

QUÍMICA



MÓDULO **1**
QUÍMICA GERAL

explicação



SUMÁRIO

• QUÍMICA •

MÓDULO **1** QUÍMICA GERAL

1.3 CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

Breve histórico.....	003
Descrição da Tabela Periódica.....	004
Características dos Elementos.....	005
Propriedades Aperiódicas dos Elementos.....	006
Propriedades Periódicas dos Elementos.....	006
Distribuições Eletrônicas Irregulares.....	009

QUÍMICA

MODULO 1 QUÍMICA GERAL

CAPÍTULO 1.3 CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA



INTRODUÇÃO

Com a descoberta crescente de novos elementos no século XIX, vários químicos se debruçaram, no sentido de solucionar o problema de agrupá-los, para facilitar o estudo conjunto de suas propriedades. Algumas tentativas foram realizadas com esse objetivo, mas foi somente com o avanço do conhecimento da estrutura atômica que se tornou possível uma melhor percepção dessas regularidades.

★ BREVE HISTÓRICO

As tríades de Döbereiner

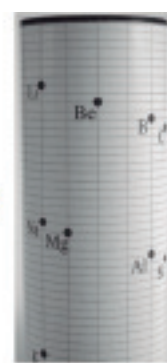
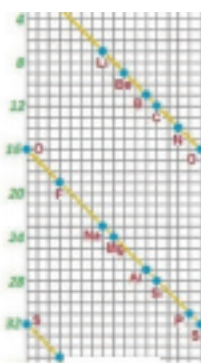
Em 1829, o químico alemão Johann Döbereiner observou que três elementos químicos – cálcio (Ca), estrôncio (Sr) e bário (Ba) – mostravam comportamento químico muito parecido. Ao aprofundar o conhecimento, notou que havia uma relação simples entre suas massas atômicas: de fato, o estrôncio apresenta um valor bem próximo da média das massas atômicas do cálcio e do bário.

Elemento	Massa Atômica
Cálcio	40
Estrôncio	88 Média = $(40+137)/2 = 88,5$
Bário	137

Motivado com a descoberta casual, ele procurou outras semelhanças com os demais elementos conhecidos e constatou que algumas eram possíveis, como cloro-bromo-iodo e enxofre-selênio-telúrio. Essas anotações ficaram conhecidas como as Tríades de Döbereiner. Com a descoberta de novos elementos, a ideia foi abandonada, pois algumas tríades se transformavam em quadras, enquanto outras simplesmente não eram possíveis.

O parafuso telúrico de Chancourtois

Em 1862, o francês Chancourtois imaginou um agrupamento dos elementos químicos sobre um parafuso, na ordem crescente de suas massas atômicas. Os elementos situados numa mesma vertical mostravam propriedades semelhantes. Essa disposição foi denominada parafuso telúrico de Chancourtois. A classificação não foi adiante porque, mais uma vez, os novos elementos descobertos não encaixavam suas propriedades com outros numa mesma vertical.



As oitavas de Newlands

Em 1864, o inglês John Newlands dispôs os elementos na ordem crescente de massas atômicas e verificou que as propriedades se repetiam a cada oito elementos (excluindo-se o hidrogênio) de modo semelhante ao comportamento das notas na escala musical. Newlands, um músico grande admirador das ciências, quis entender que havia um tipo de casamento da música com os átomos. Entretanto, o divórcio de Newlands com a Química terminou tão logo surgiram novos elementos que, teimosamente, não obedeciam a agradável lei das oitavas.

Mendeleev e Meyer

Em 1869, trabalhando independentemente, o alemão Julius L. Meyer e o russo Dimitri I. Mendeleev propuseram tabelas semelhantes para a classificação dos elementos químicos.

O trabalho de Mendeleev foi mais meticuloso pois ele anotava todas as propriedades dos elementos em cartões e os pregava na parede de seu laboratório. De vez em quando, ele alterava suas posições até chegar a uma sequência de elementos com semelhanças nas propriedades. Foi resolvendo esse quebra-cabeça, que Mendeleev chegou à primeira tabela periódica, mostrando uma periodicidade das propriedades quando os elementos químicos eram dispostos na ordem crescente de suas massas atômicas.

A grande sacada de Mendeleev foi quando ele percebeu a falta de alguns elementos para que a tabela fosse completa. Para resolver a questão, resolveu deixar alguns locais em branco na tabela provisória, admitindo que um dia, com a descoberta de novos elementos, os vazios seriam ocupados. Sua certeza era tanta que ele chegou a fazer previsões de algumas propriedades dos elementos desconhecidos.

Período	Grupo							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H= 1							
2	Li= 7	Be= 9,4	B= 11	C= 12	N= 14	O=16	F=19	
3	Na= 23	Mg= 24	Al= 27,3	Si= 28	P= 31	S= 32	Cl= 35,5	Fe= 56
4	Co= 59							
5	Ni= 59							
6	K= 39	Ca= 40	?= 44	Ti= 48	V= 51	Cr= 52	Mn= 55	
7	Cu= 63	Zn= 65	?= 68	?= 72	As= 75	Se= 78	Br= 80	
8	Rb= 85	Sr= 87	?Yt= 88	Zr= 90	Nb= 94	Mo= 96	?= 100	Ru= 104
9	Rh= 104							
10	Pd= 106							
11	Ag= 108	Cd= 112	In= 113	Sn= 118	Sb= 122	Te= 125	I= 127	
12	Cs= 133	Ba= 137	?Di= 138	?Ce= 140				

Mendeleev foi o primeiro a estabelecer a chamada lei da periodicidade, na qual muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência de suas **massas atômicas**.

Moseley e a tabela periódica moderna

A Classificação Periódica moderna apresenta os elementos químicos dispostos na ordem crescente de seus números atômicos. A nova disposição surgiu em 1913, quando Henry Moseley estabeleceu o conceito de número atômico, verificando que esse valor caracterizava melhor um elemento químico do que a sua massa atômica.

A partir dessa época, a lei da periodicidade ganhou um novo enunciado:

Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência de seus **números atômicos**.

★ DESCRIÇÃO DA TABELA PERIÓDICA

A tabela periódica mostra 7 (sete) filas horizontais denominadas **PERÍODOS**:

nº do período	total de elementos	nome
1º	2	muito curto
2º	8	curto
3º	8	curto
4º	18	longo
5º	18	longo
6º	32	muito longo
7º	32	muito longo

Há uma relação direta entre o número do período e a configuração eletrônica do elemento:

$$n^\circ \text{ do período} = \text{maior valor de "n"}$$

No 6º e 7º períodos existem duas "janelas". A primeira vai do elemento 57 ao elemento 71 e a segunda do elemento 89 ao 103. Para não alongar demais a tabela, os dois conjuntos de elementos são colocados à margem, na parte inferior, sob a denominação de **LANTANÍDEOS** (57 A 71) e **ACTINÍDEOS** (89 a 103), respectivamente. Os lantanídeos são chamados muitas vezes de **ELEMENTOS TERRAS RARAS**.

Além das 7 filas horizontais, existem as filas verticais, também chamadas colunas ou grupos. Há um total de 18 (dezoito) grupos de elementos.]

Há uma recomendação da IUPAC para que esses grupos sejam simbolizados com algarismos arábicos, desde 1 até 18. Uma opção é usar a simbologia mostrada na tabela abaixo, em que se utiliza um número (1 a 8) e uma letra (A ou B). O número e a letra reúnem elementos quimicamente semelhantes. Daí o nome "famílias de elementos".

Os elementos das colunas A (e ZERO) são chamados **REPRESENTATIVOS**. Os das colunas B são os elementos de **TRANSIÇÃO**, com o destaque para os lantanídeos e actinídeos que são chamados de **TRANSIÇÃO INTERNA**.

A tabela periódica apresenta 4 regiões (em cores) de elementos, designados como blocos s, p, d e f. A explicação para o nome do bloco está na distribuição eletrônica do átomo:

O elétron diferenciador indica o bloco ao qual pertence o elemento.

Elementos Representativos

Apresentam os elétrons mais energéticos nos subníveis de energia s ou p, na camada de valência.

Correspondem a dois blocos:

- **Bloco s:** $ns^{1 \text{ ou } 2}$ (famílias IA e IIA)
 - **Bloco p:** $ns^2 np^{1 \text{ a } 6}$ (famílias IIIA a VIIIA)
- onde n representa o nível de valência.

O número nas famílias tipo A indica a quantidade de elétrons presentes na camada de valência. Essas famílias têm nomes particulares.

Família ou Grupo	Elétrons da camada de valência	Configuração eletrônica da camada de valência	Nome
(1) IA	1	ns^1	metais alcalinos
(2) IIA	2	ns^2	metais alcalino-terrosos
(13) IIIA	3	$ns^2 np^1$	família do boro

(14)IVA	4	$ns^2 np^2$	família do carbono
(15)VA	5	$ns^2 np^3$	família do nitrogênio
(16)VIA	6	$ns^2 np^4$	calcogênios
(17)VIA	7	$ns^2 np^5$	halogênios
(18) VIII A ou 0	8	$ns^2 np^6$	gases nobres

A família 0 (grupo 18) recebeu esse número para indicar que sua reatividade nas condições ambientes é nula.

O elemento hidrogênio (H), não é metal alcalino. Ele está incluído no grupo 1A pelo fato de apresentar 1 elétron no subnível s na camada de valência.

O único gás nobre que não apresenta 8 elétrons na camada de valência é o He: $1s^2$.

Elementos de Transição

Apresentam os elétrons mais energéticos no subnível d, ou f, na penúltima ou na antepenúltima camada, respectivamente. Correspondem a dois blocos:

- Bloco d: $ns^2 (n-1) d^{1-10}$ (famílias 3B a 2B)
- Bloco f: $ns^2 (n-2) f^{1-14}$ (séries dos Lantanídeos e Actinídeos)

Em que n representa a camada de valência, (n-1) a penúltima camada e (n-2) a antepenúltima camada.

Família ou Grupo	Configuração Eletrônica da Camada de Valência	Subnível mais energético
(3) IIIB	ns^2	$(n-1) d^1$
(4) IVB	ns^2	$(n-1) d^2$
(5) VB	ns^2	$(n-1) d^3$
(6) VIB	ns^2	$(n-1) d^4$
(7) VIIB	ns^2	$(n-1) d^5$
(8) VIIIB	ns^2	$(n-1) d^6$
(9) VIIIB	ns^2	$(n-1) d^7$
(10) VIIIB	ns^2	$(n-1) d^8$
(11) IB	ns^2	$(n-1) d^9$
(12) IIB	ns^2	$(n-1) d^{10}$

★ CARACTERÍSTICAS DOS ELEMENTOS

O estado de agregação dos elementos nas CNTP

A 0°C (273 K) e 1 atm, apenas dois elementos químicos encontram-se no estado líquido como substâncias simples: Hg e Br₂. Nessas condições de temperatura e pressão, 11 (onze) aparecem no estado gasoso: H₂, N₂, O₂ (e O₃), F₂, Cl₂ e todos os elementos da coluna 8A (grupo 18). O restante dos elementos (a maioria da tabela) ocorre na forma sólida.

Metais, não-metais, semimetais e Hidrogênio

Um metal conduz eletricidade e essa condução diminui gradualmente quando a temperatura aumenta. Os não metais são isolantes elétricos. Os semimetais são fracos condutores eletrônicos e a condutividade aumenta quando a temperatura aumenta.

Os semimetais separam os metais dos ametais:

B - Si - Ge - As - Sb - Te - Po

À esquerda dos semimetais, situam-se os metais (exceção do hidrogênio). À direita estão os não-metais (e deve-se incluir nessa região o hidrogênio). Alguns autores preferem dizer que à direita estão os não-metais e os gases nobres, embora esses gases também sejam isolantes elétricos e, portanto, não-metais.

Elementos naturais e artificiais

Dos 118 elementos constantes na tabela periódica, 90 (noventa) são naturais e os demais são artificiais. O Urânio, com Z=92, é o elemento natural de maior número atômico.

Os elementos Tecnécio (₄₃Te) e Promécio (₆₁Pm), anteriores ao Urânio são artificiais (CISURÂNICOS). Os elementos com Z>92 são todos artificiais (TRANSURÂNICOS).

Alguns autores também consideram artificiais os elementos Frâncio (₈₇Fr) e Astató (₈₅At), pois eles são muito raros na natureza e a obtenção deles é realizada artificialmente.



QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

Os elementos I, II e III têm as seguintes configurações eletrônicas de valência no estado fundamental

- I. $3s^2 3p^3$
- II. $4s^2 4p^5$
- III. $3s^2$

Com base nestas informações, indique a afirmação correta.

- A** O elemento I tem propriedades de metal.
- B** O elemento II representa um elemento de transição.
- C** O elemento III tem propriedades de gás nobre.
- D** Os elementos I e II pertencem ao terceiro período da tabela periódica.
- E** Os elementos I e II são do bloco p, e III é do bloco s.

QUESTÃO 02

Considere as afirmações a seguir:

- I. O elemento químico de número atômico 14 tem 3 elétrons de valência.
- II. Na configuração eletrônica do elemento químico de número atômico 31, há 10 elétrons no subnível 3d.
- III. $3s^2 3p^3$ indica a configuração dos elétrons de valência do elemento de número atômico 35.
- IV. Na configuração eletrônica do elemento químico de número atômico 21, há 4 níveis energéticos.

Estão corretas, somente:

- A) I e II.
- B) I e III.
- C) II e III.
- D) II e IV.
- E) III e IV.

QUESTÃO 03

Em geral, a composição média de uma planta é de, aproximadamente, 90% de água e 10% de matéria seca. Carbono, oxigênio e hidrogênio são elementos químicos que constituem a maior parte de uma planta. Além desses, existem outros elementos considerados essenciais às plantas que, em função da quantidade exigida, são classificados em:

1. Elementos macronutrientes: N, P, K, Ca, Mg e S.
2. Elementos micronutrientes: B, Cl, Cu, Fe, Mn, Mo e Zn.

Com relação à estrutura atômica desses elementos e às informações constantes da tabela periódica, assinale a alternativa **INCORRETA**.

- A) Elementos químicos de um mesmo período da tabela periódica possuem propriedades químicas semelhantes.
- B) Uma vez que o potássio se localiza na coluna 1 da tabela periódica, seu íon é o K^+ .
- C) Todos os átomos de cloro possuem 17 prótons.
- D) Os símbolos químicos do silício e do fósforo são, respectivamente, Si e P.
- E) Alguns elementos que constam da tabela periódica recebem o nome de gases nobres porque não reagem com nenhuma substância em condições normais.

QUESTÃO 04

(UNIRIO) Quando ocorrer distribuição eletrônica nos envoltórios de um átomo de um elemento químico e o subnível mais energético for do tipo d e, teoricamente, apresentar quatro orbitais completos e um incompleto, na realidade, um dos elétrons do subnível anterior estará situado nesse orbital incompleto.

O grupo da classificação periódica em que se encontra esse elemento é:

- A) IB.
- B) IIB.
- C) IIIB.
- D) VB.
- E) VIIIB.

QUESTÃO 05

(FUVEST) Em seu livro de contos, O Sistema Periódico, o escritor italiano Primo Levi descreve características de elementos químicos e as relaciona a fatos de sua vida. Dois trechos desse livro são destacados a seguir:

- I. [Este metal] é mole como a cera...; reage com a água onde flutua (um metal que flutua!), dançando freneticamente e produzindo hidrogênio.
- II. [Este outro] é um elemento singular: é único capaz de formar longas cadeias estáveis, sem grande desperdício de energia, e para a vida sobre a Terra (a única que conhecemos até o momento) são necessárias exatamente as longas cadeias. Por isso, é o elemento-chave da substância viva.

O metal e o elemento referidos nos trechos I e II são, respectivamente,

- A) mercúrio e oxigênio.
- B) cobre e carbono.
- C) alumínio e silício.
- D) sódio e carbono.
- E) potássio e oxigênio.

★ PROPRIEDADES APERIÓDICAS DOS ELEMENTOS

São propriedades cujos valores aumentam (1º caso), ou diminuem (2º caso), quando o número atômico (Z) aumenta.

- Massa atômica.
- Número de massa.
- Número de nêutrons.
- Calor específico.

As três propriedades iniciais estão enquadradas no primeiro caso. No geral seus valores aumentam quando Z aumenta. A última propriedade tem comportamento inverso. Ela diminui quando o número atômico (Z) aumenta.

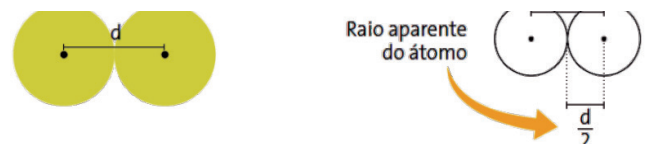
★ PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS

São propriedades cujos valores aumentam e diminuem, periodicamente, quando o número atômico do elemento aumenta.

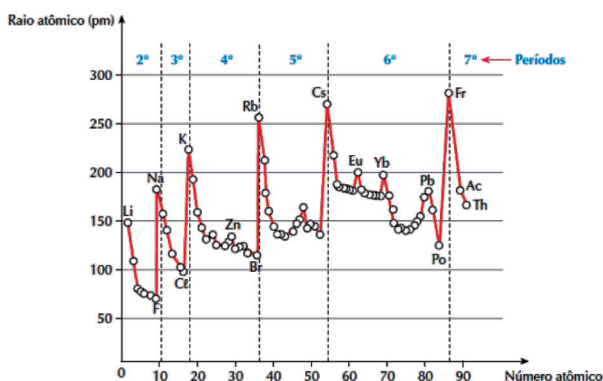
Elas são consideradas mais importantes do que as propriedades aperiódicas por permitirem um maior número de interpretações sobre o comportamento dos elementos químicos.

Raio Atômico

É evidente que não se pode usar uma régua para medir o raio de um átomo. A melhor técnica conhecida emprega os raios X (de curtos comprimento de onda) em que se pode medir a distância entre dois núcleos atômicos de átomos vizinhos. Admitindo que esses átomos estejam tocando um no outro, a distância internuclear representa o dobro do raio do átomo.



A variação do raio atômico na tabela periódica, não obstante algumas irregularidades, é mostrada a seguir:



FELTRE, Ricardo. Química 1. Editora Moderna. 6ª Edição. São Paulo, 2004.

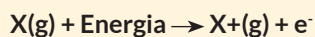
A explicação para tal variação é dada com base em dois fatores:

- nos períodos: o aumento da carga nuclear em cada período, da esquerda para a direita, provoca uma atração mais forte do núcleo sobre a eletrosfera (as eletrosferas em um dado período têm o mesmo número de camadas eletrônicas).
- nas colunas: o aumento do nº de camadas eletrônicas numa dada coluna faz aumentar a distância do núcleo aos elétrons mais externos. O aumento da distância faz diminuir a força de atração e, assim, o raio tende a aumentar de cima para baixo. O resumo da variação da propriedade é dado no quadro seguinte:



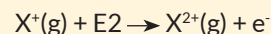
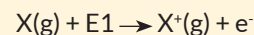
Energia de Ionização (potencial de ionização)

É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo isolado, na fase gasosa, transformando-o num cátion, também isolado nessa mesma fase. Esquemáticamente, o processo é representado por:



Para os elementos representativos, o elétron mais facilmente retirado, e que requer a menor quantidade de energia, é justamente o elétron diferenciador. No caso dos metais de transição, é mais fácil retirar primeiro os elétrons da última camada do que o elétron diferenciador, que se encontra na penúltima camada (transição externa) ou na antepenúltima camada (transição interna).

Ao se retirar o primeiro elétron de um átomo na fase gasosa ele se transforma num cátion também nessa fase. A retirada de mais um elétron é sempre mais difícil porque o cátion segura os elétrons restantes com força crescente. Assim, a 2ª energia de ionização é maior do que a primeira, a terceira é maior do que a segunda e assim por diante. Por exemplo, comparando-se os processos abaixo:



Deve-se entender que $E2 > E1$.

Um caso particularmente interessante é quando o cátion formado pela retirada de (um ou mais) elétrons alcança a configuração eletrônica de um gás nobre. Nessa configuração, a eletrosfera adquire uma estabilidade elevada, e a retirada do próximo elétron do cátion exige uma energia muito maior do que a(s) anterior(es).

Como regra geral, a energia de ionização aumenta da esquerda para direita em cada período, apresentando valor mínimo na família 1A e máximo na 8A (ou coluna ZERO). Nas famílias (filas verticais) a energia de ionização aumenta de baixo para cima.



Temperaturas de Fusão e Ebulição

Embora as medidas experimentais dessas grandezas para os elementos químicos mostrem várias irregularidades, tantos nos períodos como nas famílias, é possível, com boa vontade, considerar suas variações de acordo com a figura abaixo:



Densidade

O comportamento geral mostrado pelos elementos em relação a esta propriedade é o seguinte:

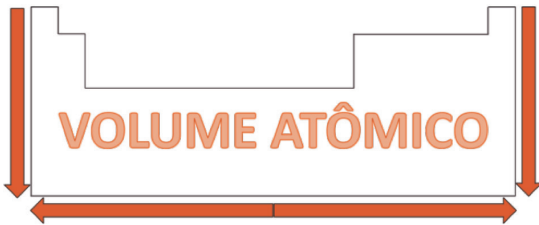
- nos períodos, aumenta das laterais para o centro, de forma idêntica à variação de P.F. e P.E.
- nas colunas, aumenta de cima para baixo.



Volume Atômico (Volume Molar)

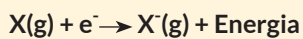
O volume atômico de um elemento, no estado sólido, é o volume (cm³) ocupado por 1 mol de seus átomos (6,0 × 10²³ átomos) nas CNTP.

As medidas experimentais mostram que o volume atômico aumenta nos períodos, do centro para as extremidades. Nas colunas ele aumenta de cima para baixo.



Afinidade Eletrônica (Eletroafinidade)

É a quantidade de energia liberada quando, na fase gasosa, um átomo adiciona um elétron convertendo-se num ânion. Por exemplo, considere que o átomo X(g) sofre a transformação abaixo:



Quanto maior a energia liberada, maior a afinidade do átomo X pelo elétron e mais estável é o ânion formado. A tabela a seguir mostra as Afinidades Eletrônicas, expressas em eV/átomo (elétron-volt = 3,8 × 10⁻²⁰ cal) para alguns átomos gasosos:

Átomo	H	Li	O	F	Cl	Br	I
Eletroafinidades (eV)	0,7	0,5	2,2	4,1	3,8	3,6	3,2

A variação dessa propriedade nos períodos e colunas da tabela periódica é idêntica à da Energia de Ionização. Apenas nesse caso não se inclui no estudo os gases nobres.



Eletronegatividade

A eletronegatividade mede a maior ou menor tendência que um átomo apresenta para atrair o par de elétrons numa ligação química. A grandeza foi criada pelo químico americano L. Pauling e sua aplicação veio esclarecer e justificar diversos comportamentos físicos e químicos das substâncias.

Pauling propôs que a diferença de eletronegatividade entre dois átomos A e B, numa ligação química, estaria relacionada com as energias de ligação dos átomos nas moléculas A₂(g), B₂(g) e AB(g), e dada pela fórmula empírica a seguir:

$$|X_A - X_B| = 0,2 \left(E_{AB} - \sqrt{E_{A_2} \cdot E_{B_2}} \right)^{\frac{1}{2}}$$

onde X_A e X_B representam, respectivamente, as eletronegatividades de A e de B, os valores E são as energias de ligação dos átomos nas moléculas AB, A₂ e B₂. O fator 0,2 é resultante da conversão da unidade de energia elétron-volt (eV) para quilocaloria(kcal).

Resumidamente, o trabalho de Pauling foi o de medir as energias de ligação entre átomos para diversas moléculas pequenas, obtendo, em seguida, pelo cálculo, as diferenças X_A-X_B. Logo após, atribuiu um valor de eletronegatividade de referência para um dos átomos de modo a obter os valores dessa grandeza para outros átomos.

A variação dessa propriedade na tabela periódica é dada pela figura a seguir:



Eletropositividade

É a grandeza inversa da eletronegatividade, tanto em termos de definição, como na variação ao longo dos períodos e das colunas.



Caráter Metálico

Os elementos metálicos são os mais eletropositivos e quanto maior sua eletropositividade maior será o seu caráter (propriedade) metálico.

Caráter Não-Metálico

Os não metais são os elementos mais eletronegativos. Quanto mais eletronegativo menor o caráter metálico (e maior o caráter não-metálico). Notar que não se incluem aqui os gases nobres.

Raios Iônicos

O raio do cátion é sempre menor do que o raio do átomo original, ocorrendo o contrário para o raio do ânion. Em qualquer caso, no entanto, aumentam de cima para baixo nas famílias,

Nos períodos é mais útil comparar os valores para íons isoeletrônicos: o de maior carga nuclear possui menor raio iônico.

★ DISTRIBUIÇÕES ELETRÔNICAS IRREGULARES

Na coluna 6B, a distribuição eletrônica considerada regular mostraria os dois últimos subníveis de energia como $(n-1)d^4 ns^2$: cromo ($3d^4 4s^2$), o molibdênio ($4d^4 5s^2$) e o tungstênio ($5d^4 6s^2$). No entanto, essa configuração “regular” se modifica para outra, aparentemente mais estável, do tipo $(n-1)d^5 ns^1$ ($3d^5 4s^1$; $4d^5 5s^1$ e $5d^5 6s^1$).

Na coluna 1B o fato se repete. A distribuição regular seria do tipo $(n-1)d^9 ns^2$ para cobre, prata e ouro. Devido à pequena diferença de energia dos subníveis ela se transforma em $(n-1)d^{10} ns^1$. Assim, por exemplo, o cobre teria distribuição regular dada por $3d^9 4s^2$. No entanto, pelo que se observa experimentalmente, essa configuração muda para $3d^{10} 4s^1$.



QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 06

Considerando a posição dos elementos na Tabela Periódica e as tendências apresentadas por suas propriedades periódicas, pode-se afirmar que:

- A** o átomo do halogênio do 4º período apresenta menor energia de ionização do que o átomo de calcogênio do mesmo período.
- B** o átomo do metal alcalino terroso do 3º período apresenta menor raio atômico do que o metal do 5º período e do mesmo grupo.
- C** o átomo de gás nobre do 2º período tem maior raio atômico do que o átomo do gás nobre do 6º período.
- D** o átomo de ametal do grupo 14 é mais eletronegativo do que o átomo do ametal do grupo 16, no mesmo período.
- E** o átomo de metal do grupo 15 é mais eletropositivo do que o átomo do metal do grupo 1, no mesmo período.

QUESTÃO 07

O efeito fotoelétrico consiste na emissão de elétrons provenientes de superfícies metálicas, através da incidência de luz de frequência apropriada. Quanto menor o potencial de ionização doo metal, mais fácil é observar o fenômeno. Esse efeito tem sido largamente utilizado na confecção de dispositivos fotoeletrônicos, tais como: fotocélulas de iluminação pública, câmeras fotográficas etc.

Com base na variação dos potenciais de ionização dos elementos da Tabela Periódica, qual é a alternativa que contém o metal mais suscetível a exibir o efeito fotoelétrico?

- A** Fe
- B** Hg
- C** Cs
- D** Mg
- E** Ca

QUESTÃO 08

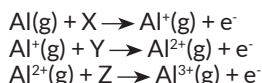
Considerando as propriedades periódicas dos elementos, indique a alternativa correta:

- A** para elementos de um mesmo período, a primeira energia de ionização é sempre maior que a segunda.

- B** o aumento do número de camadas eletrônicas provoca uma diminuição do raio atômico.
- C** para íons de elementos representativos, o número do grupo coincide com o número de elétrons que o átomo apresenta no último nível de energia.
- D** átomos com caráter metálico acentuado exibem grande afinidade eletrônica.
- E** para átomos de uma mesma família, o volume atômico aumenta quando o número atômico aumenta.

QUESTÃO 09

(PUCSP) Observe as reações abaixo:



X, Y e Z correspondem ao valor de energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. A alternativa que apresenta corretamente o nome dessa propriedade periódica e os valores de X, Y e Z, respectivamente, é:

- A** eletroafinidade; 578 kJ, 1820 kJ e 1820 kJ kJ.
- B** energia de ionização; 2750 kJ, 1820 kJ e 578 kJ.
- C** energia de ionização; 578 kJ, 1820 kJ e 2750 kJ.
- D** eletroafinidade; 2750 kJ, 1820 kJ e 578 kJ.

QUESTÃO 10

(UEFS) Os nutrientes necessários ao desenvolvimento dos vegetais são absorvidos do solo pelas raízes sob a forma de íons em solução aquosa, a exemplo dos cátions potássio, K^+ , magnésio, Mg^{2+} e cálcio, Ca^{2+} e dos ânions sulfato, SO_4^{2-} , nitrato, NO_3^- , e monoidrogenofosfato, HPO_4^{2-} . Os símbolos dos elementos químicos nitrogênio, fósforo e potássio, NPK, aparecem impressos em destaque em algumas embalagens de fertilizantes.

Considerando-se a informação, as propriedades periódicas e a posição dos elementos químicos na Tabela Periódica, é correto concluir:

- A** O raio iônico do cálcio, Ca^{2+} , é menor do que o raio do íon magnésio, Mg^{2+} .
- B** A quantidade total de elétrons do ânion sulfato é igual à do monoidrogenofosfato.
- C** O percentual do elemento químico nitrogênio, em massa, no íon nitrato é de 11,6%.
- D** A saída de um elétron do átomo neutro de potássio, para a formação do cátion K^+ , envolve liberação de energia.
- E** O cálcio e o magnésio apresentam propriedades químicas semelhantes porque pertencem a um mesmo período da Tabela Periódica.



GABARITO

01	E	02	D	03	A	04	A	05	D
06	B	07	C	08	E	09	C	10	B



SAIBA MAIS

Uma Tabela Periódica dinâmica



Elementos da tabela periódica

1 H 1,008 Hidrógeno	2 He 4,003 Hélio	3 Li 6,941 Lítio	4 Be 9,012 Berílio	5 B 10,811 Boro	6 C 12,011 Carbono	7 N 14,007 Nitrogênio	8 O 15,999 Oxigênio	9 F 18,998 Flúor	10 Ne 20,180 Neônio	11 Na 22,990 Sódio	12 Mg 24,305 Magnésio	13 Al 26,982 Alumínio	14 Si 28,086 Silício	15 P 30,974 Fósforo	16 S 32,065 Enxofre	17 Cl 35,453 Cloro	18 Ar 39,948 Argônio	19 K 39,098 Potássio	20 Ca 40,078 Cálcio	21 Sc 44,956 Escândio	22 Ti 47,883 Titânio	23 V 50,942 Vanádio	24 Cr 51,996 Crom	25 Mn 54,938 Manganeso	26 Fe 55,845 Ferro	27 Co 58,933 Cobalto	28 Ni 58,693 Níquel	29 Cu 63,546 Cobre	30 Zn 65,38 Zinco	31 Ga 69,723 Gálio	32 Ge 72,630 germânio	33 As 74,922 Arsênio	34 Se 78,96 Selênio	35 Br 79,904 Bromo	36 Kr 83,80 Criptônio	37 Rb 85,468 Rubídio	38 Sr 87,62 Estrôncio	39 Y 88,906 Ítrio	40 Zr 91,224 Zircônio	41 Nb 92,906 Níbio	42 Mo 95,94 Molibdênio	43 Tc 98,906 Técnetio	44 Ru 101,07 Ródio	45 Rh 102,905 Ródio	46 Pd 106,42 Paládio	47 Ag 107,868 Prata	48 Cd 112,411 Cádmio	49 In 114,818 Índio	50 Sn 118,710 Estanho	51 Sb 121,757 Antimônio	52 Te 127,603 Telúrio	53 I 126,905 Iodo	54 Xe 131,29 Xenônio	55 Ba 137,327 Bário	56 La 138,905 Lantânio	57 Cs 132,905 Césio	58 Pr 140,908 Praseodímio	59 Ce 140,12 Célio	60 Nd 144,242 Néodímio	61 Pm 144,913 Promécio	62 Sm 150,36 Samaritium	63 Eu 151,964 Europio	64 Gd 157,25 Gádolíbio	65 Tb 158,925 Terbium	66 Dy 162,50 Dísmio	67 Ho 164,930 Hólio	68 Er 167,259 Erbólio	69 Tm 168,930 Tulmício	70 Yb 173,054 Ítrio	71 Lu 174,967 Lutécio	72 Fr 223,021 Frâncio	73 Ra 226,025 Rádium	74 Ac 227,037 Actínio	75 Th 232,037 Tório	76 Pa 231,036 Protáctio	77 U 238,029 Urânio	78 Np 237,048 Neptúlio	79 Pu 239,048 Plutônio	80 Am 243,061 Americônio	81 Cm 247,070 Curvônio	82 Bk 247,070 Berkelônio	83 Cf 251,080 Califórnio	84 Es 252,083 Einsteinônio	85 Fm 257,103 Fermônio	86 Md 288,103 Mendelevônio	87 No 289,103 Nobelônio	88 Lr 260,103 Lawrencônio	89 Rn 222,017 Radônio	90 At 210,088 Astato	91 Po 209,088 Polônio	92 Lv 293,034 Livermório	93 Ts 289,103 Tennessino	94 Og 284,103 Oganesson
------------------------------	---------------------------	---------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------	--------------------------------	------------------------------	---------------------------	------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	------------------------------	------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	-------------------------------	------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	------------------------------	----------------------------	---------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	------------------------------	-----------------------------	----------------------------	-----------------------------	--------------------------------	-------------------------------	------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	----------------------------	--------------------------------	-----------------------------	---------------------------------	--------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-------------------------------	------------------------------	-------------------------------	------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------	-------------------------------	------------------------------	---------------------------------	------------------------------	------------------------------------	-----------------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	------------------------------	------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	------------------------------	----------------------------------	------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------

- 1-2 gases nobres
- 3-10 gases nobres
- 11-18 gases nobres
- 19-20 gases nobres
- 21-22 gases nobres
- 23-24 gases nobres

He
Hélio
1,008
102
100

He
Hélio
4,003
2
18

He
Hélio
4,003
2
18