu modelo atômico adotando duas premissas:

1. A quantização do momento angular.

2. O equilíbrio mecânico atingido pela igualdade dos módulos das forças elétrica (de atração do elétron ao núcleo) e centrípeta (do movimento circular do elétron em torno do núcleo).

Dessa forma, ele desenvolveu uma expressão para a energia que depende de um número quântico, n , que indica o nível de energia eletrônica e determina o raio.

A esse respeito, assinale V para a afirmativa verdadeira e F para a falsa.

1.() O modelo atômico de Bohr permitiu descrever com sucesso o raio do movimento circular do elétron em torno do núcleo de hidrogênio no estado fundamental.

2.() O modelo atômico de Bohr permitiu descrever com sucesso a diferença de energia entre dois níveis eletrônicos do átomo de hidrogênio.

3.() O modelo atômico de Bohr permitiu descrever com sucesso o comprimento de onda associado a excitações eletrônicas em átomos de qualquer número atômico.

As afirmativas são, respectivamente,

- a) V, V e V.
- b) V, V e F.
- c) V, F e F.
- d) F, V e V.



e) F, V e F.

34. (IBFC / SEED-RR/ 2021) Os modelos atômicos servem para entendermos a estrutura e o comportamento de um átomo. Os filósofos gregos Leucipo e Demócrito em 450 a.C foram os primeiros a refletirem sobre a unidade fundamental presentes na matéria. Eles tinham a concepção de que toda a matéria era formada por átomos, partículas indivisíveis (“a” não e “tomos” partes). Atualmente sabemos que o átomo é divisível devido aos estudos científicos comprovados com o auxílio da tecnologia e de pesquisas elaboradas ao longo dos anos, por muitos cientistas. Leia atentamente as afirmativas sobre as diferentes características dos modelos atômicos, a seguir.

I. O átomo era uma esfera não maciça, contendo carga elétrica positiva e negativa distribuídas em harmonia. O átomo teria carga elétrica total nula.

II. O átomo não seria maciço como proposto por estudos anteriores. Seria descontínuo, nucleado e composto por duas regiões (O núcleo e a eletrosfera).

III. O átomo era uma partícula minúscula, maciça, esférica e indivisível, não podendo ser criado nem destruído.

IV. As órbitas elípticas indicaram um segundo número quântico (número quântico secundário), explicando como os espectros de emissão de luz apresentavam o fenômeno de linhas múltiplas nas raias espectrais.

V. Os elétrons não giram aleatoriamente ao redor do núcleo, mas se movimentam ao redor do núcleo, em órbitas circulares determinadas. E cada órbita circular de elétrons apresentava um nível de energia definida e constante.

- Modelo de Dalton;
- Modelo de Thomson;
- Modelo de Rutherford;
- Modelo de Bohr;
- Modelo de Sommerfeld.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta que associa os modelos atômicos aos seus respectivos responsáveis

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

35. (CESPE-CEBRASPE / IFF/ 2018) O titânio, um metal de transição do “bloco d” da tabela periódica, é bastante empregado em ligas metálicas devido a sua elevada resistência mecânica e baixa tendência à



corrosão, além da baixa densidade. Ele é obtido a partir, principalmente, da ilmenita (FeTiO_3) e do rutilo (TiO_2).

Considerando a teoria atômica moderna, assinale a opção correta.

- a) Em um átomo de titânio, os elétrons descrevem órbitas com trajetórias bem definidas.
- b) Em um átomo de titânio submetido a temperatura elevada, ocorre emissão de um espectro contínuo de energia.
- c) Em um átomo de titânio no estado fundamental de energia, existem ao menos dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.
- d) Em um átomo de titânio no estado fundamental de energia, a configuração eletrônica é $[\text{Ar}] 4s^2 4d^2$, em que $[\text{Ar}]$ corresponde à configuração do argônio.
- e) Em um átomo de titânio, existem seis elétrons ocupando orbitais que apresentam número quântico principal e número quântico secundário iguais a 2 e 1, respectivamente.

9. Questões Resolvidas e Comentadas

Modelos Atômicos

1. (FGV/SEDUC TO/2023) O teste de chama é um experimento simples que pode ser realizado em sala de aula para discutir temas relacionados com os Modelos Atômicos. Nesse teste, observa-se que alguns elementos, ao serem submetidos a uma chama, absorvem energia e, posteriormente, essa energia é emitida em diferentes comprimentos de onda que estão relacionados com diferentes cores. O sódio, por exemplo, emite em comprimento de onda relacionado com a cor amarela; o cálcio, vermelho; e o cobre, verde. Este experimento é utilizado para explicar conceitos relacionados ao modelo atômico de
- a) Demócrito.
 - b) Dalton.
 - c) Thomson.
 - d) Oppenheimer.
 - e) Rutherford-Bohr.

Comentários

Julgando os itens, tem-se:

- a) Errado. Demócrito foi um filósofo antigo que imaginou que toda a matéria era formada por pequenas partículas indivisíveis chamadas de átomos.
- b) Errado. O modelo de Dalton é indivisível e não consegue explicar a transição eletrônica que ocorre no teste da chama.



- c) Errado. O modelo de Thomson, apesar de conter elétrons, não consegue explicar o teste da chama porque não existe condição de classificação de energia para o elétron no modelo pudim com passas.
- d) Errado. Oppenheimer contribuiu para o desenvolvimento de reações de fissão de núcleos e não propõe explicação para transições de energia de um elétron em um átomo.
- e) Certo. O modelo de Rutherford-Bohr consegue explicar o salto quântico (processo de absorção de energia do elétron e ida para um nível de mais energia) e o seu retorno (processo de emissão de luz devido à diminuição de energia do elétron).

Gabarito: E

2. (IBFC/SEED PR/2023) O século XX nos trouxe grandes descobertas sobre o conhecimento atômico. Neste período, foram criadas bombas atômicas. Foi também neste século que através da energia nuclear foi gerada a eletricidade e ainda, nesta época, foi estruturado um modelo de átomo que ainda é a base da teoria atômica moderna. Sem dúvida, quanto mais o homem avança no conhecimento do mundo subatômico, mais o avanço tecnológico se torna uma realidade. Historicamente, porém, até chegarmos ao que hoje conhecemos por modelo atômico atual, muitos estudos e pesquisas foram realizados ao longo de séculos. Foi, no entanto, no final do século XIX, que alguns experimentos contribuíram de forma significativa para a evolução do modelo atômico. Diante do exposto, analise as afirmativas abaixo.

I. O físico inglês J. J. Thomson, em 1887, mostrou que as partículas em raio catódico são carregadas negativamente e ele provou esta afirmação mostrando que o raio pode ser desviado se passar entre placas de metais carregados opostamente em um tubo de Crookes. Segundo suas pesquisas, a direção do desvio para a placa carregada positivamente, mostra que as partículas do raio catódico carregam uma carga elétrica negativa.

II. Segundo os pesquisadores dos modelos atômicos, foi no ano de 1908, que Robert Millikan, um físico americano realizou, um clássico experimento, que foi capaz de determinar a magnitude da carga negativa do elétron. Millikan acreditava que os raios x chocavam-se com os elétrons das moléculas do ar que circundavam as gotículas de óleo e que as gotículas poderiam captar estes elétrons. Através de seus experimentos, Millikan foi assim capaz de mostrar que todos os elétrons são idênticos, isto é, todos têm a mesma massa e carga.

III. Embora para a maioria dos cientistas da época o fato do átomo ser constituído por uma parte carregada positivamente e por alguns elétrons, em 1890, isto ainda não era totalmente claro. Em 1898, que J. J. Thomson sugeriu que um átomo poderia ser uma esfera carregada positivamente na qual alguns elétrons estão incrustados. Segundo ele, isto levaria a uma impossível remoção de elétrons dos átomos.

Estão corretas as afirmativas:

Alternativas

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



e) I e III apenas

Comentários

I. Certo. O feixe de raios catódicos (feixe de elétrons) desvia para o lado que possui a placa carregada positivamente, caracterizando a carga negativa desses raios.

II. Certo. Millikan, em seu experimento, utilizou pequenas gotículas de óleo carregadas eletricamente utilizando Raios X como radiação ionizante. Observando que nesse experimento as forças elétrica e gravitacional encontravam-se em equilíbrio e usando o campo elétrico, foi possível determinar a carga do elétron.

III. Errado. No Modelo de Thomson os elétrons podem ser retirados de um átomo. É um modelo suficiente para explicar a transferência de elétrons (princípio das ligações iônicas e a corrente elétrica (fluxo ordenado de elétrons)).

Gabarito: D

3. (IBFC / SEE AC/ 2023) A teoria atômica moderna considera que o átomo é composto por duas regiões: o núcleo onde estão os prótons e os nêutrons, e a eletrosfera, região ao redor do núcleo onde estão os elétrons. A construção do conceito de átomo pode ser verificada analisando a evolução dos modelos atômicos, os quais foram consequências de resultados experimentais, de acordo com os avanços científicos e tecnológicos.

Adaptado. Disponível em: [https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/atomo.htm#:~:text=O%20%C3%A1tomo%20%C3%A9%20a%20unidade,explicar%20o%20funcionamento%20da%20mat%C3%A9ria](https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/atomo.htm#:~:text=O%20%C3%A1tomo%20%C3%A9%20a%20unidade,explicar%20o%20funcionamento%20da%20mat%C3%A9ria.). Acesso: 06/04/2023.

Observe o quadro abaixo:

1. Modelo do Pudim de Passas
2. Modelo da Bola de Bilhar
3. Modelo Planetário (Sistema Solar)

- () Partícula alfa (radioatividade)
- () Eletrólise (eletricidade)
- () Massas (Leis Ponderais)

Neste contexto, marque a sequência correta entre o Modelo Atômico e os experimentos/ temas científicos realizados.

- a) 3 - 2 - 1
- b) 1 - 2 - 3



- c) 3 - 1 - 2
- d) 2 - 1 - 3

Comentários

1. O modelo do pudim de passas (modelo de Thomson) está associado com a descoberta do elétron, portanto relaciona-se com a eletrólise (eletricidade)
2. O modelo da bola de bilhar (modelo de Dalton) foi criado para explicar os fenômenos químicos (reações químicas e estequiometria das reações), portanto está associado com as leis ponderais (conservação das massas de Lavoisier e proporção definida de Proust).
3. O Modelo planetário (modelo de Rutherford) está associado com a descoberta da radioatividade, portanto relacionado com as radiações nucleares como as partículas α e β além da onda eletromagnética γ .

Gabarito: C

4. (SELECON / SEDUC MT/ 2021) Os esmaltes que brilham no escuro não são mais novidade. Modernos e ideais para serem usados em eventos noturnos, eles se destacam e são um luxo sob a luz negra. Quanto mais escuro, mais a esmaltação se sobressai. O modelo atômico que explica o fenômeno encontrado nos esmaltes que brilham no escuro é o de:

- a) Bohr
- b) Dalton
- c) Thomson
- d) Rutherford

Comentários

- a) Certo. O modelo de Rutherford-Bohr consegue explicar o salto quântico (processo de absorção de energia do elétron e ida para um nível de mais energia) e o seu retorno (processo de emissão de luz devido à diminuição de energia do elétron).
- b) Errado. O modelo de Dalton afirmava que o átomo era indivisível, sendo insuficiente para explicar as emissões luminosas causadas pela movimentação dos elétrons (uma das partículas subatômicas).
- c) Errado. Apesar do modelo de Thomson estar associado à descoberta dos elétrons, ele não fala sobre a eletrosfera e nem sobre a energia quantizada contida em cada camada.
- d) Errado. O modelo de Rutherford fala sobre núcleo e eletrosfera, porém é insuficiente para falar das energias relacionadas com os saltos quânticos.

Gabarito: A

5. (QUADRIX / SE DF / 2022) Julgue os itens em CERTO ou ERRADO:



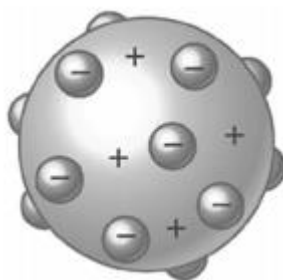
1. Bohr postulou sobre a estrutura eletrônica de um átomo ao propor que a matéria é formada por átomos, partículas maciças e indivisíveis que não podem ser criadas nem destruídas. Nesse modelo, os átomos preservam sua identidade em todas as transformações, sendo impossível transformar um elemento químico em outro, o que se contrapõe às ideias dos alquimistas.
2. Como princípios da teoria atômica de Dalton, tem-se que os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias. Nessa órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia.
3. A história da química pode ser plenamente observada sem se considerar a história da filosofia, da educação, das religiões e das artes, por se tratar de uma ciência distinta das demais em termos do seu desenvolvimento histórico.
4. Na origem do conhecimento químico, nas mais diferentes civilizações, há um grande número de tecnologias químicas, como aquelas relacionadas com a cocção, conservação com sal, produção de bebidas, além de extração, produção e tratamento de metais.

Comentários

1. Errado. O modelo que propõe indivisibilidade do átomo é o de Dalton. No modelo de Bohr o átomo é divisível sendo possível a transformação de um elemento em outro (transmutação), através de reações nucleares.
2. Errado. O modelo que explica as órbitas estacionárias é o modelo de Bohr. Cada camada possui uma energia quantizada e somente é possível alterar a energia se o elétron transitar entre camadas (salto quântico).
3. Errado. Filósofos gregos como, Aristóteles, Leucipo, Demócrito estão associados aos conceitos de átomos e elementos. Além disso, os alquimistas eram envolvidos com religiosidade e misticismo.
4. Certo. Cocção, conservação com sal, produção de bebidas, extração, produção e tratamento de metais envolvem fenômenos físicos e químicos.

Gabarito: E E E C

6. (FCC / SEDU ES/ 2016) O modelo para o átomo proposto por Thomson está representado abaixo.



(<http://www.explicatorium.com/images/modelo-Thomson.jpg>. Acesso em 03/01/2016)

Com esse modelo, Thomson interpretou

- a) a indivisibilidade da matéria.
- b) a natureza elétrica da matéria.
- c) a emissão de cores do teste de chama.
- d) o núcleo atômico.
- e) a radioatividade.

Comentários

a) Errado. O modelo de Thomson está relacionado com a descoberta da primeira partícula subatômica (o elétron), portanto Thomson interpretou a divisibilidade do átomo.

b) Certo. Com a descoberta do elétron, foi possível definir a natureza elétrica dos átomos, contrapondo a ideia de átomo eletricamente neutro proposta por Dalton.

c) Errado. A emissão de cores do teste de chama é explicado pelas órbitas estacionárias e saltos quânticos propostos pelo modelo de Bohr.

d) Errado. Thomson determinou a natureza elétrica dos átomos, porém a proposição da existência de duas regiões distintas no átomo (núcleo e eletrosfera) aparece no modelo de Rutherford.

e) Errado. A descoberta da radioatividade está associada ao modelo de Rutherford, já no modelo de Thomson tem-se a descoberta do elétron, natureza elétrica do átomo. Modelo de Thomson é suficiente para explicar a corrente elétrica (eletricidade).

Gabarito: B

7. (FGV / SEAD AP / 2022) Desde o início do século XX ficou claro que a mecânica clássica não seria capaz de explicar a estrutura interna dos átomos. Novas leis precisaram ser desenvolvidas e ficaram conhecidas como mecânica quântica.

A partir dessas novas leis foi possível determinar a(o)

- a) razão carga/massa do elétron.
- b) natureza dos raios canais.
- c) natureza dos raios catódicos.
- d) probabilidade de dispersão de prótons.
- e) energia envolvida em transições eletrônicas.

Comentários



- a) Errado. A mecânica quântica está relacionada ao modelo de Bohr, já a razão carga/massa do elétron foi definida no modelo de Thomson.
- b) Errado. A natureza dos raios canais (feixe de prótons) foi definida pelo cientista Goldstein. Esses raios são partículas positivas que viajam em sentido oposto aos raios catódicos (feixe de elétrons).
- c) Errado. A natureza dos raios catódicos está associada com o modelo de Thomson. Os elétrons se movimentam em linha reta, formam sombras quando direcionados a barreiras expeças e seu movimento sofre influencia quando submetido ao campo eletromagnético.
- d) Errado. Na dispersão de prótons, um feixe de partículas positivas é direcionado para um alvo. Rutherford em 1911, com o experimento da lâmina de ouro, direcionou um feixe de partículas α em uma fina lâmina de ouro e determinou que o átomo possui uma região central pequena, de grande massa e positiva (núcleo) e que existem grandes espaços vazios entre os átomos.
- e) Correto. A energia envolvida em transições eletrônicas (saltos quânticos) é determinada pelo modelo de Bohr, modelo associado com a mecânica quântica. Os elétrons absorvem energia para transitar a uma camada mais externa e libera energia na transição para uma camada mais interna.

Gabarito: E

8. (FCC / SEDU - ES / 2022) O modelo atômico de Dalton foi adequado para explicar satisfatoriamente:

- I. as leis ponderais de Lavoisier e Proust.
- II. os experimentos de Faraday sobre eletrólise.
- III. a radioatividade natural do elemento urânio.

Está correto o que consta APENAS de

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

Comentários

- I. Certo. Dalton se baseou nas leis ponderais para criar seu modelo da bola de bilhar, com o intuito de explicar os fenômenos químicos.
- II. Errado. Os experimentos de Faraday sobre eletrólise são explicados pelo modelo de Thomson. Esse modelo está relacionado com a descoberta do elétron, principal personagem dos fenômenos associados à eletricidade.



III. Errado. Os fenômenos radioativos estão relacionados com modelo de Rutherford, modelo que determina duas regiões distintas no átomo, o núcleo (local de ocorrência dos fenômenos nucleares) e a eletrosfera (local de ocorrência dos fenômenos químicos).

Gabarito: A

9. (CESPE- CEBRASPE / SEED-PR / 2021) A festa da virada de ano (réveillon) é marcada pela queima de fogos de artifício. No Brasil, o maior espetáculo acontece na praia de Copacabana, no Rio de Janeiro, mas este ano o evento foi cancelado por causa da pandemia. A explosão de cores no céu causada pela queima dos fogos é decorrente de um fenômeno que acontece com os elétrons dentro dos átomos, que, por sua vez, pode ser explicado pelo modelo atômico de Bohr que

- a) afirma ocorrerem transições eletrônicas entre os níveis de energia, ou seja, o elétron libera fótons ao saltar de um nível mais interno para um nível mais externo.
- b) define o fenômeno do salto quântico, em que os elétrons, ao absorverem energia, podem realizar um salto de um nível mais interno para um mais externo e, ao retornar para o nível de origem, liberar essa energia na forma de luz.
- c) defende a ideia de que os elétrons se movimentam ao redor do núcleo com perda de energia, esta perda acontece com emissão de fótons.
- d) quantifica a energia dentro da eletrosfera do átomo e afirma que o elétron libera luz ao saltar para um nível mais externo.
- e) atribui as diferentes cores formadas pelos fogos de artifício ao fato de que a quantidade de energia liberada em todas as transições eletrônicas é a mesma, independentemente do nível de energia em que o elétron se encontre.

Comentários

- a) Errado. Segundo o modelo proposto por Bohr, o elétron absorve fóton quando salta de um nível mais interno (menor energia potencial) para um mais externo (maior energia potencial).
- b) Certo. Quando um elétron sai de um estado de menor energia para um de maior (nível mais interno para mais externo) ele absorve fótons. Já quando transitam de um estado de maior energia (nível mais externo) para um estado de menor (nível mais interno) o elétron libera fótons.
- c) Errado. Segundo o modelo de Bohr, cada camada possui uma quantidade fixa de energia (energia quantizada). O elétron só pode perder ou receber energia de ele mudar a sua trajetória (camada).
- d) Errado. O modelo de Bohr quantifica a energia de cada nível (camada) e o elétron absorve energia quando salta para um nível mais externo.
- e) Errado. Bohr afirmou que cada nível possui uma quantidade de energia específica (quantizada). Diferentes transições eletrônicas (saltos quânticos) geram diferentes quantidades energéticas.

Gabarito: B



10. (IBFC / SEED PR / 2023) Os modelos atômicos tentam explicar como é a estrutura de um átomo, já que este é uma partícula muito pequena que não pode ser vista a olho nu. Até hoje, os cientistas não conseguiram ver um átomo isolado, muito menos a sua estrutura interna, mas os modelos tentam recriar este átomo. Nesse contexto, o modelo atômico de

- a) Dalton defende que o átomo era uma estrutura maciça e indestrutível, mas poderia ser dividida em uma reação de fissão nuclear, por exemplo.
- b) Thomson propõe um átomo neutro dividido em duas regiões com partículas positivas e negativas.
- c) Chadwick organiza o núcleo com duas partículas: prótons, com carga neutra, e nêutrons, com carga positiva.
- d) Rutherford propõe a divisão do átomo em duas regiões: núcleo e eletrosfera, após realizar o experimento da lâmina de ouro.
- e) Bohr organiza os elétrons em níveis de energia na eletrosfera, definindo que quanto mais próximo do núcleo os elétrons se encontram, mais energia eles possuem.

Comentários

- a) Errado. Dalton de fato defendia a indivisibilidade do átomo, porém as reações de fissão nuclear (1939) surgem apenas após o modelo de Rutherford.
- b) Errado. O modelo que propõe duas regiões distintas no átomo (núcleo e eletrosfera) é o modelo de Rutherford.
- c) Errado. Os prótons possuem carga positiva e os nêutrons possuem carga neutra.
- d) Certo. No experimento da lâmina de ouro, Rutherford concluiu que os átomos possuem grandes espaços vazios (eletrosfera) e uma região central, pequena, de grande massa e de carga positiva (núcleo).
- e) Errado. De acordo com o modelo de Bohr, quanto mais distante do núcleo, maior a energia potencial do elétron.

Gabarito: D

11. (IBFC / SEE-AC/ 2023) “Átomo é o nome dado ao formador da matéria. Tal nome foi proposto, antes de Cristo, pelos filósofos gregos Demócrito e Leucipo. Assim, temos que os elementos químicos, as moléculas, as substâncias e os materiais orgânicos ou inorgânicos são formados por átomos.”

adaptado. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/o-quee/quimica/o-que-e-atomo.htm>. Acesso: 06/04/2023.

Com relação aos modelos atômicos, assinale a alternativa correta.

- a) O primeiro modelo atômico reconhecido cientificamente foi o Modelo Planetário ou do Sistema Solar
- b) O Modelo do Pudim de Passas foi proposto no início do século XX, por J.J.Thomson
- c) O Modelo da Bola de Bilhar explicava os fenômenos relacionados à emissão e à absorção de luz



d) Somente o Modelo Quântico tem importância para a História da Química

Comentários

a) Errado. O primeiro modelo atômico reconhecido foi o modelo de Dalton. O modelo planetário é conhecido como modelo de Rutherford.

b) Certo. Modelo pudim de passas foi proposto por J. J. Thomson em 1898. Nesse modelo o pudim representaria a região positiva do átomo e as passas representam os elétrons.

c) Errado. O modelo que explica os fenômenos relacionados à emissão e à absorção de luz é o modelo de Bohr. Quando os elétrons se afastam do núcleo, absorvem energia e quando se aproximam liberam energia na forma de luz.

d) Errado. Vários modelos apresentam pontos de extrema importância para a História da Química. Dalton explicava os fenômenos químicos. Modelo de Thomson explicava a condução de corrente elétrica através da descoberta do elétron. Já o modelo de Rutherford foi muito importante no entendimento da radioatividade.

Gabarito: B

12. (FGV / SEDUC-PE/ 2016) “Após a descoberta do elétron, não seria possível ainda conceber um átomo como uma esfera rígida, indivisível, mas como uma esfera ou nuvem de carga positiva, na qual os elétrons estariam embebidos, uniformemente distribuídos.” Esse conceito de átomo é atribuído a

- a) Tales de Mileto.
- b) Dalton.
- c) Thomson.
- d) Rutherford.
- e) Bohr.

Comentários

a) Errado. Tales de Mileto era um filósofo pré-socrático que acreditava no elemento água.

b) Errado. Dalton afirmava que o átomo era indivisível, impenetrável e indestrutível com ausência de carga.

c) Certo. Segundo Thomson o átomo era comparado com um pudim (esfera de carga positiva) de passas (elétrons embebidos).

d) Errado. Rutherford comparava o átomo com um sistema planetário (núcleo comparado ao sol e os elétrons aos planetas).

e) Errado. Bohr afirmava que as camadas da eletrosfera possuíam energia quantizada.



Gabarito: C

13. (FCC / SEC-BA/ 2018) Entre os cientistas relacionados abaixo, o primeiro a propor um modelo atômico que considerava a natureza elétrica dos átomos foi

- a) Dalton.
- b) Mendeleev.
- c) Lavoisier.
- d) Thomson
- e) Rutherford.

Comentários

- a) Errado. Para Dalton o átomo era uma esfera maciça sem cargas.
- b) Errado. Mendeleev propôs uma tabela periódica com ordem crescente de massa atômica.
- c) Errado. Lavoisier criou a lei ponderal de conservação das massas antes do modelo proposto por Dalton.
- d) Certo. Segundo Thomson o átomo era comparado com um pudim (esfera de carga positiva) de passas (elétrons embebidos).
- e) Errado. Rutherford comparava o átomo com um sistema planetário (núcleo comparado ao sol e os elétrons aos planetas).

Gabarito: D

14. (FGV / SEDUC-AM/ 2014) Uma das experiências fundamentais para o entendimento do modelo atômico foi realizada por Rutherford no início do século XX. A experiência consistia em bombardear uma folha de ouro com partículas alfa como mostra a figura.



Sobre as conclusões para o entendimento da estrutura do átomo, provenientes dessa experiência, foram feitas as seguintes afirmativas:

- I. O átomo possui imensos espaços vazios
- II. O núcleo do átomo apresenta baixa densidade.



III. As cargas negativas ocupam um lugar ao redor do núcleo.

Assinale:

- a) se apenas a afirmativa III estiver correta.
- b) se apenas as afirmativas I e II estiverem corretas.
- c) se apenas as afirmativas II e III estiverem corretas.
- d) se apenas as afirmativas I e III estiverem corretas.
- e) se todas as afirmativas estiverem corretas.

Comentários

I. Certo. A maioria das partículas α atravessaram a lâmina de ouro sem sofrer desvios.

II. Errado. A massa do átomo se concentra no núcleo e seu volume é muito pequeno.

III. Certo. Os elétrons ficam ao redor do núcleo como se fossem planetas ao redor do sol.

Gabarito: D

15. (CESPE-CEBRASPE / SEDUC-AL/ 2021) Uma transformação química milenar é a produção do etanol a partir da fermentação de alimentos. Nesse processo, a levedura e outros microrganismos fermentam a glicose ($C_6H_{12}O_6$) em etanol (C_2H_5OH) e CO_2 . Com relação à história da química e ao mundo e suas transformações, julgue o item subsequente, considerando $M_{C_6H_{12}O_6} = 180$ g/mol e $M_{C_2H_5OH} = 46$ g/mol. A química distanciou-se da alquimia a partir dos ensaios de Robert Boyle, um dos primeiros pesquisadores a dar forma científica ao atomismo, opondo-se a Aristóteles e Paracelso.

Certo

Errado

Comentários

Certo. Boyle em seu livro "O químico cético" criticou as ideologias dos alquimistas e conceituou elemento.

Gabarito: Certo

Partículas Subatômicas

16. (IBFC / SEC-BA/ 2023) Sobre o átomo temos as seguintes asserções:

- I. O átomo de Ni possui um número atômico 28 e massa atômica 59, logo seu número de nêutrons é 28 pois é um átomo neutro.



- II. O Cl possui um número atômico de 17 e possui 2 isótopos naturais (35 e 37), logo seu número de nêutrons é de 18 e 20.
- III. O Cl⁻ possui número atômico 17 e seus isótopos (35 e 37) possuem 16 e 18 nêutrons respectivamente.
- IV. O número de elétrons do Na⁺ é menor que o número de prótons de seu núcleo.

Estão corretas as asserções:

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

Comentários

I. Errado. O somatório do número de prótons com o número de nêutrons tem que ser igual à massa atômica ($A = n + Z$)

$$59 = n + 28$$

$$n = 31$$

II. Certo.

Para o isótopo 35 temos:

$$35 = n + 17$$

$$n = 18$$

Para o isótopo 37 temos:

$$37 = n + 17$$

$$n = 20$$

III. Errado. O número de prótons do Cl e do Cl⁻ são os mesmos, portanto os isótopos possuem 18 e 20 nêutrons.

IV. Certo. Quando o Na perde um elétron, se transforma em Na⁺, mantendo o número de prótons.

Gabarito: C



17. (QUADRIX / SEDUC-GO/ 2018) Considerando-se a seguinte reação, que envolve íons do átomo de cobre (${}^{63}_{29}\text{Cu}$):
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^{+}(\text{aq})$, assinale a alternativa que apresenta, correta e respectivamente, o número de prótons, elétrons e nêutrons da espécie iônica de cobre produto dessa reação.

- a) 28, 27 e 34
- b) 28, 28 e 34
- c) 29, 28 e 34
- d) 29, 29 e 63
- e) 30, 29 e 63

Comentários

O Cu^{+} possui o mesmo número de prótons que o Cu (29), possui um elétron a menos que o Cu e para determinação do número de nêutrons temos:

$$63 = n + 29$$

$$n = 34$$

Gabarito: C

18. (CESPE-CEBRASPE / SEE-AL/ 2013) Com relação aos átomos e moléculas, presentes nas diversas substâncias que são encontradas na natureza, julgue os itens a seguir.

1. Átomo é a menor partícula em que um elemento pode ser dividido e que ainda apresente as propriedades do elemento em questão.
2. Na formação de um composto iônico, ocorre o compartilhamento desigual dos elétrons entre os átomos, o que determina a presença das chamadas cargas residuais com sinais opostos, porém com a mesma intensidade no composto, que será, portanto, eletricamente neutro.

Comentários

1. Certo. Elemento é um conjunto de átomos que possui o mesmo número de prótons, portanto se os átomos forem divididos eles deixam de pertencer ao elemento em questão.
2. Errado. Na formação de compostos iônicos ocorre transferência de elétrons entre as espécies ligadas.

Gabarito: CE



19. (UECE-CEV / SEDUC-CE/ 2018) Preencha as lacunas do seguinte quadro, supondo que cada coluna representa um átomo neutro:

SÍMBOLO	^{101}Ru				^{88}Ra
PRÓTONS		71			
NÊUTRONS		104	118		
ELÉTRONS	44		79	84	
Nº DE MASSA				209	226

Considerando o quadro acima, assinale a afirmação FALSA.

- a) Rutênio tem 44 prótons e polônio tem 125 nêutrons.
- b) Polônio tem 84 prótons e rádio tem 88 elétrons.
- c) Rádio tem 138 nêutrons e rutênio tem número de massa 145.
- d) Ouro tem número de massa 197 e lutécio tem número de massa 175.

Comentários

a) Certo. Como o rutênio é um átomo neutro, o número de elétrons (44) é igual ao número de prótons (44). Se o número de massa do polônio é 209, temos:

$$209 = n + 84$$

$$n = 125$$

b) Certo. Como se trata de átomos neutros, então o número de prótons serão iguais aos respectivos números de elétrons. Portanto o polônio possui 84 prótons e o rádio possui 88 elétrons.

c) Errado. O rutênio apresenta número de massa 101.

d) Certo. Para o ouro temos:

$$A = 118 + 79 = 197$$

Para o lutécio temos:

$$A = 104 + 71 = 175$$

Gabarito: C

20. (CESPE-CEBRASPE / SEDF/ 2017) As cores brilhantes observadas durante a queima de fogos de artifício são geradas a partir de elementos metálicos presentes nos fogos. Por exemplo, sais de estrôncio, como o SrCrO_4 ,

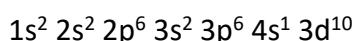


dão origem à luz vermelha; sais de cobre, como o $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, à luz verde; sais de magnésio, como MgCl_2 , à luz branca. Sabendo que esse fenômeno pode ser explicado com base na estrutura eletrônica dos diferentes elementos metálicos, julgue os próximos itens.

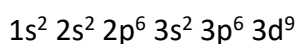
1. No estado fundamental de energia, o íon Cu^{2+} apresenta 6 elétrons em orbitais s, 12 elétrons em orbitais p e 9 elétrons em orbitais d.
2. O isótopo neutro Ba-88 possui 38 prótons e 50 nêutrons em seu núcleo, além de 38 elétrons na região extranuclear.

Comentários

1. Certo. O átomo neutro e fundamental do cobre possui a seguinte distribuição eletrônica:



Retirando-se dois elétrons das respectivas camadas de valência, temos para o Cu^{2+} :



Portanto, 6 elétrons em orbitais s (1s, 2s e 3s), 12 elétrons em orbitais p (2p e 3p) e 9 elétrons em orbitais d (3d).

2. Errado. O bário possui 56 prótons.

Gabarito: CE

21. (IBFC / SEE-MG/ 2015) Os chamados raios cósmicos, na verdade, não são ondas eletromagnéticas, mas uma combinação de diferentes partículas subatômicas e núcleos atômicos. A maior parte dos raios cósmicos é formada de prótons livres. Assinale a alternativa que estabelece a correta relação entre estes prótons e átomos ou íons.

- a) Átomo de hidrogênio.
- b) Núcleo atômico do hélio.
- c) íon H^+ .
- d) íon He^+ .

Comentários

- a) Errado. Átomo de hidrogênio possui 1 próton e 1 elétron.
- b) Errado. Átomo de hélio possui 2 prótons e 2 elétrons.
- c) Certo. O íon H^+ possui apenas um próton.



d) Errado. O íon do Hélio possui 2 prótons.

Gabarito: C

22. (UFMS / UFMS/ 2021) Entre os anos de 1911 e 1913, alguns cientistas já haviam percebido a existência de átomos com o mesmo número atômico, porém, com números de massa diferentes. Por sugestão de Frederick Soddy, esses átomos foram chamados de isótopos (iso = igual, topos = lugar). Na natureza, existem três isótopos naturais de hidrogênio (^1H , ^2D , ^3T) e três isótopos naturais de oxigênio (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O).

MARTINO, A. Química, a ciência global. Goiânia: Editora W, 2016 (adaptado).

Podemos concluir que, a partir da combinação desses isótopos, o número de tipos diferentes de moléculas de água é:

- a) 6.
- b) 9.
- c) 12.
- d) 15.
- e) 18.

Comentários

Na combinação desses átomos para formar a água utilizamos 2 isótopos de hidrogênio, podendo repetir entre 3 opções e um isótopo de oxigênio, tendo 3 opções, portanto:

$$2 \times 3 \times 3 = 18$$

Gabarito: E

Distribuição Eletrônica

23. (IBFC / SEC-BA/ 2023) Observe as distribuições eletrônicas conforme o princípio de exclusão de Pauli:

I. A configuração eletrônica do B ($n=5$) é $1s^2 2s^2 2p^1$.

II. A configuração eletrônica do V ($n = 23$) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

III. A configuração eletrônica do Br ($n = 35$) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

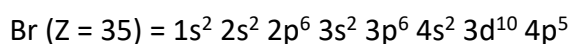
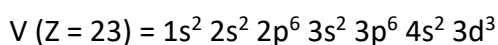
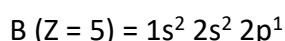
Assinale a alternativa que contenha somente as asserções com a distribuição eletrônica correta.



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

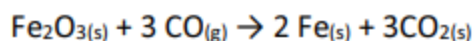
Comentários

De acordo com o diagrama de Linus Pauling as distribuições eletrônicas dos átomos estão representadas abaixo:



Gabarito: D

24. (QUADRIX / SEDF/ 2022) A hematita (Fe_2O_3) consiste no principal minério de ferro que existe, sendo encontrada em diversos ambientes geológicos. Esse óxido é reduzido com monóxido de carbono, em altos fornos (400°C a 700°C), nas grandes siderúrgicas, de acordo com a seguinte equação.



Considerando essas informações e os diversos aspectos a elas relacionados, julgue o item.

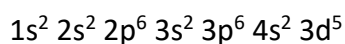
O íon Fe^{3+} ($Z_{\text{Fe}} = 26$) apresenta a mesma configuração eletrônica que o íon Mn^{2+} ($Z_{\text{Mn}} = 25$).

Certo

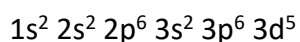
Errado

Comentários

Certo. O átomo neutro e fundamental do Mn possui a seguinte distribuição eletrônica:

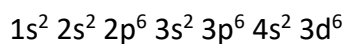


Retirando-se dois elétrons da camada de valência, temos para o Mn^{2+} :

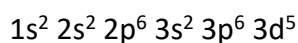


O átomo neutro e fundamental do Fe possui a seguinte distribuição eletrônica:





Retirando-se dois elétrons da camada de valência, temos para o Fe^{3+} :



Gabarito: Certo

25. (IBFC / SEE-MG/ 2015) Segundo o modelo atômico de Bohr, o átomo pode ter no máximo 7 camadas eletrônicas (indicadas por letras, de K a Q, sendo K a mais próxima do núcleo e Q a mais distante). Assinale a alternativa que apresenta a camada de maior energia segundo este modelo.

- a) K.
- b) L.
- c) P.
- d) Q.

Comentários

A camada que apresenta a maior energia é a mais distante do núcleo, portando a camada Q.

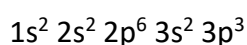
Gabarito: D

26. (CESPE-CEBRASPE / SEDUC-CE/ 2013) Assinale a opção que apresenta a correta distribuição eletrônica, em camadas, do átomo ${}_{15}P$.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b) K = 2, L = 7, M = 6
- c) K = 2, L = 6, M = 8
- d) K = 2, L = 8, M = 5
- e) K = 2, L = 8, M = 10, N = 2

Comentários

A distribuição eletrônica em ordem crescente de energia do átomo neutro e fundamental do ${}_{15}P$ é:



Portanto, a distribuição por camada fica:

$$K = 2, L = 8, M = 5$$

Gabarito: D

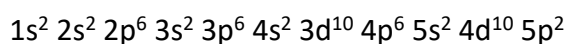


27. (QUADRIX / SEDUC-GO/ 2018) O estanho é um metal branco, prateado, maleável e dúctil. Apresenta número atômico (Z) igual a 50 e pertence ao grupo 14 da tabela periódica. Desde a antiguidade, o estanho é conhecido, sendo um dos primeiros elementos a serem utilizados pela tecnologia humana para produzir bronze, nos tempos pré-históricos. O estanho ocorre, na forma combinada na natureza, em minerais, sendo o seu principal minério a cassiterita (SnO_2). Com base nessas informações, assinale a alternativa que apresenta a descrição da configuração eletrônica do Sn no estado fundamental.

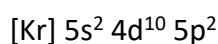
- a) $[\text{He}]2s^22p^2$
- b) $[\text{Ne}]3s^23p^2$
- c) $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$
- d) $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$
- e) $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$

Comentários

A configuração eletrônica do Sn no estado fundamental é:



Utilizando os gases nobres, a configuração fica:



Gabarito: D

28. (FUNIVERSA / UEG/ 2015) Os átomos dos elementos da família 17 (${}^9\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{53}\text{I}$, ${}_{85}\text{At}$), também conhecidos como halogêneos, apresentam, como característica comum,

- a) o mesmo número de elétrons.
- b) o mesmo número de prótons.
- c) cinco elétrons na camada de valência.
- d) seis elétrons na camada de valência.
- e) sete elétrons na camada de valência.

Comentários

Elementos que fazem parte da mesma família apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência, no caso da família 17, sete ($ns^2 np^5$).

Gabarito: D



29. (CESPE-CEBRASPE / SEDUC-CE/ 2013) A descrição da estrutura eletrônica em sistemas moleculares é, geralmente, realizada por modelos. Um dos mais utilizados para esse fim é a teoria da ligação de valência (TLV), uma extensão da teoria de Lewis, que considera alguns princípios da mecânica quântica. No entanto, por serem modelos, muitas vezes apresentam resultados distintos daqueles observados experimentalmente. No caso do oxigênio molecular (O_2), a TLV é:

- a) adequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois confirma o paramagnetismo da molécula
- b) inadequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois não prevê o diamagnetismo da molécula.
- c) adequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois confirma o diamagnetismo da molécula.
- d) inadequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois não prevê o paramagnetismo da molécula.
- e) adequada para descrever sua estrutura eletrônica, pois não prevê o paramagnetismo da molécula.

Comentários

No caso do O_2 a TLV prevê que essa molécula é diamagnética (todos os elétrons emparelhados), porém o O_2 possui propriedades paramagnéticas.

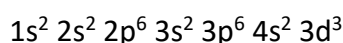
Gabarito: D

30. (FGV / SEDUC-TO/ 2023) O elemento químico de número atômico 23 foi nomeado, no século XIX, como *vanadis* em homenagem à deusa escandinava da beleza e da juventude, por conta das cores peculiares dos seus vários íons. O vanádio é um elemento presente em vários minerais e ocorre em diversas regiões do planeta; sua grande utilidade é a produção de ligas resistentes ao choque e à corrosão. Considerando a configuração eletrônica do átomo e dos cátions mais comuns desse elemento, é correto afirmar que

- a) seu átomo possui elétrons distribuídos em cinco níveis energéticos.
- b) seu átomo possui dois elétrons no subnível de maior energia.
- c) seu átomo possui cinco elétrons na camada de valência.
- d) seu cátion bivalente possui três elétrons no subnível d.
- e) seu cátion pentavalente possui a configuração eletrônica do neônio.

Comentários

a) Errado. Segundo a distribuição eletrônica do vanádio ele possui 4 níveis energéticos.

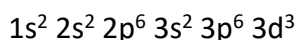


b) Errado. O vanádio possui 3 elétrons no subnível mais energético ($3d^3$).

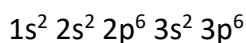
c) Errado. Na camada de valência do vanádio (camada 4) existem 2 elétrons ($4s^2$).



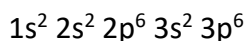
d) Certo. Observando a distribuição eletrônica do íon bivalente do vanádio (V^{2+}), encontra-se 3 elétrons no subnível d ($3d^3$):



e) Errado. Observando a configuração eletrônica do vanádio pentavalente (V^{5+}):



Conclui-se que ele possui a configuração eletrônica do Argônio ($Z = 18$):



Gabarito: D

Números Quânticos

31. (SELECON / IF-RJ/ 2023) A maneira como os elétrons estão distribuídos nos átomos é descrita pela mecânica quântica em termos de orbitais. O conhecimento das energias dos orbitais, bem como algumas características fundamentais dos elétrons, permite-nos determinar os modos pelos quais os elétrons estão distribuídos entre vários orbitais em um átomo. Quanto aos orbitais é correto afirmar que:

- a) quando emparelhados, apresentam um único elétron
- b) estão em regiões do espaço fora da eletrosfera atômica
- c) nem todos possuem a mesma forma e energia
- d) os elétrons nos orbitais só podem ser definidos por 2 números quânticos
- e) a equação de Clapeyron tem como solução a região mais provável de encontrar o elétron

Comentários

- a) Errado. Orbitais quando estão emparelhados apresentam 2 elétrons com spins opostos.
- b) Errado. Os orbitais estão contidos nos subníveis que estão contidos nas camadas da eletrosfera de um átomo.
- c) Certo. Cada orbital apresenta uma quantidade de energia determinada e representa uma região de maior probabilidade de se encontrar o elétron.



d) Errado. Os elétrons nos orbitais podem ser definidos pelos seguintes números quânticos: principal (n), secundário (l), magnético (m ou ml) e spin (s ou ms).

e) Errado. A equação de Clapeyron é a equação de estado dos gases ideais: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Gabarito: C

32. (UECE-CEV / SEDUC-CE/ 2018) Mesmo que um modelo atômico consiga explicar muitos fenômenos ele não explica tudo o que acontece, e pode ser substituído. Em se tratando de modelos atômicos analise as proposições abaixo:

I. O modelo de Dalton foi um resgate da primitiva teoria atômica de Epicuro que viveu entre 341 a.C. e 270 a.C.

II. Rutherford postulou que o átomo era uma esfera maciça de carga positiva com cargas negativas incrustadas na superfície.

III. O modelo de Bohr repousava na mecânica clássica e explicava perfeitamente a existência de órbitas estacionárias.

IV. O modelo atual foi concebido com as contribuições de De Broglie, Heisenberg e Schrödinger.

V. O número quântico spin foi introduzido por Wolfgang Pauli para explicar a descoberta da duplicação das raíes espectrais.

Está correto o que se afirma somente em

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

Comentários

I. Certo. Epicuro foi um filósofo grego do período helenístico que acreditava que o átomo era a entidade formadora de todas as coisas, utilizando-se da teoria atômica de Demócrito para explicar seu pensamento.

II. Errado. O modelo de Thomson que afirmava que o átomo era uma esfera maciça com carga positiva e possuía cargas negativas encrustadas.

III. Errado. O modelo de Bohr é baseado na mecânica quântica (moderna).

IV. Certo. De Broglie postulou que partículas também possuem comprimento de onda. Heisenberg criou o princípio da incerteza. Schrödinger criou uma equação que descreve a evolução temporal em um sistema quântico. Essas foram as contribuições desses cientistas para o modelo atual.

V. Certo. O número quântico spin pode apresentar dois valores: $+1/2$ ou $-1/2$.



Gabarito: B

33. (FGV / SME-SP/ 2023) Bohr desenvolveu seu modelo atômico adotando duas premissas:

1. A quantização do momento angular.
2. O equilíbrio mecânico atingido pela igualdade dos módulos das forças elétrica (de atração do elétron ao núcleo) e centrípeta (do movimento circular do elétron em torno do núcleo).

Dessa forma, ele desenvolveu uma expressão para a energia que depende de um número quântico, n , que indica o nível de energia eletrônica e determina o raio.

A esse respeito, assinale V para a afirmativa verdadeira e F para a falsa.

1. () O modelo atômico de Bohr permitiu descrever com sucesso o raio do movimento circular do elétron em torno do núcleo de hidrogênio no estado fundamental.
2. () O modelo atômico de Bohr permitiu descrever com sucesso a diferença de energia entre dois níveis eletrônicos do átomo de hidrogênio.
3. () O modelo atômico de Bohr permitiu descrever com sucesso o comprimento de onda associado a excitações eletrônicas em átomos de qualquer número atômico.

As afirmativas são, respectivamente,

- a) V, V e V.
- b) V, V e F.
- c) V, F e F.
- d) F, V e V.
- e) F, V e F.

Comentários

1. Certo. Um dos postulados de Bohr afirma que os elétrons se movem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
2. Certo. Bohr postulou que cada órbita circular corresponde a um nível de energia específico.
3. Errado. O modelo de Bohr é baseado no átomo de hidrogênio fundamental, portanto não descreve com perfeição todos os números atômicos.

Gabarito: B

34. (IBFC / SEED-RR/ 2021) Os modelos atômicos servem para entendermos a estrutura e o comportamento de um átomo. Os filósofos gregos Leucipo e Demócrito em 450 a.C foram os primeiros a refletirem sobre a unidade fundamental presentes na matéria. Eles tinham a concepção de que toda a matéria era formada por átomos,



partículas indivisíveis (“a” não e “tomos” partes). Atualmente sabemos que o átomo é divisível devido aos estudos científicos comprovados com o auxílio da tecnologia e de pesquisas elaboradas ao longo dos anos, por muitos cientistas. Leia atentamente as afirmativas sobre as diferentes características dos modelos atômicos, a seguir.

I. O átomo era uma esfera não maciça, contendo carga elétrica positiva e negativa distribuídas em harmonia. O átomo teria carga elétrica total nula.

II. O átomo não seria maciço como proposto por estudos anteriores. Seria descontínuo, nucleado e composto por duas regiões (O núcleo e a eletrosfera).

III. O átomo era uma partícula minúscula, maciça, esférica e indivisível, não podendo ser criado nem destruído.

IV. As órbitas elípticas indicaram um segundo número quântico (número quântico secundário), explicando como os espectros de emissão de luz apresentavam o fenômeno de linhas múltiplas nas raias espectrais.

V. Os elétrons não giram aleatoriamente ao redor do núcleo, mas se movimentam ao redor do núcleo, em órbitas circulares determinadas. E cada órbita circular de elétrons apresentava um nível de energia definida e constante.

() Modelo de Dalton;

() Modelo de Thomson;

() Modelo de Rutherford;

() Modelo de Bohr;

() Modelo de Sommerfeld.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta que associa os modelos atômicos aos seus respectivos responsáveis

a) III-I-II-V-IV

b) II-I-III-V-IV

c) I-III-II-IV-V

d) III-II-IV-V-I

Comentários

I. Thomson foi o primeiro a afirmar que o átomo era constituído de cargas positivas e negativas e que harmonicamente davam neutralidade ao átomo.

II. Rutherford afirmou que o átomo era constituído por duas regiões distintas, o núcleo e a eletrosfera.

III. Dalton afirmou que o átomo era maciço, indivisível, indestrutível e com ausência de carga.

IV. Sommerfeld propôs que as órbitas ao redor do núcleo seriam elípticas.



V. Bohr afirma em seus postulados que os elétrons se movimentam ao redor do núcleo em órbitas circulares de energia quantizada.

Gabarito: A

35. (CESPE-CEBRASPE / IFF/ 2018) O titânio, um metal de transição do “bloco d” da tabela periódica, é bastante empregado em ligas metálicas devido a sua elevada resistência mecânica e baixa tendência à corrosão, além da baixa densidade. Ele é obtido a partir, principalmente, da ilmenita (FeTiO_3) e do rutilo (TiO_2).

Considerando a teoria atômica moderna, assinale a opção correta.

- a) Em um átomo de titânio, os elétrons descrevem órbitas com trajetórias bem definidas.
- b) Em um átomo de titânio submetido a temperatura elevada, ocorre emissão de um espectro contínuo de energia.
- c) Em um átomo de titânio no estado fundamental de energia, existem ao menos dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.
- d) Em um átomo de titânio no estado fundamental de energia, a configuração eletrônica é $[\text{Ar}] 4s^2 4d^2$, em que $[\text{Ar}]$ corresponde à configuração do argônio.
- e) Em um átomo de titânio, existem seis elétrons ocupando orbitais que apresentam número quântico principal e número quântico secundário iguais a 2 e 1, respectivamente.

Comentários

- a) Errado. Os elétrons descrevem trajetórias com energia quantizada (bem definida).
- b) Errado. Os átomos apresentam espectros descontínuos.
- c) Errado. Não é possível elétrons possuírem os quatro números quânticos iguais, já que em um mesmo orbital os elétrons precisam ter spins opostos.
- d) Errado. A configuração do titânio ($Z = 22$) é:
 $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$.
- e) Certo. Segundo a configuração eletrônica do titânio existem 6 elétrons no subnível 2p ($n = 2$ e $l = 1$).

Gabarito: E



10. Gabarito

1.E	11.B	21.C	31.C
2.D	12.C	22.E	32.B
3.C	13.D	23.D	33.B
4.A	14.D	24.C	34.A
5.EEEC	15.C	25.D	35.E
6.B	16.C	26.D	
7.E	17.C	27.D	
8.A	18.CE	28.D	
9.B	19.C	29.D	
10.D	20.CE	30.D	

11. Considerações Finais das Aulas

"Eu sou um aprendiz

No que eu sei, eu sei que ainda não sei

Mas o dia já vem, vai ver, eu sei

Ser de sol, amanhecer"

"Oração do Aprendiz", de Gonzaguinha

Primeiramente, é uma honra saber que estou dividindo aprendizados com educadores. Obrigado pela escolha e pela confiança, de coração. Fique à vontade para apontar meus erros ou sugestões. Inicialmente, me coloco na condição de eterno aprendiz porque afinal a minha condição atual é a melhor que consegui reunir dentro de mim até hoje, mas eu sei que amanhã eu serei melhor e por aí vai.

Bons estudos!



12. Referências

Figura 1 – Shutterstock. Disponível em < <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/light-bulb-four-elements-fire-air-78710977?src=library> >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Figura 2 – Free Images. Disponível em < <https://pt.freeimages.com/photo/alchemic-vials-2-1143670> >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Figura 3 – Wikipedia. Disponível em < https://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Lavoisier_-_Trait%C3%A9_%C3%A9l%C3%A9mentaire_de_chimie,_1789_-_3895821_F.tif >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Figura 4 – Wikipedia. Disponível em < https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/41/Dalton%27s_symbols_of_the_elements._1806_Wellcome_M0004592.jpg >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Figura 5 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/661937875?src=61sXPBGh8jLsmAqT_xVtXA-1-1&size=vector_eps >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Figura 6 – Wikipedia. Disponível em < https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2c/John_Dalton_Signature_c1827.svg >. Acesso em 07 de fevereiro de 2019.

Figura 7 – Wikipedia. Disponível em < https://pt.wikipedia.org/wiki/Alessandro_Volta#/media/File:VoltaBattery.JPG >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Figura 8 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/518691688?src=LuCL_qBk93pSmtWnV6nBHA-1-0&size=huge_jpg >. Acesso em 07 de fevereiro de 2019.

Figura 9 – Wikipedia. Disponível em < https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/88/Jjthomson_sig.svg >. Acesso em 07 de fevereiro de 2019.

Figura 10 – Wikipedia. Disponível em < https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e3/First_medical_X-



ray_by_Wilhelm_R%C3%B6ntgen_of_his_wife_Anna_Bertha_Ludwig%27s_hand_-_18951222.gif >. Acesso em 07 de fevereiro de 2019.

Figura 11 – Shutterstock. Disponível em < <https://www.shutterstock.com/pt/image-vector/behavior-alpha-beta-gamma-rays-electric-495529042?src=library> >. Acesso em 07 de fevereiro de 2019.

Figura 12 – Shutterstock. Disponível em < <https://www.shutterstock.com/pt/image-vector/rutherford-gold-foil-experiment-711798079> >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 13 – Wikipedia. Disponível em < [https://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Geiger-Marsden_experiment_expectation_and_result_\(Portuguese\).svg](https://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Geiger-Marsden_experiment_expectation_and_result_(Portuguese).svg) >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 14 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/743952964?size=huge_jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 15 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/290382053?size=huge_jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 16 – Wikipedia. Disponível em < https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/c/ca/1911_Solvay_conference.jpg/675px-1911_Solvay_conference.jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 17 – Wikipedia. Disponível em < https://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Solvay1911_participants2.jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 18 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/339037577?size=huge_jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 19 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/155936723?size=huge_jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 20 – Unsplash. Disponível em < <https://unsplash.com/photos/k8OCHhEymME> >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.



Figura 21 – Shutterstock. Disponível em < https://www.shutterstock.com/pt/download/confirm/1213594366?size=huge_jpg >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 22 – Unsplash. Disponível em < <https://unsplash.com/photos/ZSvITa6yARw> >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 23 – Pixabay. Disponível em < <https://pixabay.com/pt/sol-protetor-solar-b%C3%A1lsamo-creme-791524/> >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

Figura 24 – Flickr. Disponível em < <https://www.flickr.com/photos/pedrolopez/2350690399/> >. Acesso em 12 de fevereiro de 2019.

Figura 25 – Flickr. Disponível em <<https://www.flickr.com/photos/olibac/2383059258/in/photolist-4CzNuA-YrN2DY-Yw2FcD-Y8TbUU-XuEZ4Z-6AMf2e-XsDjDs-dNSVeh-Xv47Ue-YvW6Tp-7746JV-dNSTn7-XsyPMh-YvVqVz-YtqeCW-Yu5kzQ-YrWisL-YtqBi9-YrJafs-YrFtMy-Y8oZfs-6NbbNV-5c83Am-aLFkJX-4zeQhL-YrHk7d-YtjuBL-YtZvam-YJxwPk-YJw8d2-pwpGs-PgYBRQ-vjriJ-sFdeL-8rY71K-6MhefT-2cnxQER-jhgM5K-3VDP7-2bpTUip-d3NhXo-Yha1yD-Y24a31-XF9NXY-XF9G4s-X1rywC-X1rJRf-X1s54J-XF9KCG-8dNBk>>. Acesso em 12 de fevereiro de 2019.

Bibliografia

Alexandre Campos; Élio Carlos Ricardo. A natureza da região celeste em Aristóteles. Disponível em < http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1806-11172014000400020 >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Nairo de Souza Vargas. Aspectos históricos da alquimia. Disponível em < http://pepsic.bvsalud.org/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0103-08252017000200008 >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Armando A. de Sousa e Brito. “FLOGISTO”, “CALÓRICO” & “ÉTER”. Disponível em < <http://www.scielo.mec.pt/pdf/ctm/v20n3-4/v20n3-4a08.pdf> >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.

Robert Boyle. The Sceptical Chymist. Disponível em < <http://www.gutenberg.org/files/22914/22914-h/22914-h.htm> >. Acesso em 06 de fevereiro de 2019.



Câncer de pele. Disponível em < <http://www.sbd.org.br/dermatologia/pele/doencas-e-problemas/cancer-da-pele/64/> >. Acesso em 08 de fevereiro de 2019.

RESUMO

1. Modelos Atômicos

Modelo atômico de Dalton:

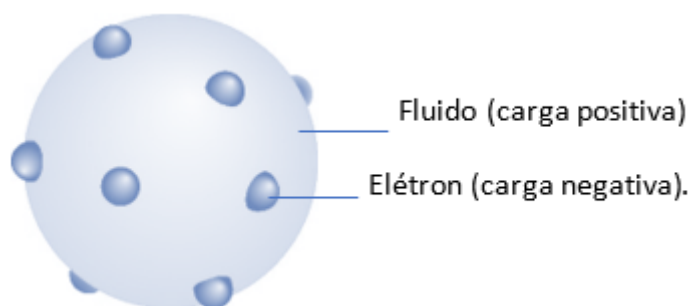
O modelo atômico de Dalton ficou conhecido como **bola de bilhar**.



Átomo:
- indivisível
- esférico
- maciço

Modelo Atômico de Thomson.

Em 1897, ao perceber que a propriedades dos raios catódicos se aplicava para todos os gases testados, Thomson nomeou os raios catódicos de **elétrons** e elaborou um modelo atômico denominado **pudim com ameixas** (também denominado **pudim com passas** ou **pudim de passas**). Nesse modelo, os elétrons estão mergulhados em um fluido de carga positiva.



Modelo Atômico de Rutherford.

Em 1906, o neozelandês Ernest Rutherford (30 de agosto de 1871 – 19 de outubro de 1937) realizou o seu famoso experimento: bombardeamento da lâmina de ouro. Ele colocou uma amostra de polônio, emissor de partículas alfa, em um pequeno orifício de bloco de chumbo, capaz de deixar a radiação sair, somente, pelo orifício. As partículas alfas emitidas pelo polônio são direcionadas para uma finíssima placa de ouro de 0,1 μm ou 0,00001 cm de profundidade. Atrás da placa de ouro, um anteparo de sulfeto de zinco (ZnS) que é fluorescente quando em contato com a radiação.

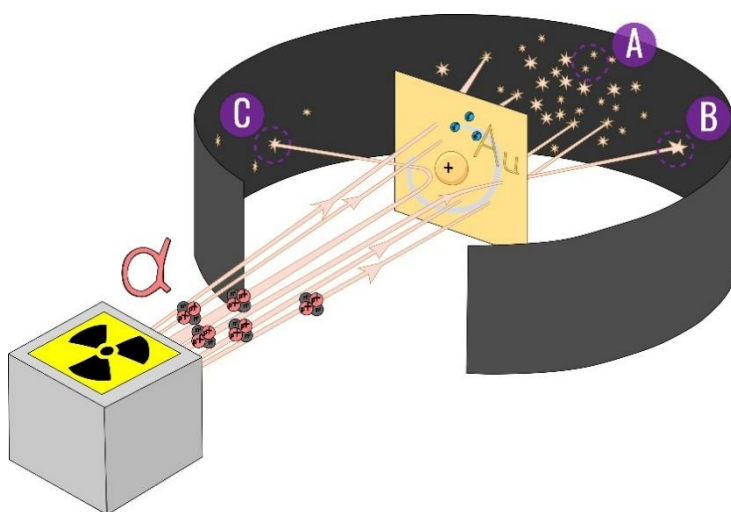


Figura 26 - Ilustração do experimento do bombardeamento da lâmina de ouro realizado por Rutherford [Fonte: Shutterstock - editado].

Imagem	Observação	Conclusão
A	A maior parte das partículas alfa atravessa, sem desvio, a lâmina de ouro.	A maior parte do átomo é vazio.
B	Uma pequena quantidade de partículas alfa atravessa, com desvio, a lâmina de ouro.	Existe uma pequena região positiva.
C	Uma pequeníssima quantidade de partículas alfa não atravessa a lâmina de ouro, uma a cada oito mil.	Existe uma pequena região densa.

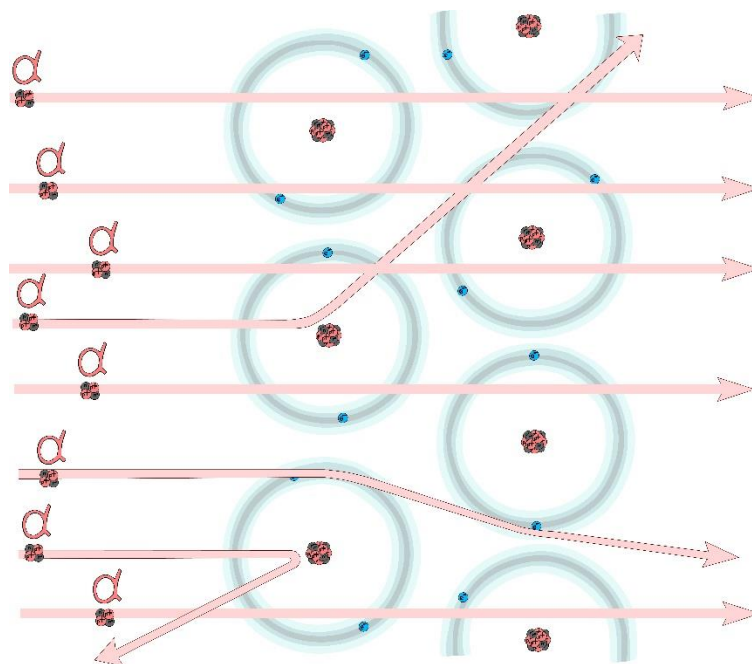


Figura 27 - interpretação do experimento do bombardeamento da lâmina de ouro pelo modelo atômico de Rutherford [fonte: Shutterstock].

O modelo atômico elaborado por Rutherford foi denominado **sistema planetário**, sendo dividido em duas partes: núcleo e eletrosfera.

- Núcleo: formado por próton(s).
- Eletrosfera: formado por elétron(s).

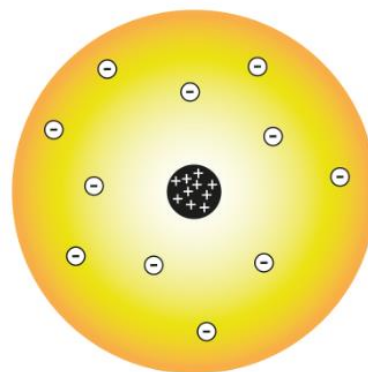


Figura 28 - modelo atômico de Rutherford [fonte: shutterstock - adaptado].

O modelo sistema planetário é capaz de explicar tudo que os modelos anteriores (Dalton e Thomson) explicavam mais os baseamentos e as aplicações da radioatividade. Porém, Rutherford ao elaborar seu modelo já previa a existência de dois problemas segundo a física clássica:

1º problema – repulsão dos prótons no núcleo do átomo. Como as partículas positivas se repelem, logo os prótons iriam se repelir e desintegrar o núcleo atômico. Rutherford previa a solução para esse problema e imaginava que no núcleo deveriam existir partícula sem carga, que seriam responsáveis por apaziguar a repulsão entre os prótons. Essa hipótese foi confirmada, em 1932, por seu aluno James Chadwick.



2º problema – movimento espiralado dos elétrons. Segundo a física clássica, toda partícula elétrica em movimento circular gera um campo magnético, ou seja, uma partícula elétrica converte energia cinética em onda eletromagnética. Portanto, o movimento cinético do elétron sofreria decréscimo até a colisão com o núcleo. Para esse problema, nem Rutherford e nenhum cientista da época (Nernst, Planck, Marie Curie, Poincaré, Einstein, de Broglie, etc.) conseguiram encontrar uma explicação ou elaborar um outro modelo.

Modelo Atômico de Rutherford-Bohr ou Bohr.

O átomo é dividido em **órbitas circulares**.

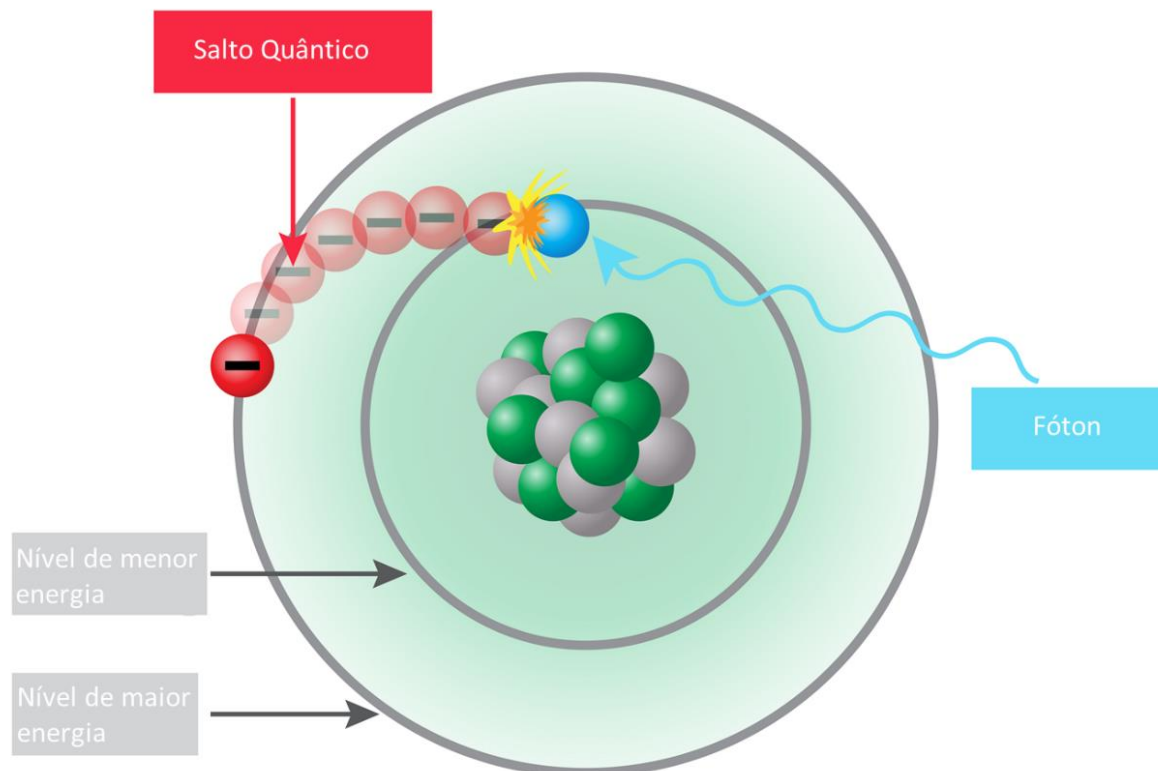
Cada órbita circular apresenta um valor de energia constante caracterizando uma **camada eletrônica** ou **nível de energia**.

O elétron assume o valor de energia da camada eletrônica que ocupa, portanto assume o **estado estacionário**.

Um elétron ao absorver energia, necessariamente, muda para uma camada mais externa, que apresenta maior energia. Essa transição é chamada de **salto quântico** e define o **estado excitado**.

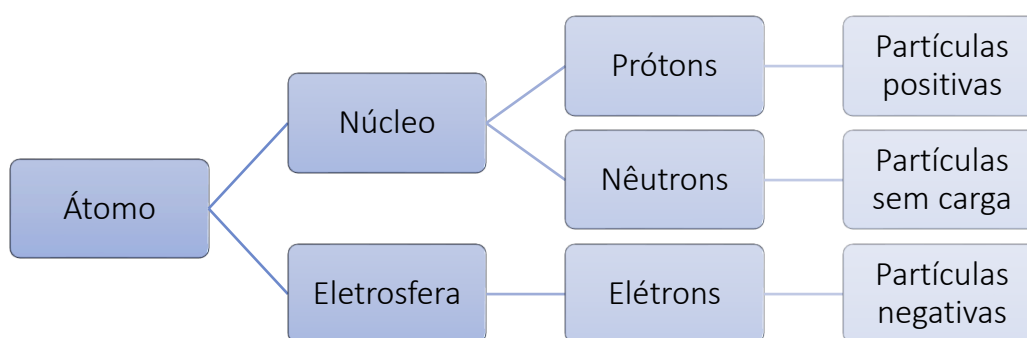
Quando um elétron retorna para uma camada mais interna (de menor energia), é **liberado** uma onda eletromagnética referente a diferença de energia entre as camadas.





2. Partículas Subatômicas

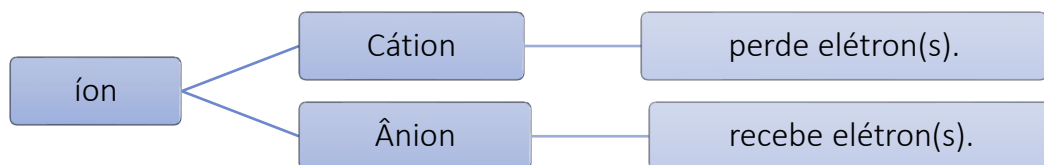
Características das partículas subatômicas



$$A = Z + n$$

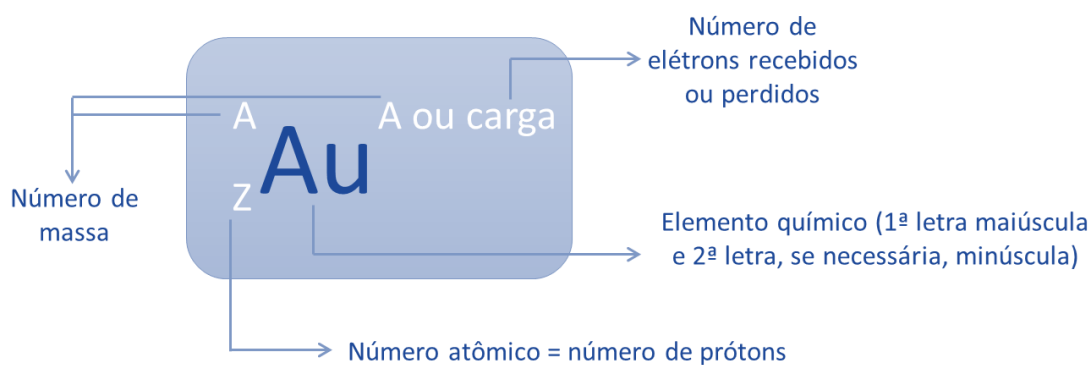
A= número de massa q Z = número atômico (número de prótons) / n = número de nêutrons





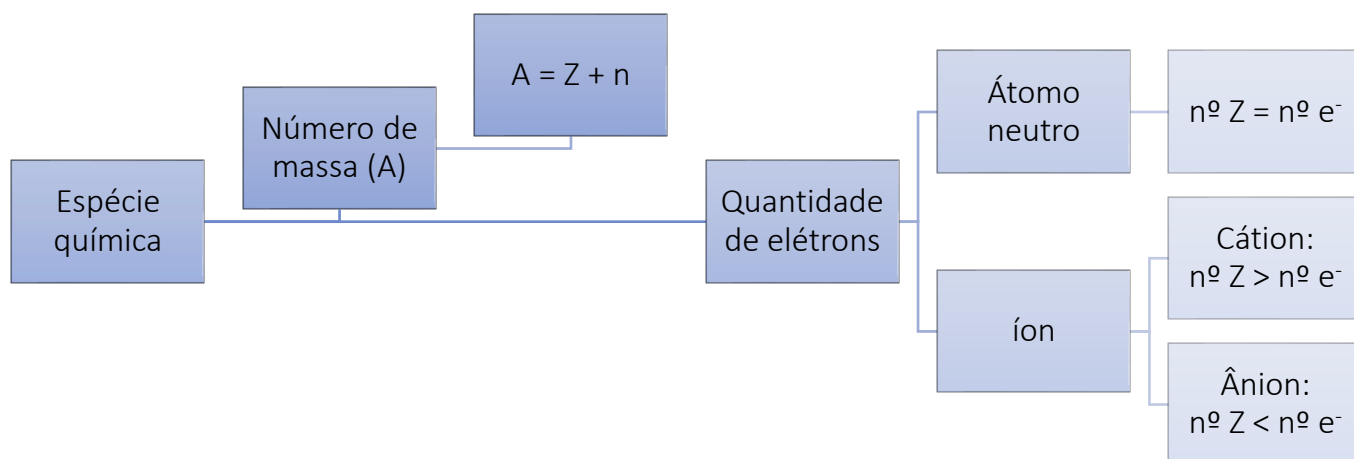
A quantidade de elétrons recebidos ou dados é indicado por monovalente, bivalente (divalente), trivalente, tetravalente etc. Exemplos:

O átomo ou íon é representado de acordo com a notação química específica:



DESPENCA NA
PROVA!





A seguir são apresentadas algumas espécies químicas, a fim de determinar o número de massa, de prótons, de elétrons e de nêutrons das espécies seguintes.

Elemento	${}_6\text{C}^{14}$	${}_7\text{N}^{15}$	${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$	${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$
Determinação do número de massa	$A = 14$	$A = 15$	$A = 27$	$A = 19$
Determinação do número de prótons	6 prótons	7 prótons	13 prótons	9 prótons
Determinação do número de nêutrons	$A = Z + n$ $14 = 6 + n$ $n = 8$ 8 nêutrons	$A = Z + n$ $15 = 7 + n$ $n = 8$ 8 nêutrons	$A = Z + n$ $27 = 13 + n$ $n = 14$ 14 nêutrons	$A = Z + n$ $19 = 9 + n$ $n = 10$ 10 nêutrons



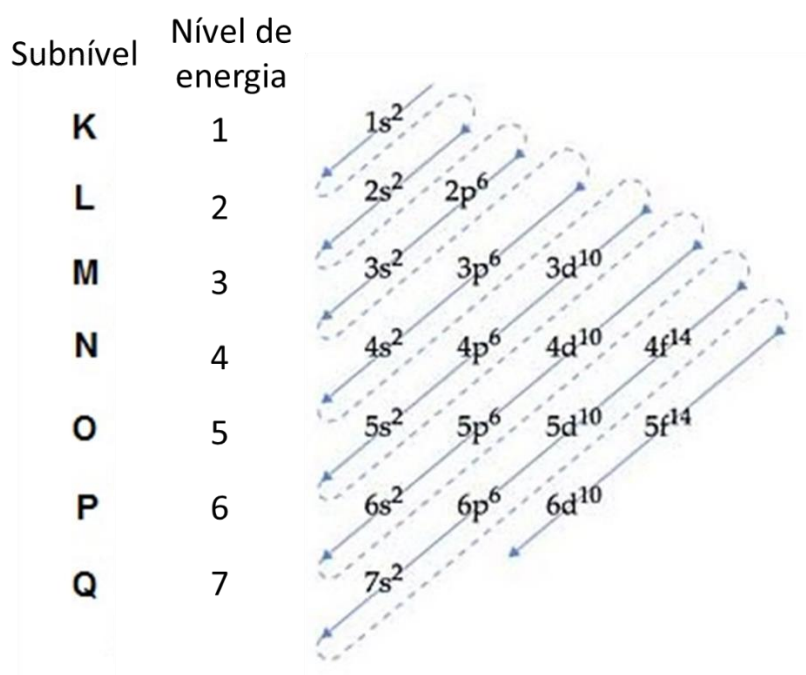
Semelhanças Atômicas

	iguais em número de	diferentes em número de
Isótopos	Prótons	Massa
Isótonos	Nêutrons	Prótons
Isóbaros	Massa	Prótons
Isoeletrônicos	Elétrons	Prótons

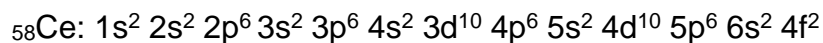
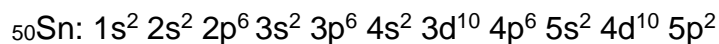
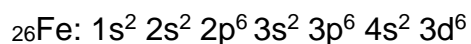
3. Distribuição Eletrônica

Distribuição Eletrônica Em Subníveis De Energia.

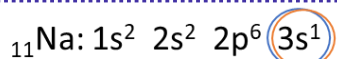
Linus Pauling construiu o diagrama de distribuição dos elétrons em ordem crescente de energia. A distribuição eletrônica se inicia no subnível de menor energia 1s, que ao ser completado, os elétrons serão distribuídos no subnível de energia seguinte e assim por diante.



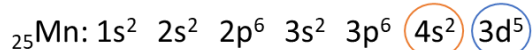
Exemplos de distribuição eletrônica no **estado fundamental** (estado de menor energia possível):



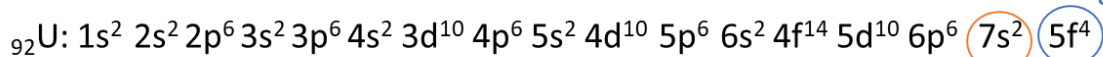
- Identificação do subnível mais externo e mais energético:



Subnível mais energético e mais externo



Subnível mais energético
Subnível mais externo



Subnível mais energético
Subnível mais externo

- Ordem energética x ordem geométrica:



Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Ordem geométrica: $\underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{Nível 2}} \underbrace{3s^1}_{\text{Nível 3}}$





Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

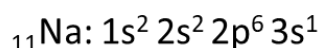
Ordem geométrica: $\underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{Nível 2}} \underbrace{3s^2 3p^6 3d^5}_{\text{Nível 3}} \underbrace{4s^2}_{\text{Nível 4}}$



Ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4$

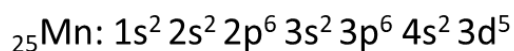
Ordem geométrica: $\underbrace{1s^2}_{\text{Nível 1}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{Nível 2}} \underbrace{3s^2 3p^6 3d^{10}}_{\text{Nível 3}} \underbrace{4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}}_{\text{Nível 4}} \underbrace{5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^4}_{\text{Nível 5}} \underbrace{6s^2 6p^6}_{\text{Nível 6}} \underbrace{7s^2}_{\text{Nível 7}}$

- Abreviação com cerne do gás nobre:



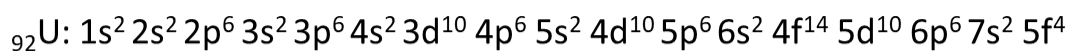
[Ne]

Distribuição abreviada: [Ne] $3s^1$



[Ar]

Distribuição abreviada: [Ar] $4s^2 3d^5$



[Rn]

Distribuição abreviada: [Rn] $7s^2 5f^4$

Distribuição eletrônica de íons

A partir dos átomos neutros, os elétrons são retirados da camada de valência e são adicionados nos subníveis incompletos, conforme os exemplos abaixo:







Cátions	Ânions
${}_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{7}\text{N}^{3-} : 1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{13}\text{Al}^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{15}\text{P}^{3-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{30}\text{Zn}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	${}_{16}\text{S}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{92}\text{U}^{2+} : [\text{Rn}] 5f^4$	${}_{53}\text{I}^- : [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Distribuição eletrônica de íons

A partir dos átomos neutros, os elétrons são retirados da camada de valência e são adicionados nos subníveis incompletos, conforme os exemplos abaixo:

Cátions	Ânions
${}_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{7}\text{N}^{3-} : 1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{13}\text{Al}^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{15}\text{P}^{3-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{30}\text{Zn}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	${}_{16}\text{S}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{92}\text{U}^{2+} : [\text{Rn}] 5f^4$	${}_{53}\text{I}^- : [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Distribuição Eletrônica Em Orbitais.

Subnível	Capacidade máxima de elétrons	Número de orbitais	Distribuição eletrônica, máxima, em orbitais por subnível.
s	2	1	
p	6	3	
d	10	5	
f	14	7	

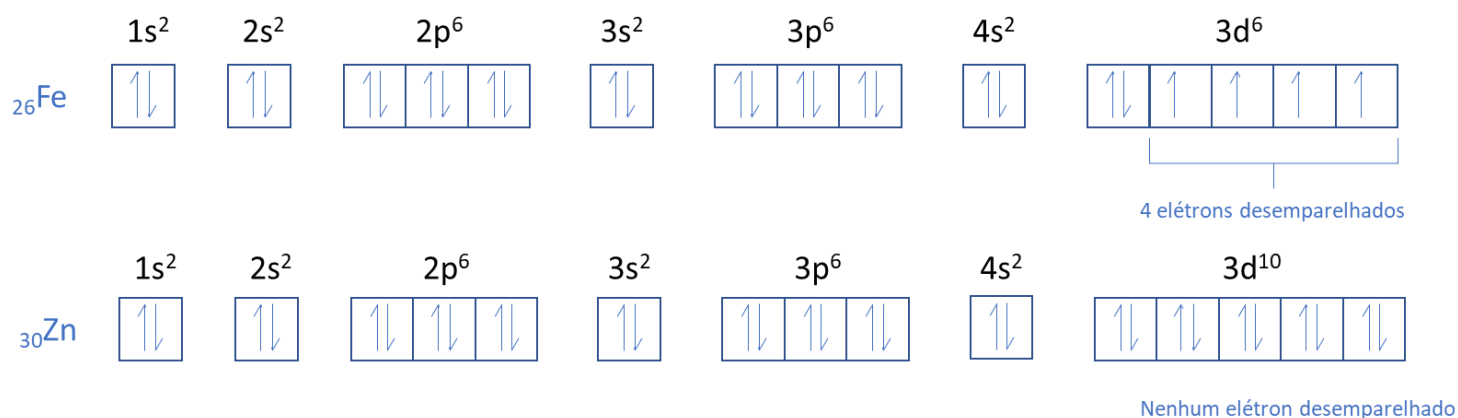


Portanto, a partir de dois princípios realiza-se a distribuição eletrônica em orbitais:

- **Princípio de exclusão de Pauli:** em um átomo, não existe um elétron que apresente o mesmo estado quântico de outro. Entende-se estado quântico como a combinação de nível, subnível, orbital e spin.

- **Regra de Hund:** a distribuição dos elétrons em um subnível deve ser feita de modo a obter a maior quantidade de elétrons desemparelhados (isolados).

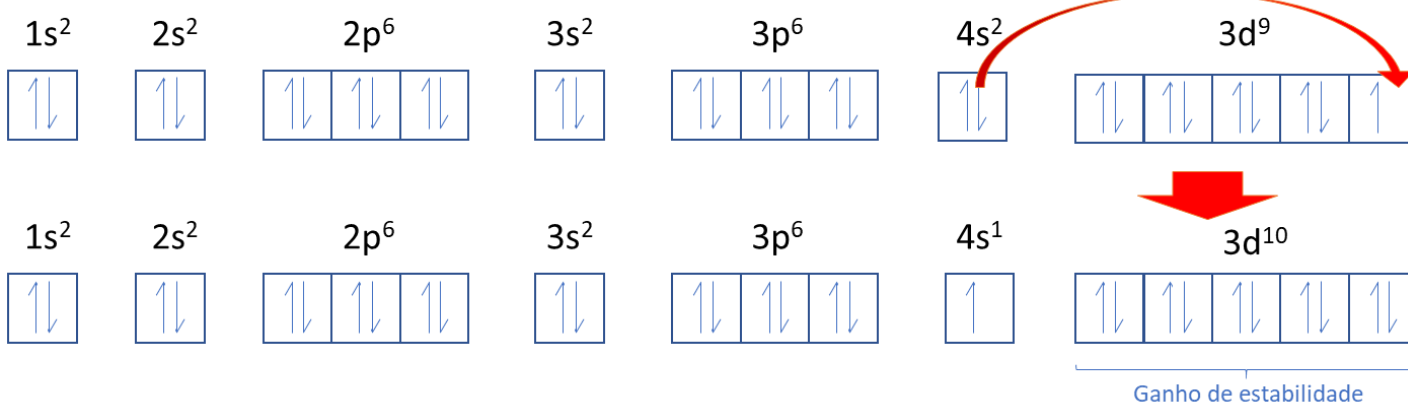
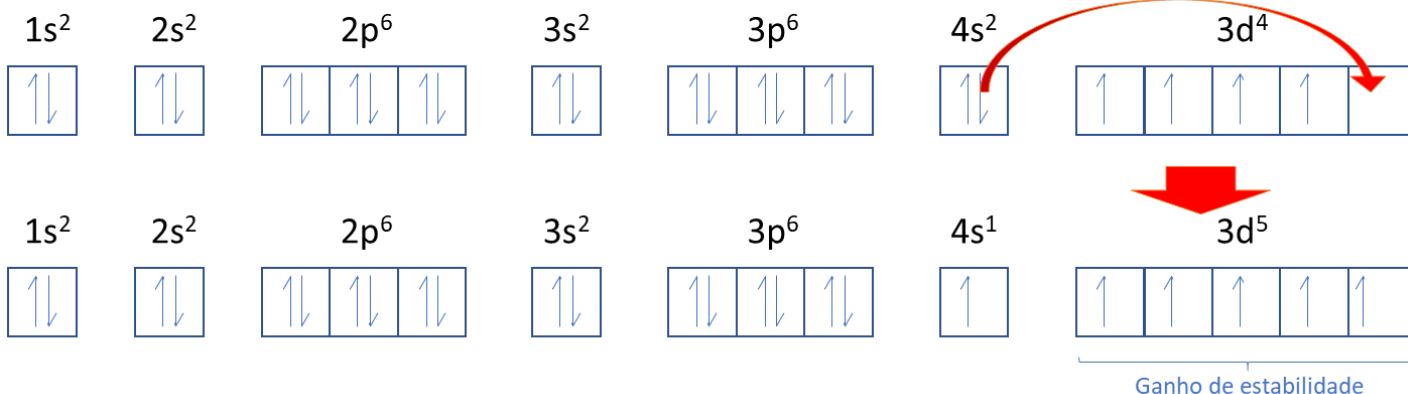
As distribuições eletrônicas, em orbitais, dos elementos alumínio, ferro e zinco são:



Exceções na ordem da distribuição eletrônica de Linus Pauling.

Os concursos não cobram todos os casos de exceção da distribuição eletrônica, apenas os casos dos elementos que terminariam a distribuição, em ordem energética, em d^4 e d^9 .





Números Quânticos.

Número quântico principal (n)

Nível de energia: 1 2 3 4 5 6 7

Número quântico principal (n): 1 2 3 4 5 6 7



Número quântico secundário ou azimutal (ℓ)

Subnível:	s	p	d	f
Número quântico secundário (ℓ):	0	1	2	3

Número quântico magnético (m ou m_ℓ)

Subnível:	s	p	d	f
Orbital:	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
Número quântico magnético (m):	<input type="checkbox"/> 0	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -1 0 +1	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -2 -1 0 +1 +2	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Número quântico spin (s ou m_s)

rotação: em um sentido de rotação no sentido oposto de rotação

Número quântico spin (s): $+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$



ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE: PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.



1 Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.



2 Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).



3 Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).



4 Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).



5 Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).



6 Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).



7 Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.



8 O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.



Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.