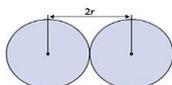


PROPRIEDADES PERIÓDICAS

As propriedades periódicas são tendências ou características que alguns **elementos químicos** seguem e que **marca** sua localização na **tabela periódica**. Os elementos químicos são organizados de acordo com suas propriedades periódicas e tais propriedades são alteradas de acordo com o número atômico.

Raio atômico: O raio atômico se refere ao tamanho do átomo. Quanto maior o número de níveis, maior será o tamanho do átomo. O átomo que possui o maior número de prótons



exerce maior atração sobre seus elétrons. Em outras palavras, raio atômico é a distância do núcleo de um átomo à sua eletrosfera na camada mais externa. Porém, como o átomo não é rígido, calcula-se o raio atômico médio pela metade da distância entre os centros dos núcleos de dois átomos de mesmo elemento numa ligação química em estado sólido.

O raio atômico **crece** de cima para baixo na **família da tabela periódica**, acompanhando o número de camadas dos átomos de cada elemento e da direita para a esquerda nos **períodos da tabela periódica**.

Quanto maior o número atômico de um elemento no período, maiores são as forças exercidas entre o núcleo e a eletrosfera, o que resulta num menor raio atômico.

O elemento de maior raio atômico é o Césio.

Volume Atômico: É uma propriedade periódica porque varia periodicamente com o aumento do número atômico. Não é o volume de um átomo, mas de um conjunto de átomos. No volume atômico influi não só o volume de cada átomo, como também o espaçamento que existe entre esses átomos.

Na tabela periódica, **os valores do volume atômico aumentam de cima para baixo nas famílias e em um período, do centro para as extremidades da tabela.**

Energia de Ionização ou Potencial de ionização: É a energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. O tamanho do átomo interfere na sua energia de ionização. Se o átomo for grande, sua energia de ionização será menor.

Em uma mesma família a energia aumenta de baixo para cima; em um mesmo período a Energia de Ionização aumenta da esquerda para a direita.

Afinidade eletrônica: É a energia liberada quando um átomo no estado gasoso (isolado) captura um elétron. Quanto menor o raio, maior a sua afinidade eletrônica, em uma família ou período.

A afinidade eletrônica mede a energia liberada por um átomo em estado fundamental e no estado gasoso ao receber um elétron. Trata-se da energia mínima necessária para a retirada de um elétron de um ânion de um determinado elemento.

Nos **gases nobres** a afinidade eletrônica não é significativa, porém como a adição de um elétron em qualquer elemento causa liberação de energia, então a afinidade eletrônica dos gases nobres não é igual a zero.

Eletronegatividade: É a força de atração exercida sobre os elétrons de uma ligação. Na tabela periódica a eletronegatividade aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita. Essa propriedade tem relação com o raio atômico: quanto menor o tamanho de um átomo, maior é a força de atração sobre os elétrons.

Eletropositividade: É a tendência de perder elétrons, apresentada por um átomo. Quanto maior for seu valor, maior será o caráter metálico. Os átomos com menos de quatro elétrons de valência, metais em geral, possuem maior tendência em perder elétrons, por isso, possuem maior eletropositividade. Um aumento no número de camadas diminui a força de atração do núcleo sobre os elétrons periféricos, facilitando a perda de elétrons pelo átomo e, conseqüentemente, aumentando a sua eletropositividade.

A eletropositividade cresce da direita para a esquerda nos períodos e de cima para baixo nas famílias.

Densidade Absoluta: Densidade ou Massa Específica é a relação entre a massa (m) de uma substância e o volume (V) ocupado por essa massa. Esta variação, no estado sólido é uma propriedade periódica. Na tabela periódica, os valores de densidades aumentam, nas famílias de cima para baixo e nos períodos, das extremidades para o centro.

Desta forma, pode-se notar que os elementos mais densos estão no centro e na parte de baixo da tabela periódica. Exemplos:- Os (ósmio) – $d=22,5g/mL$ - Ir (irídio) – $d=22,4g/mL$

Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição: Na tabela periódica, os valores de PF e de PE variam numa família, à esquerda da tabela, aumenta de baixo para cima e à direita da tabela, aumenta de cima para baixo. Nos períodos, aumenta das extremidades para o centro.

Na tabela periódica há elementos de diferentes estados físicos.

- fase gasosa: H, N, O, F, Cl, Ne, Ar, Kr, Xe, RN
- fase líquida: Hg e Br
- fase sólida: demais elementos

O carbono (C) é uma exceção para esta regra. Possui PF igual a $3800^{\circ}C$.

O tungstênio (W) é o metal com maior PF, $3422^{\circ}C$, sendo utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes.

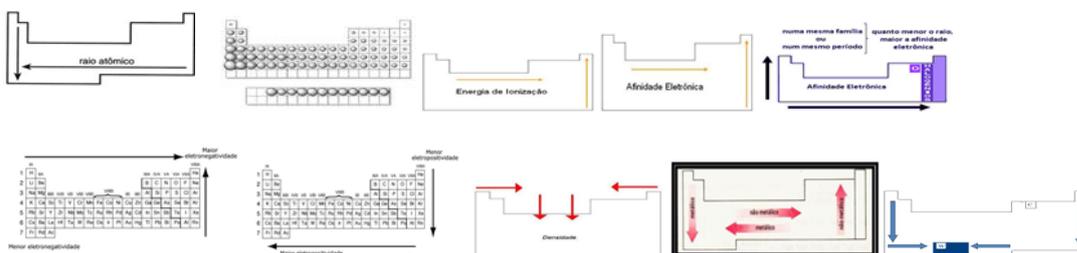
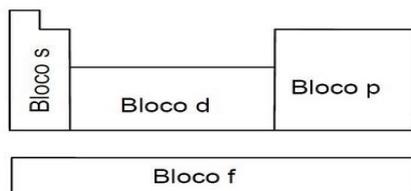
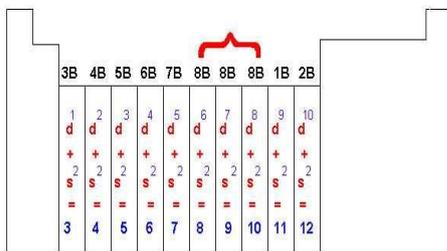
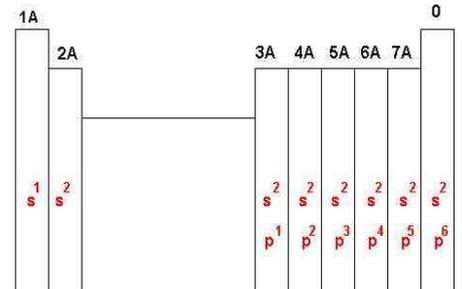
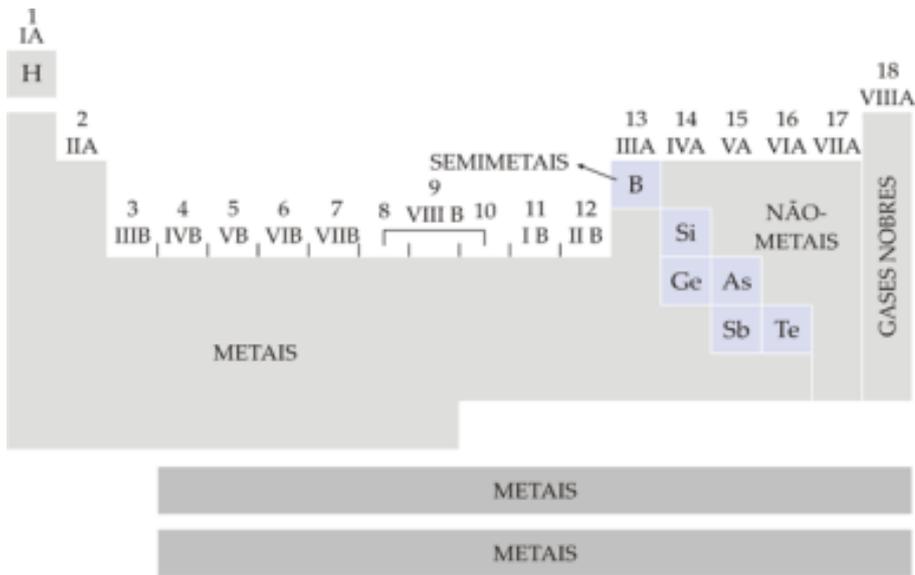


TABELA PERIÓDICA ATUAL



Família	Terminação
1A (metais alcalinos)	s^1
2A (metais alcalino-terrosos)	s^2
3A (família do Boro)	p^1
4A (família do Carbono)	p^2
5A (família do Nitrogênio)	p^3
6A (calcogênios)	p^4
7A (Halogênios)	p^5
8A (Gases Nobres)	p^6

Resumo Histórico Tabela Periódica

A Tabela Periódica é a forma mais coerente de organização dos elementos químicos onde são observados as semelhanças entre suas propriedades físicas e químicas. Ao longo dos tempos vários cientistas tentaram organizar os elementos conhecidos e até mesmo prever a existência de outros.

J. W. Dobereiner- Cientista Alemão, em grande parte autodidata, registrou que certos elementos tinham uma progressão nos valores de suas massas lançando uma ideia conhecida como "**lei das tríades**", com base em certas semelhanças.

Alexander Chancoutois-(em 1862): Cientista Francês que lançou a ideia do "**parafuso telúrico**" que constituía em uma superfície cilíndrica com linhas inclinadas em 45º e distribuía ao longo das linhas os elementos por ordem crescente de massas atômicas.

John Newlands-(em 1864): Químico Inglês que lançou uma ideia conhecida por "**lei das oitavas**" que distribuía os elementos em ordem crescente de massas atômicas onde havia repetição de sete em sete grupos, como na escala musical.

Demitri Ivanovitch Mendeleev-(em 1869): Químico Russo que lançou a ideia da "**lei periódica dos elementos**", sendo a base da classificação moderna, organizava os elementos em **ordem crescente de massa** atômicas formando oito colunas denominadas grupos e doze fileiras horizontais denominadas séries.

Henry Moseley-(em 1913): Cientista Inglês que estabeleceu o conceito da "**carga nuclear (número atômico)**" como sendo a verdadeira identidade de um elemento químico. Com este novo conceito aconteceram organizações na tabela periódica ficando mais parecida com a atual tabela dos elementos químicos.

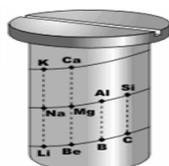
Johann Wolfgang Döbereiner (1780 – 1849).



Em 1829, **Johann W. Döbereiner** teve a primeira ideia, com sucesso parcial, de agrupar os elementos em três - ou **Triades**.

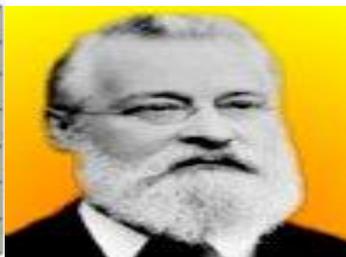
Elemento	Massa atômica
Cloro	35,5
Enxofre	32
Ítalo	39,1

Um das triades de Döbereiner



Newlands' Arranged Elements in Octaves:

H	F	Cl	Co/Ni	Br	Pd	I	Pt/Ir
Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Tl
G	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba/V	Pb
Bo	Al	Cr	Y	Ce/La	U	Ta	Th
C	Si	Ti	In	Zn	Sn	W	Hg
N	P	Mn	As	Di/Mo	Sb	Nb	Bi
O	S	Fe	Se	Ro/Ru	Te	Au	Os





Serie	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3		Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40	Sc 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe-56 Ni-59 Co-59
5		Cu 63	Zn 65	Y 68	Zr 72	Nb 75	Se 78	Br 80
6	Rb 85	Sr 87	Yt 88	Ru 90	Rh 94	Pd 96	Ag 100	Pt-104 Rh-104 Pd-106
7	Ce 108	Ba 137	La 138	Ce 140				
8								
9								
10								
11								
12								

