



Química 2



Centro Educacional Evolução

Credenciado pela Portaria nº. 264/2009 SEDF

Tel: (61) 3562 0920 / 3046 2090

C-1 Lote 1/12 sobreloja 1 Edifício TTC

Taguatinga-DF

www.centroevolucão.com.br

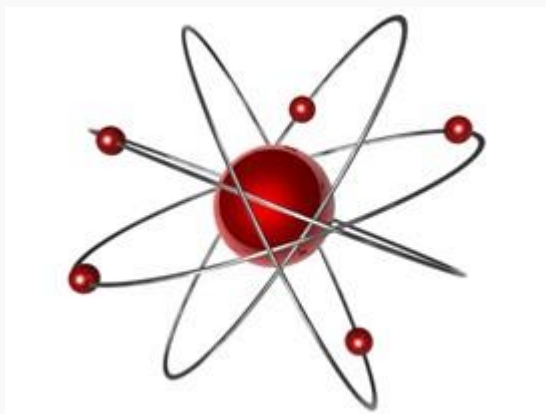
ATOMÍSTICA.....	2
DIFERENÇA ENTRE ÁTOMO E ÍON	2
COMPOSIÇÃO DO ÁTOMO	2
RELAÇÕES DE SIMILARIDADE DE DIVERSOS ÁTOMOS E SUA IMPORTÂNCIA	3
RADIOATIVIDADE	4
BREVE HISTÓRICO SOBRE A RADIOATIVIDADE.....	4
ESTABILIDADE POR MEIO DE EMISSÃO DE PARTÍCULAS	4
TEMPO DE MEIA VIDA.....	5
DIFERENÇA ENTRE FISSÃO E FUSÃO NUCLEAR	5
CONSEQUÊNCIAS QUANTO A ALTA EXPOSIÇÃO À RADIAÇÃO	5
BENEFÍCIOS PROVOCADOS POR RADIAÇÕES EM NOSSO COTIDIANO	5
NÍVEL ENERGÉTICO.....	6
DIAGRAMA DE LINUS PAULING.....	7
ATRIBUINDO SIGNIFICADO A DISTRIBUIÇÃO DE LINUS PAULING	7
TABELA PERIÓDICA.....	7
EVOLUÇÃO HISTÓRICA PARA ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS NA TABELA PERIÓDICA.....	7
CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA QUANTO A PREVISÃO DE NOVOS ELEMENTOS	7
ORGANIZAÇÃO DA TABELA PERIÓDICA	8
PROPRIEDADES GERAIS DA TABELA PERIÓDICA.....	9
PROPRIEDADES PERIÓDICAS	10
OBTENÇÃO DE ALGUNS ELEMENTOS QUÍMICOS (LEITURA COMPLEMENTAR).....	11
HISTÓRIA, COMPOSIÇÃO TIPO E RECICLAGEM DOS METAIS.....	11
LIGAÇÕES QUÍMICAS	14
BREVE INTRODUÇÃO SOBRE LIGAÇÃO QUÍMICA E TEORIA DO OCTETO	14
TIPOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS.....	14
LIGAÇÃO IÔNICA	14
FUNÇÕES INORGÂNICAS.....	16
INTRODUÇÃO À FUNÇÕES INORGÂNICAS	16
SAL/ÓXIDOS.....	17
DISSOCIAÇÃO E IONICAÇÃO	17
TEORIA DE ARRHENIUS	17
NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS	18
NOMENCLATURA DAS BASES.....	18



ATOMÍSTICA

DIFERENÇA ENTRE ÁTOMO E ÍON

Os átomos são a espécie química mais elementar que é capaz de participar de uma reação e formar compostos ou substâncias. Por exemplo: o átomo de oxigênio ao combinar-se com outro, forma a substância oxigênio. Assim como, ao combinar-se com o carbono forma o composto monóxido de carbono.



Representação artística do átomo de Bohr

ÍONS

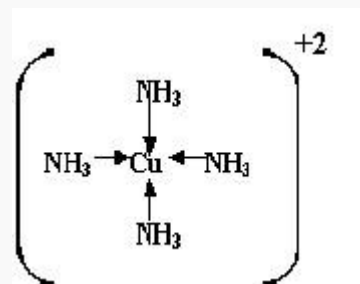
Íons são espécies químicas originadas de átomos com deficiência ou excesso de elétrons. Assim, possuem carga elétrica positiva (denominados cátions) ou negativa (ânions) e são capazes de formar compostos sólidos (como sais) por simples atração eletrostática (utilizando-se das Leis de Coulom para a força elétrica).

A massa de um íon é praticamente a mesma de seu átomo correspondente (pois, como o elétron é mais de 1800 vezes mais leve que o próton, a diferença de massa é insignificante caso ocorra sua perda ou ganho).

Os compostos iônicos são formados pela atração de íons de carga oposta, apresentando, então, carga total neutra (Ex.: cloreto de sódio - NaCl). Geralmente, são sólidos nas condições ambiente e possuem altos pontos de fusão e ebulição.

Quando um íon não é elementar, mas um arranjo de outros íons envolta de um central ou um íon central rodeado de

moléculas neutras, denomina-se complexo. Onde, mesmo que se assemelhe geometricamente a uma molécula, é dotado de carga total diferente de zero. Normalmente, um cátion metálico (de transição ou não) assume a posição central do complexo.



Estrutura de Lewis para o cátion complexo Tetraminocuprato (II)

COMPOSIÇÃO DO ÁTOMO

Segundo o modelo do átomo de Bohr, sua estrutura basicamente duas regiões distintas. O Núcleo É uma região maciça, compacta e densa que fica no centro do átomo. O núcleo atômico é divisível, pois é constituído de duas partículas diferentes:

Prótons: são partículas carregadas positivamente com carga relativa igual a +1. Sua massa relativa também é de 1.

O número de prótons existente no núcleo é chamado de número atômico (Z) que é o responsável pela diferenciação de um elemento químico de outro, ou seja, cada elemento químico é formado por um conjunto de átomos que possui o mesmo número atômico ou a mesma quantidade de prótons.

Nêutrons: como o próprio nome indica, essas são partículas neutras, isto é, não possuem carga elétrica. Assim, os nêutrons diminuem a força de repulsão entre os prótons no núcleo (tendo em vista que cargas de mesmo sinal repelem-se).

Essas partículas subatômicas possuem a massa relativa praticamente igual à dos prótons, isto é, 1. Mas, na realidade, a massa do nêutron é um pouco maior que a do próton. Isso é interessante porque, se fosse o contrário, isto é, se os prótons fossem ligeiramente mais pesados do que os nêutrons, todos os prótons seriam transformados em nêutrons. O resultado seria que, sem os prótons, os átomos não existiriam.

ALGUMAS CURIOSIDADES:

O tamanho do núcleo depende da quantidade de nêutrons e prótons que ele possui. Entretanto, pode ser dito que, em média, o núcleo atômico tem o diâmetro em torno de 10^{-14} m e 10^{-15} m.

O próton e o nêutron são partículas 100 mil vezes menores do que o próprio átomo inteiro!

A massa do átomo é dada praticamente somente pelo número de prótons e nêutrons existentes no núcleo. Isso ocorre porque cada próton e cada nêutron são 1836 vezes maiores que um elétron. Por essa razão, a massa dos elétrons

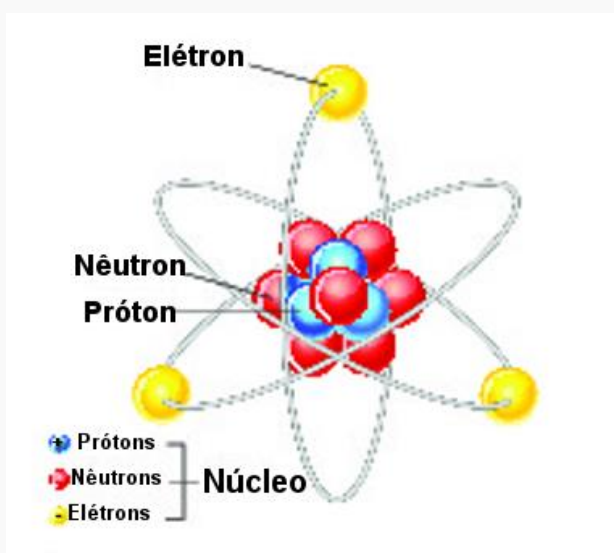
A região periférica ao redor do átomo onde os elétrons ficam girando em volta do núcleo é chamada Eletrosfera, onde se encontram os elétrons. Estes foram as primeiras partículas subatômicas descobertas (por J. J. Thomson, em 1897.). São

partículas carregadas negativamente, cuja carga relativa é de -1. Sua carga em coulomb é igual a $9,110 \cdot 10^{-31}$ C.

Apesar de os elétrons serem negativos, o átomo no estado fundamental é neutro, pois ele possui a mesma quantidade de elétrons e de prótons. Isso significa que as cargas negativas dos elétrons anulam as cargas positivas dos prótons, assim, o átomo fica neutro.

Quando os átomos realizam ligações químicas para formar as substâncias simples e compostas, isso ocorre com os elétrons. Há então uma transferência ou um compartilhamento de elétrons entre dois ou mais átomos.

As ilustrações da estrutura do átomo são apenas modelos, mas não representam a realidade. Por exemplo, a maior parte do átomo é um grande vazio. Para você ter uma ideia, pense no átomo de hidrogênio formado por um próton e um elétron. Se o núcleo desse átomo fosse do tamanho de uma bola de tênis, o seu elétron orbitante estaria a uma distância de três quilômetros! A eletrosfera é maior que o átomo cerca de 10 000 a 100 000 vezes.



Esquema de estrutura do átomo com as principais partículas subatômicas

RELAÇÕES DE SIMILARIDADE DE DIVERSOS ÁTOMOS E SUA IMPORTÂNCIA

ISÓTOPOS: são átomos do mesmo elemento químico, com o mesmo número atômico (prótons representado por Z), porém nº de massa (prótons + nêutrons, representado por A) diferentes.

Ex: O carbono 12 é isótopo do carbono 14, porque o 12 tem Z = 6 e A = 12, e o 14 tem Z = 6 e A = 14.

ISÓBAROS: são átomos com diferentes nº atômicos. Portanto, pertencem a elementos químicos diferentes, mas tem o mesmo número de massa.

Ex: O potássio 40 é isóbaro do cálcio 40, porque o potássio 40 tem Z = 19 e A = 40, e o cálcio 40 tem Z = 20 e A = 40.

ISÓTONOS: são átomos de elementos químicos diferentes, de diferentes números atômicos, diferentes números de massa, e mesmo número de nêutrons.

Ex: o hidrogênio 3 é isótono do hélio 4, porque o H tem Z = 1 e A = 3, então tem 2 nêutrons (A - Z), e o hélio tem Z = 2 e A = 4, então também tem 2 nêutrons.

NÚMERO DE MASSA: a característica fundamental que define um elemento químico é o número de prótons (Z) no núcleo. Se chamarmos de N o número de nêutrons no núcleo, o número de massa A é dado por: $A = Z + N$. Ou seja, a soma do número de prótons com o de nêutrons.

ESTUDO DIRIGIDO

01. Determine o número atômico e o número de massa dos átomos A e B, que são isóbaros e apresentam a seguinte representação:



X é isótopo de ${}_{20}^{41}\text{Ca}$ e isótono de ${}_{19}^{41}\text{K}$. Portanto, o seu número de massa é igual a:

- a) 41
- b) 40
- c) 39
- d) 42
- e) 20

02. (Unisinos-RS) Segundo dados experimentais, o oxigênio do ar que respiramos tem exatos 99,759% de ${}_{8}^{16}\text{O}$, 0,037% de átomos de ${}_{8}^{17}\text{O}$ e 0,204% de ${}_{8}^{18}\text{O}$. Diante desta constatação pode-se afirmar que essas três fórmulas naturais do oxigênio constituem átomos que, entre si, são:

- a) Alótropos.
- b) Isóbaros.
- c) Isótonos.
- d) Isótopos.
- e) Isômero.

03. Isótopos são átomos que apresentam o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. O magnésio possui isótopos de números de massa iguais a 24, 25 e 26. Os isótopos do magnésio possuem números de nêutrons, respectivamente, iguais a: (Dado: Mg possui Z = 12)

- a) 1, 12 e 12
- b) 24, 25 e 26
- c) 12, 13 e 14
- d) 16, 17 e 18
- e) 8, 8 e 8

04. (PUC-RIO) Os isótopos ${}_{8}^{16}\text{O}$, ${}_{8}^{17}\text{O}$, ${}_{8}^{18}\text{O}$ possuem respectivamente os seguintes números de nêutrons:

- a) 8,8,8
- b) 8,9,10
- c) 16,17,18
- d) 24,25,26
- e) 18, 17, 16

RADIOATIVIDADE

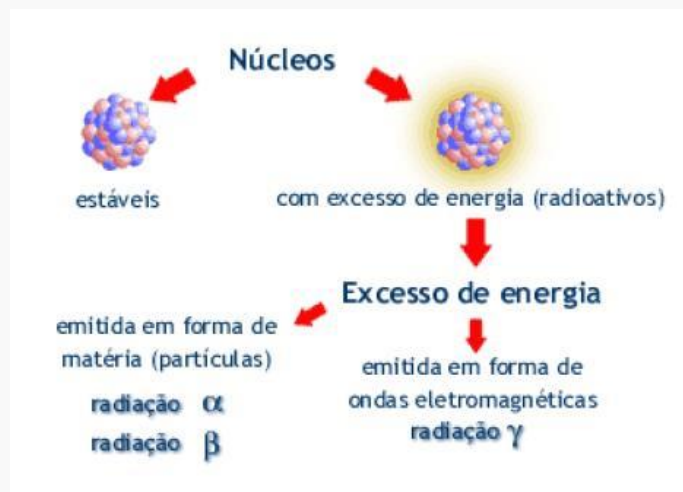
A Radioatividade está ligada diretamente ao núcleo do átomo, na qual ao final do processo de reação o núcleo sofre alteração. Ao contrário da reação química em que o núcleo permanece inalterado, sofrendo mudanças apenas na eletrosfera do átomo.

BREVE HISTÓRICO SOBRE A RADIOATIVIDADE

A radioatividade foi descoberta pelo físico francês Antonie Henri Becquerel, ao colocar o minério urânio sobre uma chapa fotográfica envolta em papel preto produzia uma impressão semelhante à que produziria se fosse fotografado em presença de luz. Ele percebeu que essa impressão era devida a alguma radiação emitida pelo minério que atravessava o papel e passou a pesquisar de onde provinham essas radiações.

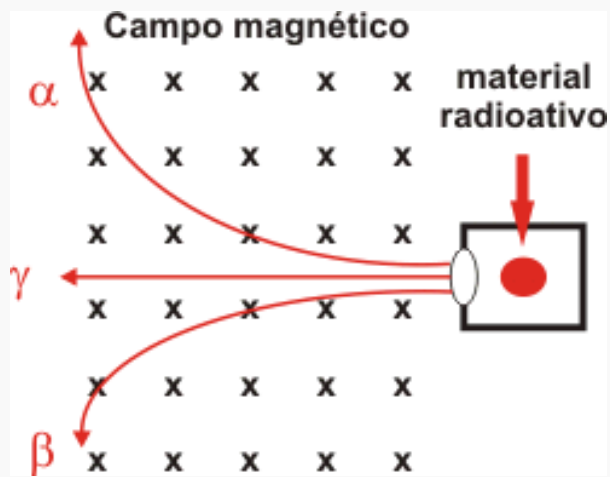
Os químicos da época começaram a procurar uma resposta para o fenômeno, conseguiram medir essas radiações, descobriram que outros compostos apresentavam essa propriedade, como os sais de tório, e seguiram estudando e descobriram um minério pechblenda que era bem mais radioativo que o urânio e isolaram desse minério um novo elemento químico batizado de polônio em homenagem a terra natal de Maria Sklodowska. Como resultado desse trabalho iniciado pelo físico alemão Röntgen, que teve prosseguimento nos trabalhos de Becquerel e foi concluído por Pierre e Marie Curie, nasceu o estudo da radioatividade.

Hoje sabemos que a radioatividade é um fenômeno proveniente de núcleos instáveis, que a emitem na busca de estabilidade.



Com uma experiência simples que é passar a radiação por um campo elétrico, podemos observar que existem três tipos de radiação (alfa, beta e gama).

Observe o quadro abaixo:



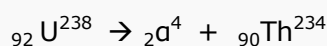
Quando um elemento emite partículas alfa ou beta o seu núcleo se transforma em outro elemento, obedecendo as leis da radiação.

ESTABILIDADE POR MEIO DE EMISSÃO DE PARTÍCULAS

i) Emissão de partículas Alfa

Quando um átomo emite uma partícula α , transforma-se num elemento com número de massa diminuído de 4 unidades e número atômico diminuído de 2 unidades.

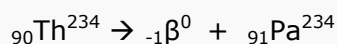
Exemplo:



ii) Emissão de partículas Beta

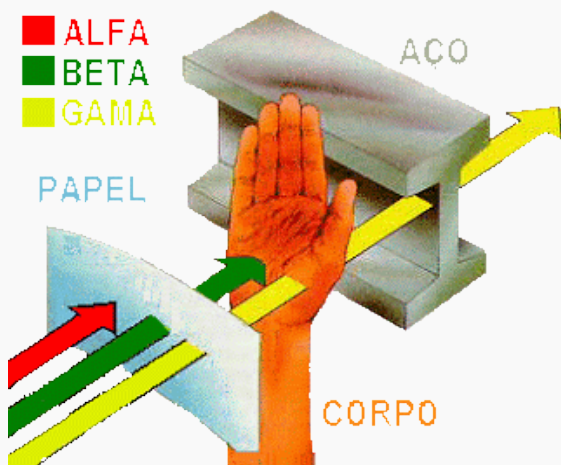
Quando um átomo emite uma partícula β , transforma-se num elemento com número atômico aumentado de 1 unidades e mesmo número de massa.

Exemplo:



iii) Emissão de partículas Gama

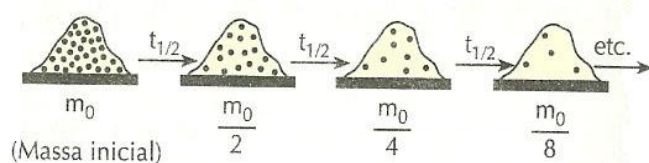
Possui carga e massa nula, emite calor contínuo e tem a capacidade de ionizar o ar e torná-lo condutor de corrente elétrica.



Radiação	Característica	Massa relativa	Carga relativa	Velocidade	Poder de penetração	Representação
Alfa	Semelhante ao núcleo do átomo de Hélio	4	2+	20 000 km/s	Pequeno	${}^4_2\alpha$ ou ${}^4_2\text{He}$
Beta	Elétron	0	1-	270 000 km/s	Médio	${}^0_{-1}\beta$ ou ${}^0_{-1}e$
Gama	Ondas eletromagnéticas	0	0	300 000 km/s	Grande	${}^0_0\gamma$

TEMPO DE MEIA VIDA

Denomina-se período de meia-vida o tempo necessário para que o número de átomos de uma amostra seja reduzido à metade, conseqüentemente a sua massa e o seu poder radioativo também ficarão a metade.



Meia vida de alguns elementos		
Nome do elemento	Símbolo	Meia-vida
Urânio 238	${}^{238}\text{U}$	4,5 milhões de anos
Plutônio 239	${}^{239}\text{Pu}$	24.100 anos
Rádio 226	${}^{226}\text{Ra}$	1600 anos
Césio 137	${}^{137}\text{Cs}$	30,2 anos
Cobalto 60	${}^{60}\text{Co}$	5,27 anos
Fósforo 33	${}^{33}\text{P}$	25,3 dias
Cobre 64	${}^{64}\text{Cu}$	12,7 horas
Iodo 128	${}^{128}\text{I}$	25 min
Prata 110	${}^{110}\text{Ag}$	24,6 s
Radônio 217	${}^{217}\text{Rn}$	1 ms

DIFERENÇA ENTRE FISSÃO E FUSÃO NUCLEAR

Fissão nuclear é a quebra de um núcleo atômico pesado e instável provocado por um bombardeamento de nêutrons, originando 2 núcleos médios, liberando 2 ou 3 nêutrons e uma grande quantidade de energia.

Fusão nuclear é a junção de dois ou mais núcleos leves originando um único núcleo e a liberação de uma energia absurda.

CONSEQUÊNCIAS QUANTO A ALTA EXPOSIÇÃO À RADIAÇÃO

A gravidade das conseqüências do excesso de radiação no corpo depende do tipo de radiação, da quantidade e do tempo de exposição à radiação, sendo as principais conseqüências:

- Vômitos;
- Queimaduras;
- Doenças cardiovasculares;
- Mal funcionamento de órgãos;
- Catarata;
- Câncer;
- Bebês com malformações.

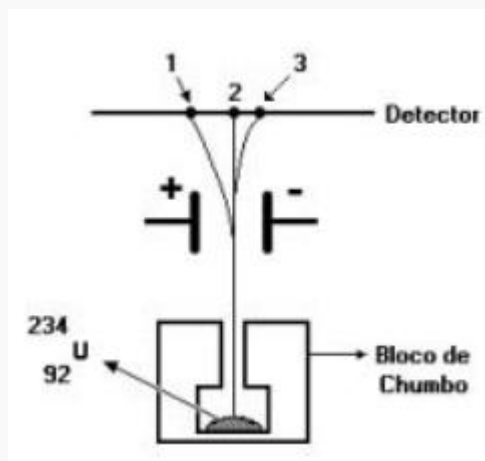
Algumas dessas alterações, como queimaduras e catarata, também podem aparecer durante tratamentos de radioterapia para o câncer e em funcionários responsáveis por esses tratamentos.

BENEFÍCIOS PROVOCADOS POR RADIAÇÕES EM NOSSO COTIDIANO

Apesar dos efeitos nocivos à saúde, a radioatividade está presente em muitas áreas. Muitas pessoas fazem a associação da radioatividade com apenas coisas negativas como bombas atômicas ou armas nucleares, mas a energia nuclear é mais do que isso. Na medicina vários isótopos radioativos são usados, por exemplo, é quando vamos fazer uma cintilografia com o intuito de verificar as condições de nossos órgãos internos, e introduzimos no organismo uma pequena quantidade de material radioativo. Os isótopos que apresentam essa característica são denominados radio traçadores, eles possuem a propriedade de se acumularem em um determinado órgão. Assim, o radiologista poderá determinar o nível e a localização das radiações emitidas pelos isótopos após o paciente receber uma dose de material radioativo. As radiações beta ou gama incidem sobre filmes fotográficos, e refletem imagens do órgão que se pretende estudar. Na agricultura, muitos alimentos frescos como carnes, peixes, marisco, não podem passar por métodos convencionais de eliminação de bactérias como a pasteurização térmica. Sendo assim, para impedir o crescimento de agentes produtores da deterioração, esses alimentos são submetidos a radiações que destroem fungos e bactérias.

ESTUDO DIRIGIDO

1. A Natureza das radiações emitidas pela desintegração espontânea do U ($A=234$, $Z=92$) pode ser estudada através do arranjo experimental mostrado na figura abaixo.



A abertura de bloco de chumbo dirige o feixe de radiação para passar entre duas placas eletricamente carregadas, verificando-se a separação em três novos feixes, que atingem o detector nos pontos 1, 2 e 3.

a) Qual o tipo de radiação que atinge o detector no ponto 3? Justifique.

b) Representado por X o novo núcleo formado, escreva a equação balanceada da reação nuclear responsável pela radiação detectada no ponto 3.

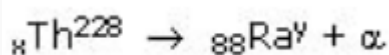
2. O decaimento radioativo de uma amostra de Sr-90 está representado no gráfico a seguir. Partindo-se de uma amostra de 40,0g, após quantos anos, aproximadamente, restarão apenas 5,0g de Sr-90?

- 15.
- 54.
- 84.
- 100.
- 120.

3. Examine a seguinte proposição: "A radiação gama apresenta pequeno comprimento de onda, sendo mais penetrante que alfa, beta e raios X." Esta proposição está:

- confusa.
- totalmente errada.
- errada, porque não existem radiações gama.
- parcialmente correta.
- totalmente correta.

4. Quando um átomo do isótopo 228 do tório libera uma partícula alfa (núcleo de hélio com 2 prótons e número de massa 4), transforma-se em um átomo de rádio, de acordo com a equação a seguir.



Os valores de Z e Y são, respectivamente:

- 88 e 228

b) 89 e 226

c) 90 e 224

d) 91 e 227

e) 92 e 230

5. Em 1902, Rutherford e Soddy descobriram a ocorrência da transmutação radioativa investigando o processo espontâneo:



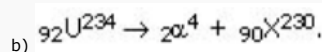
A partícula X corresponde a um:

- núcleo de hélio.
- átomo de hidrogênio.
- próton.
- nêutron.
- elétron.

GABARITO

1.

a) Radiação alfa. Trata-se de núcleos de hélio e que são atraídas pela placa negativa.



2. c

3. e

4. c

5. a

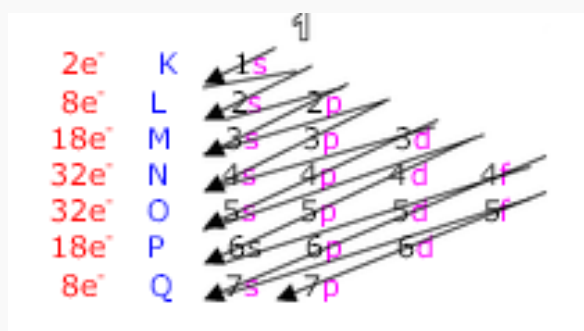
NÍVEL ENERGÉTICO

Os elétrons da eletrosfera distribuem-se em sete camadas eletrônicas que são designadas pelas letras do alfabeto: K, L, M, N, O, P e Q. Os elétrons de cada uma das camadas possuem uma quantidade de energia sempre inferior à da camada seguinte. A quantidade de energia dos elétrons determina um nível de energia que recebe um valor numérico denominado número quântico. Cada número quântico corresponde a uma camada eletrônica.

CAMADA	Nº MAX. ELET.
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2

Seja qual for a última camada de um átomo, ele nunca pode possuir mais de 8 elétrons. A penúltima camada geralmente tem 8 ou 18 elétrons. Quando um átomo se combina com outro, há uma tendência a completar-se o nº máximo de elétrons da última camada.

DIAGRAMA DE LINUS PAULING



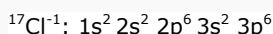
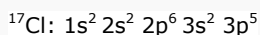
Lendo o diagrama, seguindo as setas você obterá a ordem de energia crescente dos subníveis.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

ordem de energia crescente

ATRIBUINDO SIGNIFICADO A DISTRIBUIÇÃO DE LINUS PAULING

Exemplo:



O nível com maior quantidade de elétrons é chamado nível mais energético, a partir dele é possível prever o período onde o elemento vai estar localizado na tabela periódica e seu subnível correspondente, diz a família da certa espécie química. No nosso exemplo o Cloro tem 7 elétrons no nível 3, é o mais energético. Logo o Cl se encontra no 3º período na família 7A, mais conhecida como família dos halogênios.

O nível mais externo ao átomo é chamado de camada de valência. É importante ressaltar que é na camada de valência onde ocorrem as ligações químicas, logo é muito importante conhecer qual é e quantos elétrons ela tem, em cada caso.

ESTUDO DIRIGIDO

01. Faça a distribuição eletrônica em níveis de energia para os seguintes elementos:

- ${}_{9}\text{F}$
- ${}_{10}\text{Ne}$
- ${}_{15}\text{P}$
- ${}_{28}\text{Ni}$
- ${}_{56}\text{Ba}$

02. Ao se realizar a distribuição eletrônica do titânio, que possui número atômico igual a 22, descobre-se que o seu

subnível mais energético e os elétrons distribuídos nele são dados por:

- 3p³
- 3p⁵
- 4s²
- 3d²
- 4p⁶

03. O fenômeno da supercondução de eletricidade, descoberto em 1911, voltou a ser objeto da atenção do mundo científico com a constatação de Bednorz e Müller de que materiais cerâmicos podem exibir esse tipo de comportamento, valendo um prêmio Nobel a esses dois físicos em 1987. Um dos elementos químicos mais importantes na formulação da cerâmica supercondutora é o ítrio:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$. O número de camadas e o número de elétrons mais energéticos para o ítrio, serão, respectivamente:

- 4 e 1.
- 5 e 1.
- 4 e 2.
- 5 e 3.
- 4 e 3.

TABELA PERIÓDICA

EVOLUÇÃO HISTÓRICA PARA ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS NA TABELA PERIÓDICA.

Você já colecionou algo? Quando essa coleção vai aumentando surge a necessidade de organização.

Os químicos ao longo dos tempos foram descobrindo cada vez mais elementos, daí a necessidade de organizá-los.

Só para você ter uma ideia no século XVII eram conhecidos apenas 14 elementos químicos. No século XVIII eram conhecidos 33 elementos e Berzelius fez a primeira classificação dos elementos em metais e não-metais.

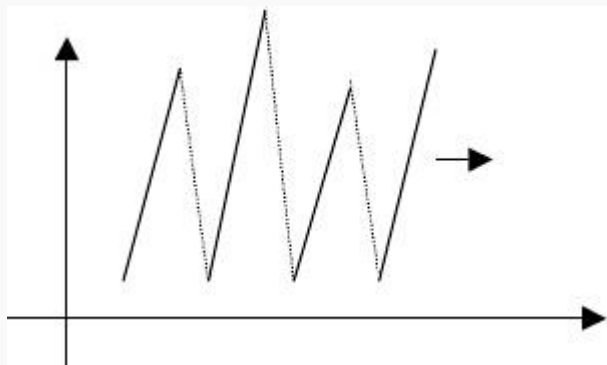
No século XIX já eram conhecidos por volta de 60 elementos químicos e o conhecimento das suas propriedades já havia evoluído, de forma que permitisse encontrar parâmetros para classificá-los de uma maneira mais detalhada, estabelecendo uma relação entre estas propriedades.

Vários cientistas tentaram de alguma forma classificar os elementos, vale ressaltar a tabela organizada pelo russo Dimitri Ivanovich Mendeleev, que conseguiu montando cartões com as propriedades dos elementos e dispendo-os sobre uma mesa enxergar um sistema incrivelmente integrado de propriedades antes ignorado. Propriedades que se comportavam de maneira periódica.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA QUANTO A PREVISÃO DE NOVOS ELEMENTOS

A periodicidade ocorre quando um determinado evento se repete regularmente, em função de um certo parâmetro. No caso da Tabela Periódica de Mendeleev, o arranjo adotado por ele, determinava uma variação repetitiva (periódica) das

propriedades físicas e químicas à medida que se sucediam as linhas de elementos. O mesmo se observava nas colunas.



Por isso a tabela é chamada de periódica. Algumas propriedades se comportam de maneira periódica.

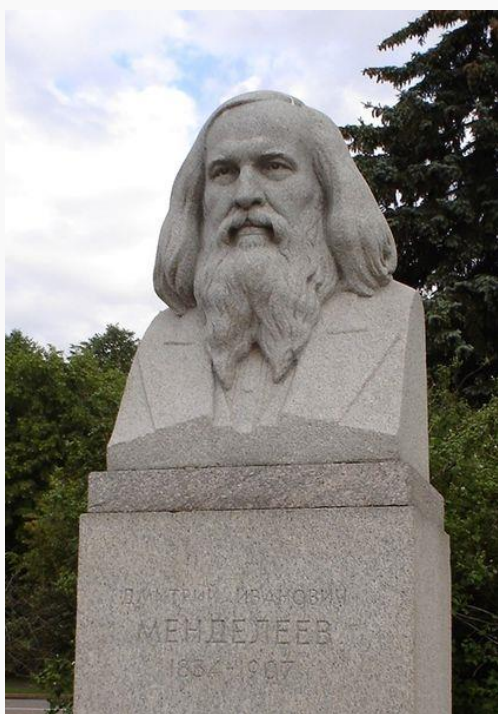
Assim, a base das modernas classificações periódicas dos elementos foi a segunda versão lançada por Mendeleev em 1871 e modificada com o tempo para acomodar os novos elementos que se descobriram, entre eles os gases nobres.

Mais tarde, com a descoberta dos prótons e dos elétrons, o físico inglês Henry G. J. Moseley percebeu que as propriedades periódicas eram em função do número atômico crescente e não da massa atômica, como pensaram os pesquisadores anteriores.

Assim, desapareciam também as "inversões" da Tabela de Mendeleev, como era o caso do iodo e do telúrio. A partir daí a Lei da Periodicidade ganhou um novo enunciado:

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

(Lei da Periodicidade de Moseley)



Busto de Mendeleev na Universidade de Moscou

A tabela periódica moderna é organizada em ordem crescente de número atômico (Z). (Nota: as antigas eram organizadas em ordem crescente de massa).

Existem 7 períodos ou 7 linhas horizontais, e 18 famílias ou grupos, ou seja, 18 colunas; numeradas atualmente de 1 a

18, antigamente eram divididas em famílias da série A e famílias da série B.

Os elementos que estão em uma mesma família possuem propriedades químicas semelhantes e propriedades físicas que variam gradualmente.

O que define um elemento químico é seu número atômico (Z), durante uma reação os elementos sofrem um rearranjo podendo sofrer alteração no seu número de elétrons, mas jamais no número atômico.

Quando um átomo está no seu estado fundamental o número de prótons será igual ao de elétrons, portanto, sua configuração eletrônica pode ajudar a prever suas propriedades químicas.

Nós vamos observar uma primeira relação que ocorre na tabela entre a posição do elemento na tabela periódica e a sua configuração eletrônica.

ORGANIZAÇÃO DA TABELA PERIÓDICA

Os períodos são as sete linhas horizontais que aparecem na tabela. Eles podem ser classificados como:

PERÍODO	TAMANHO	ELEMENTOS	
1º. (I)	Muito curto	2	H e He
2º. (II)	Curto	8	Li ao NE
3º. (III)	Curto	8	Na ao Ar
4º. (IV)	Longo	18	K ao Kr
5º. (V)	Longo	18	Rb ao Xe
6º. (VI)	Superlongo	32	Cs ao RN
7º. (VII)	Incompleto	32	Fr ao 109

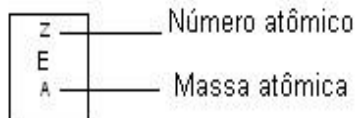
O número do período indica o número de camadas que os seus elementos possuem.

As 18 linhas verticais que aparecem na tabela são denominadas colunas, grupos ou famílias de elementos. Em uma família, os elementos apresentam a mesma configuração na última camada e, por isso, devem apresentar propriedades químicas semelhantes. Algumas famílias recebem nomes especiais:

- IA** – Metais Alcalinos: recebem esse nome devido ao vocábulo álcali, que significa cinza de plantas, onde podem ser encontrados, principalmente o sódio e o potássio.
- IIA** – Metais Alcalino-terrosos: nome dado devido a semelhança apresentada com os alcalinos e por encontrarem-se na terra, como o magnésio, cálcio.
- IIIA** – Família do Boro;
- IVA** – Família do Carbono;
- VA** – Família do Nitrogênio;
- VIA** – Calcogênios: a palavra vem do grego e significa "formadores de cobre", exemplo oxigênio, enxofre.
- VIIA** – Halogênios: a palavra vem do grego e significa "formadores de sais", exemplo flúor, cloro.
- VIIIA ou 0** – Gases Nobres: fazem parte o hélio, argônio.

Tabela Periódica dos Elementos

1 1A																	18 O	
1 H 1,0	2 2A																	2 He 4
3 Li 6,9	4 Be 9											5 B 10,8	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20,2	
11 Na 23	12 Mg 24,3	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 7B	9 7B	10 7B	11 1B	12 2B	13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9	
19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79	35 Br 79,9	36 Kr 83,8	
37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 97	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3	
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,1	78 Pt 195,1	79 Au 197	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227																



58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm 145	62 Sm 150,4	63 Eu 152	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173	71 Lu 175
90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 247	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260

PROPRIEDADES GERAIS DA TABELA PERIÓDICA

Hoje em dia podemos dividir os elementos em 5 grupos: os metais, os ametais, os semimetais (ou metalóides), os gases nobres e o hidrogênio; é só você observar as cores que aparecem na tabela.

Uma das mais antigas classificações distribuía os elementos em dois grupos principais, levando em consideração características físicas: metais e não-metais. A descoberta dos gases inertes e de outros elementos fez surgir o grupo dos gases nobres e o grupo dos semimetais, respectivamente. Hoje os elementos químicos distribuem-se nos seguintes grupos:

Metais: 87 elementos: são elementos sólidos (exceto o mercúrio); em geral duros; têm a propriedade de refletir a luz,

manifestando brilho característico (denominado "brilho metálico"); densos; de altos pontos de fusão e de ebulição; apresentam alta condutividade elétrica e térmica; ductibilidade, que é a capacidade de serem transformados facilmente em fios; maleabilidade, facilmente transformados em lâmina; quanto aos sólidos, perdem facilmente elétrons dando origem a íons positivos (cátions).

Não-Metais (ametais): 11 elementos: apresentam propriedades opostas às dos metais, ou seja: são maus condutores de calor e eletricidade; em geral são opacos e não apresentam brilho, não são dúcteis e nem maleáveis e têm tendência a ganhar elétrons, transformando-se em íons negativos (ânions).

Semimetais: 7 elementos: são todos sólidos em condições ambiente e apresentam características intermediárias entre os metais e os não-metais.

Gases Nobres: 6 elementos: são encontrados isoladamente na natureza na forma de moléculas monoatômicas (substâncias simples); têm comportamento químico específico e receberam esse nome porque se considerou inicialmente que não reagem (gases inertes). Hoje já se consegue sintetizar alguns compostos de gases nobres, embora tenha estabilidade precária.



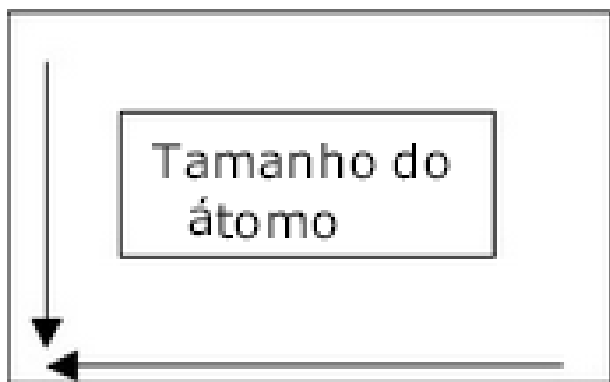
OBSERVAÇÃO:

O hidrogênio tem características distintas de todos os demais elementos e, em alguns sistemas periódicos é representado à parte, ou representado duplamente sobre a família dos alcalinos e sobre a dos halogênio, pois manifesta características dessas duas famílias. Alguns químicos sugerem que ele fique fora da tabela, já que ele não se enquadra em nenhum grupo da tabela. É o mais simples dos átomos, é encontrado na forma de H₂(g) nas altas camadas da atmosfera, ou combinado com outros elementos, como por exemplo, com o oxigênio formando água. Ele é colocado na família dos metais alcalinos, mas não é um metal, ele só estaria ali pois possui 1 elétron na última camada.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS

Iremos mostrar o comportamento das principais propriedades periódicas (propriedades que variam periodicamente em função de seus números atômicos).

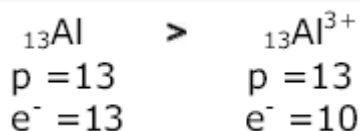
RAIO ATÔMICO



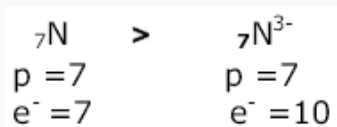
Cresce para baixo e para a esquerda.

RAIO IÔNICO

O raio do átomo é sempre maior do que o raio do seu respectivo cátion.



No cátion que se forma os elétrons são fortemente atraídos pela carga nuclear que é maior, diminuindo o tamanho do íon. O raio do átomo é sempre maior do que o raio do seu respectivo ânion.



A energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo ou íon no estado gasoso é chamado de **Afinidade Eletrônica**.

Esse elétron é sempre retirado da última camada eletrônica, que é a mais externa e é conhecida como camada de valência.

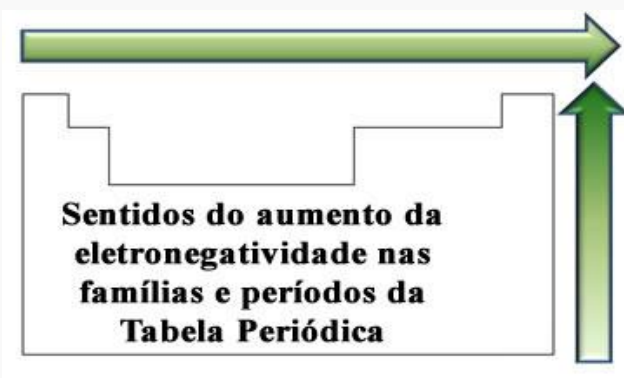
Quanto maior o raio atômico, mais afastados do núcleo os elétrons da camada de valência estarão, a força de atração entre eles será menor e, conseqüentemente, menor será a energia necessária para retirar esses elétrons e vice-versa. Por isso, a energia de ionização dos elementos químicos na Tabela Periódica aumenta no sentido contrário ao aumento do raio atômico, isto é, de baixo para cima e da esquerda para a direita:



Ordem de crescimento da energia de ionização na Tabela Periódica

A tendência que um átomo tem de atrair elétrons para si em uma ligação química covalente em uma molécula isolada se chama **Eletronegatividade**.

Os valores das eletronegatividades dos elementos foram determinados pela escala de Pauling. Foi observado que, conforme o raio aumentava, menor era a atração do núcleo pelos elétrons compartilhados na camada de valência. Por isso, a eletronegatividade também aumenta no sentido contrário ao aumento do raio atômico, sendo que varia na Tabela Periódica de baixo para cima e da esquerda para a direita:



OBTENÇÃO DE ALGUNS ELEMENTOS QUÍMICOS (LEITURA COMPLEMENTAR)

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/elementos-naturais-sinteticos.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/berilio.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/boro.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/cobalto.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/elemento-calcio.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/elemento-magnesio.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/elemento-sodio.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/potassio.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/ununocio.htm>

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/zirconio.htm>

HISTÓRIA, COMPOSIÇÃO TIPO E RECICLAGEM DOS METAIS

O primeiro metal descoberto foi o cobre, ainda na pré-história, no oriente médio. Com a descoberta deste material e posteriormente de outros metais foi possível desenvolver ferramentas mais eficientes que as de pedra. Com o uso do metal também foi possível fabricar a roda.

Hoje em dia ele é encontrado em nossa casa (ex: painéis, armários, talheres), nos automóveis, nas embalagens de alimentos, etc.

Ele é sólido, não deixa passar luz (é opaco) e conduz bem a eletricidade e o calor, possuindo um brilho especial chamado de metálico. Quando aquecido é maleável, podendo ser moldado em várias formas, desde fios até chapas e barras. Os metais podem ser encontrados misturados no solo e nas rochas, sendo chamados de minérios.

Os minérios são substâncias encontradas em solos e rochas de onde é possível extrair os metais. Alguns metais, tais como o ferro e o cobre, são extraídos dos minérios já na forma a se utilizada. Outros, como o aço e o bronze, precisam ser associados a outras substâncias (ex: aço = ferro + carvão).

Existem muitos tipos de metais, chegando hoje ao total de sessenta e oito. Dentre eles existem alguns bem diferentes, como o mercúrio (que é líquido) e o sódio (que é leve). Os mais conhecidos e utilizados há muitos anos são o ferro, cobre, estanho, chumbo, ouro e a prata.

Os metais podem ser separados em dois grandes grupos: os ferrosos, compostos por ferro, e os não-ferrosos.

Veja abaixo os principais tipos de metais e suas aplicações:

TIPOS	APLICAÇÕES
FERROSOS	
Ferro	utensílios domésticos, ferramentas, peças de automóveis estruturas de

		edifícios, latas de alimentos e bebidas;
Aço		latas de alimentos, peças de automóveis, aço para a construção civil;
NÃO-FERROSOS		
Alumínio		latas de bebidas, esquadrias;
Cobre		cabos telefônicos e enrolamentos elétricos, encanamentos;
Metais pesados	Chumbo	baterias de carros, lacres;
	Níquel	baterias de celular;
	Zinco	telhados, baterias
	Mercúrio	lâmpadas fluorescentes, baterias

O ferro foi descoberto ainda na pré-história, porém, o aço, como conhecemos atualmente, só foi desenvolvido em 1856, alcançando grande repercussão no meio industrial. Isso porque o aço é mais resistente que o ferro fundido e pode ser produzido em grandes quantidades, servindo de matéria-prima para muitas indústrias.

Com o avanço tecnológico dos fornos e a crescente demanda por produtos feitos de ferro e aço, as indústrias siderúrgicas aumentaram a produção. No entanto, o crescimento deste setor trouxe também um aumento da extração de madeira para produção de carvão e da emissão de gases poluentes na atmosfera pela queima de carvão vegetal. Segundo a Worldsteel (associação global do ferro), a produção mundial de aço bruto, em 2014, foi de 1,66 bilhão de toneladas, correspondendo à um crescimento de 1,2% em relação ao ano anterior.

O ferro e o aço são encontrados na agricultura (ceifadeiras, colheitadeiras, semeadores, arados, etc.), nos transportes (caminhões, carros, navios, aviões etc.), na construção civil, na indústria automobilística, em embalagens, aparelhos domésticos e muitas outras utilidades.

As latas de aço e flandres são amplamente utilizadas no mercado nacional de embalagens principalmente para o armazenamento de alimentos, óleos lubrificantes, tampas metálicas e outros.

Para a obtenção das chapas de aço é necessário extrair da natureza o minério de ferro, denominado hematita, e a partir de sua redução com carvão vegetal, produz-se uma chapa do metal com alto grau de pureza.

As latas de aço produzidas com chapas metálicas, conhecidas como folhas de flandres, são compostas por ferro e uma pequena parte de estanho (0,20%) ou cromo (0,007%), materiais que as protegem contra a oxidação (ferrugem).

A reciclagem de aço remonta à própria história de utilização do metal. Reciclado, mantém suas propriedades como dureza, resistência e versatilidade. As latas normalmente jogadas no lixo podem retornar a nós em forma de novas latas, ou como

vários utensílios – arames, partes de automóvel, dobradiças, maçanetas e muitos outros.

Nas áreas de armazenamento, as latas são prensadas para aumentar sua densidade e melhorar as condições de transporte. São enviadas às indústrias siderúrgicas junto com as demais sucatas metálicas, para se transformarem em tarugos ou folhas de flandres.

As latas de aço lançadas na natureza sofrem oxidação num prazo médio de 3 anos, transformando-se em óxidos ou hidróxidos de ferro. Se recuperadas, podem ser recicladas infinitamente.

ESTUDO DIRIGIDO

1. Considerando-se os elementos do 3º período da Tabela Periódica, é correto afirmar:

- a) o elemento de menor raio atômico é o Na.
- b) o elemento de maior potencial de ionização é o CØ.
- c) o elemento que reage, violentamente, com água é o de maior número atômico.
- d) o elemento que forma com o oxigênio composto iônico de fórmula X₂O é o de menor número atômico.
- e) o elemento mais eletronegativo é o Ar.

2. Linus Pauling, recentemente falecido, recebeu o prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico.

Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

a) Identificar dois grupos de elemento da Tabela Periódica que apresentam, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades.

b) Que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

3. Considere as seguintes afirmações:

- I. Quanto menor o raio do íon, maior será sua quantidade de elétrons quando comparado com seu átomo.
- II. O potencial de ionização aumenta à medida que o raio atômico aumenta em uma família.
- III. A afinidade eletrônica será maior quando o raio atômico diminuir.

Indique a alternativa correta:

- a) Todas são verdadeiras.
- b) Somente III é verdadeira.
- c) Somente II e III são verdadeiras.
- d) Somente I é verdadeira.
- e) Todas são falsas.

4. Analise as colunas a seguir e estabeleça a correta associação entre elas, de acordo com a classificação periódica.

- I. B
 - II. Ba
 - III. Be
 - IV. Bk
 - V. Br
- a) actínídeo
 - b) alcalino
 - c) alcalino terroso
 - d) calcogênio
 - e) elemento de transição
 - f) gás nobre
 - g) halogênio
 - h) semimetal

A associação correta é:

- a) I - c ; II - b ; III - b ; IV - d ; V - e
- b) I - h ; II - c ; III - c ; IV - a ; V - g
- c) I - e ; II - f ; III - f ; IV - h ; V - d
- d) I - f ; II - c ; III - c ; IV - h ; V - g
- e) I - h ; II - b ; III - b ; IV - f ; V - h

5. O bário é um metal utilizado em velas para motores, pigmento para papel e fogos de artifício. A respeito de algumas características do bário, assinale a opção INCORRETA:

- a) Tem altos pontos de fusão e de ebulição.
- b) Conduz bem a corrente elétrica no estado sólido.
- c) Forma composto iônico quando se liga ao flúor.
- d) Pertence à família dos metais alcalino-terrosos.
- e) Tende a receber 2 elétrons quando se liga ao oxigênio

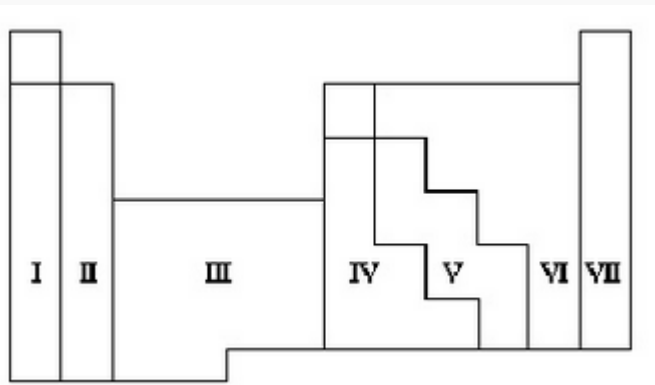
6. Na classificação periódica, a energia de ionização dos elementos químicos AUMENTA:

- a) das extremidades para o centro, nos períodos.
- b) das extremidades para o centro, nas famílias.
- c) da direita para a esquerda, nos períodos.
- d) de cima para baixo, nas famílias.
- e) de baixo para cima, nas famílias.

7. A análise da localização dos elementos químicos na tabela periódica permite inferir que:

- a) o selênio é mais eletronegativo do que o cloro.
- b) o arsênio tem 3 elétrons de valência.
- c) a energia de ionização do sódio é maior do que a do célio.
- d) alumínio e silício pertencem à mesma família.
- e) bismuto e nitrogênio têm igual eletronegatividade.

8. Associar os números das regiões da tabela periódica esquematizada a seguir com:



9. Tem-se dois elementos químicos A e B, com números atômicos iguais a 20 e 35, respectivamente.

a) Escrever as configurações eletrônicas dos dois elementos.

b) Com base nas configurações, dizer a que grupo de tabela periódica pertence cada um dos elementos em questão.

10. A energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro gasoso é chamada de:

- entalpia de formação.
- afinidade eletrônica.
- eletronegatividade
- energia de ionização.
- energia de ligação.

11. Considerando-se as propriedades dos elementos químicos e a tabela periódica, é INCORRETA a afirmação:

- um metal é uma substância que conduz a corrente elétrica, é dúctil e maleável.
- um não-metal é uma substância que não conduz a corrente elétrica, não é dúctil e nem maleável.
- um metal óxido (ou semi-metal) tem aparência física de um metal, mas tem comportamento químico semelhante ao de um não-metal.
- a maioria dos elementos químicos é constituída de não-metais.
- os gases nobres são monoatômicos.

12. Átomos de elementos químicos que se encontram no mesmo período, possuem mesmo número:

- de átomos
- de moléculas
- de camadas
- de folhas
- de rascunhos

13. Os elementos do terceiro período da tabela periódica apresentam?

- 3 elétrons na camada de valência
- 3 camadas eletrônicas
- massa iguais
- números atômicos iguais
- o mesmo número de elétrons

14. Durante uma prova de Química do Módulo 2 um aluno deveria citar características do elemento químico flúor. Esse aluno tinha como fonte de consulta apenas uma tabela periódica. Assinale a alternativa que contém uma característica que ele NÃO poderia ter retirado de sua fonte.

- possui 7 elétrons na camada de valência
- possui número atômico igual a 9
- possui alta eletronegatividade
- possui alta viscosidade
- pertence à família 7ª

15. Na tabela periódica, os elementos mais eletronegativos estão localizados:

- no primeiro período
- no segundo período
- no período incompleto
- na família 5A
- na família dos gases nobres

GABARITO:

1. d

2. a) maior eletronegatividade 7A / 17 / Halogênios

b) ligação iônica

3. b

4. b

5. e

6. c

7. c

8. a) I b)VI c)VII d) III

9. A: $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2$ - grupo 2A ou 2 ou metais alcalinos terrosos

B: $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ - grupo 7 A ou 17 ou Halogênios

10. b

11. d

12. c

13. b

14. d

15. b

LIGAÇÕES QUÍMICAS

BREVE INTRODUÇÃO SOBRE LIGAÇÃO QUÍMICA E TEORIA DO OCTETO

Os elementos químicos na natureza são encontrados ligados, portanto, a ligação química traz para os elementos maior estabilidade. Na natureza os gases nobres são encontrados livres, formando moléculas mono atômicas, estáveis. Os outros elementos através da ligação buscam 'imitar' os gases nobres, e portanto, adquirir sua estabilidade.

Acredita-se que os gases nobres sejam estáveis por apresentarem 2 ou 8 elétrons na camada de valência. Quando falamos em 'imitar' os gases nobres significa adquirir essa configuração eletrônica. Esse desejo de ficar com 2 ou 8 elétrons na camada de valência denomina-se Teoria do octeto.

Os Metais e ametais possuem eletronegatividades (tendência em receber elétrons) diferentes. Os metais possuem uma tendência em doar elétrons (alta eletropositividade / baixa eletronegatividade), doando seus elétrons das camadas mais externas formam os cátions (íons positivos). Já os ametais possuem uma tendência em receber elétrons (alta eletronegatividade), quando eles recebem elétrons formam os ânions (íons negativos).

TIPOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS

LIGAÇÃO COVALENTE E POLARIDADE

Podem ser simples, duplas ou triplas. A ligação covalente ocorre entre ametal + ametal ou hidrogênio + ametal ou hidrogênio com hidrogênio. Essa ligação ocorre com o compartilhamento dos elétrons

Nas moléculas os átomos estão ligados por ligações covalentes, e quando dois átomos de hidrogênio se aproximam, surgem reações elétricas entre eles:

Forças repulsivas (afastam) – entre os elétrons e os núcleos dos átomos.

Forças atrativas (atraem) – entre o elétron de cada átomo e os seus núcleos.

As ligações ocorrem quando as forças atrativas e repulsivas se compensam. Os dois átomos adquirem uma estabilidade máxima, formando-se assim uma sobreposição parcial das nuvens eletrônicas dos dois átomos. A zona onde há maior probabilidade de encontrar elétrons é entre os dois núcleos.

As ligações covalentes são feitas pela partilha de elétrons.

1 – Ligação Covalente Simples: na molécula de hidrogênio, apenas são compartilhados dois elétrons, sendo uma ligação covalente simples, que se representa com um traço entre os símbolos químicos. H – H

2 – Ligação Covalente Dupla: numa ligação covalente dupla, os núcleos dos átomos compartilham mais do que dois elétrons. Ex. Molécula de Oxigênio (Z=8); Distribuição eletrônica = 2-6.

Como o átomo de oxigênio tem seis elétrons de valência, vai compartilhar dois elétrons com o outro átomo. Cada átomo de oxigênio passa a ficar com oito elétrons de valência,

adquirindo a configuração eletrônica de um gás nobre (muito estável).

3 – Ligação Covalente Tripla: nesta ligação, são compartilhados três pares de elétrons. O átomo de azoto passa a ter oito elétrons de valência, configuração semelhante à de um gás nobre. Ex. Molécula de Azoto (7N) Z= 7; Distribuição Eletrônica 2-5.

Como o átomo tem 5 elétrons de valência, vai compartilhar três elétrons com o outro átomo de azoto.

4 – Ligação Covalente Simples Apolar: A ligação covalente é entre átomos iguais. A nuvem eletrônica está igualmente distribuída pelos núcleos dos átomos. Estando a nuvem igualmente ligada, não se formam pólos e a ligação é covalente simples apolar. Ex. Molécula de Hidrogênio (H₂): H – H

5 – Ligação Covalente Simples Polar: A ligação covalente é entre átomos diferentes. A nuvem está mais deslocada para o núcleo do átomo de flúor porque este atrai mais para si os elétrons compartilhados, formando-se assim pólos. Ex. Fluoreto de Hidrogênio (HF): H – F

Substâncias Covalentes são substâncias sólidas, constituídas por átomos unidos por ligações covalentes, formando estruturas "gigantes". O diamante e a grafite são variedades de carbono puro e dizem-se formas alotrópicas do carbono.

LIGAÇÃO IÔNICA

As substâncias iônicas, são estruturadas por íons que se dispõem formando redes cristalinas iônicas de íons positivos e negativos. As substâncias iônicas formam-se entre átomos de um elemento com grande tendência para perder elétrons. Ex. Cloreto de Sódio (NaCl).

A ligação iônica é aquela em que há uma grande diferença de eletronegatividade entre os elementos, um com muita vontade de doar elétrons (metais) e o outro com muita vontade de receber (ametais), gerando íons de cargas opostas que se atraem, por isso, ligação iônica. A ligação iônica pode ocorrer entre metal + ametal ou metal + hidrogênio.

A estrutura de um cristal iônico depende dos íons que o constituem. Na rede cristalina do cloreto de sódio, cada íon sódio está rodeado por seis íons cloreto e cada íon cloreto rodeado por seis íons sódio.

Outras Substâncias Iônicas: Sulfato de Sódio, Nitrato de Prata

LIGAÇÃO METÁLICA

Os átomos de um metal são iguais e estão próximos uns dos outros, os elétrons livres têm grande mobilidade e são atraídos pelos núcleos dos átomos mais próximos, podendo assim "vaguear" no metal. Esta "massa" de elétrons, quando atraída pelos íons positivos, cria forças de ligação (ligação metálica). Este modelo de ligação metálica é conhecido com modelo do "mar de elétrons" ou do "gás de eletrônico".

Em suma, você teria cátions + elétrons semi-livres (pois conseguem se movimentar dentro da estrutura, mas não saem dela) daí a alta condutividade de corrente elétrica dos metais. No momento da ligação metálica ocorre a formação desses cátions que se agrupam em um arranjo cristalino, envolvido num mar de elétrons semi-livres.

ESTUDO DIRIGIDO

1. Podem ser citadas como propriedades características de substâncias iônicas:

- a) baixa temperatura de ebulição e boa condutividade elétrica no estado sólido.
- b) baixa temperatura de fusão e boa condutividade elétrica no estado sólido.
- c) estrutura cristalina e pequena solubilidade em água.
- d) formação de soluções aquosas não condutoras da corrente elétrica e pequena solubilidade em água.
- e) elevada temperatura de fusão e boa condutividade elétrica quando em fusão.

2. Se comparado à água, o cloreto de sódio possui ponto de fusão _____, em consequência da _____ entre _____. Os termos que preenchem correta e ordenadamente as lacunas acima são:

(Dados os números atômicos: Na = 11 e Cl = 17)

- a) elevado - forte atração - suas moléculas
- b) mais baixo - fraca atração - seus íons
- c) mais elevado - fraca atração - seus átomos
- d) muito baixo - forte atração - seus íons
- e) elevado - forte atração - seus íons

3. Quando o elemento X ($Z = 19$) se combina com o elemento Y ($Z = 17$), obtém-se um composto, cuja fórmula molecular e cujo tipo de ligação são, respectivamente:

- a) XY e ligação covalente apolar.
- b) X_2Y e ligação covalente fortemente polar.
- c) XY e ligação covalente coordenada.
- d) XY_2 e ligação iônica.
- e) XY e ligação iônica.

4. Um material sólido tem as seguintes características:

- não apresenta brilho metálico;
- é solúvel em água;
- não se funde quando aquecido a $500\text{ }^\circ\text{C}$;
- não conduz corrente elétrica no estado sólido;
- conduz corrente elétrica em solução aquosa.

Com base nos modelos de ligação química, pode-se concluir que, provavelmente, trata-se de um sólido:

- a) iônico.
- b) covalente.
- c) molecular.
- d) metálico.

5. A fórmula molecular da amônia é NH_3 . Sabendo-se que o hidrogênio possui apenas um elétron na camada de valência, quantos elétrons deve possuir o nitrogênio em sua camada de valência?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

6. Ácidos são compostos moleculares, logo, entre os átomos que os constituem ocorrem ligações:

- a) iônicas
- b) covalentes
- c) metálicas
- d) eletrovalentes
- e) homogêneas

7. Dados os elementos químicos com seus símbolos e números atômicos:

- I. Hidrogênio é H ($Z = 1$)
- II. Oxigênio é O ($Z = 8$)
- III. Sódio é Na ($Z = 11$)
- IV. Enxofre é S ($Z = 16$)
- V. Cálcio é Ca ($Z = 20$)

Unem-se por ligações covalentes, átomos de:

- a) H/O e H/Na
- b) O/Na e O/S
- c) Na/S e S/Ca
- d) S/H e S/O
- e) Ca/Na e Ca/H

8. Qual dos elementos liga-se ao oxigênio ($Z = 8$) por ligação covalente?

- a) Sódio - Na ($Z = 11$)
- b) Potássio - K ($Z = 19$)
- c) Neônio - Ne ($Z = 10$)
- d) Argônio - Ar ($Z = 18$)
- e) Fósforo - P ($Z = 15$)

9. As propriedades físicas e químicas do ouro justificam a importância comercial histórica deste mineral. Dentre estas propriedades, relacionam-se as seguintes:

- I. sua coloração e reluzente beleza, que o qualificam como um metal precioso;
- II. é relativamente fácil de ser modelado mecanicamente para compor objetos artísticos;
- III. não é oxidado ao ar e não é facilmente solúvel em solventes comuns;
- IV. é cineticamente inerte em soluções alcalinas e em quase todas as soluções ácidas.

Dentre as características do ouro acima relacionadas, são propriedades físicas e químicas, respectivamente:

- a) (I, III) e (II, IV)
- b) (II, III) e (I, IV)
- c) (I, II) e (III, IV)

d) (III, IV) e (I, II)

e) (II, IV) e (I, III)

10. Linus Pauling, recentemente falecido, recebeu o prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico.

Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

a) Identificar dois grupos de elemento da Tabela Periódica que apresentam, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades.

b) Que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

GABARITO:

1. e
2. e
3. e
4. a
5. e
6. b
7. d
8. e
9. c
10. a) maior eletronegatividade 7A (atual família 17) menor eletronegatividade 1A (atual família 1)
b) ligação iônica

FUNÇÕES INORGÂNICAS



INTRODUÇÃO À FUNÇÕES INORGÂNICAS

Os antigos dividiam as substâncias em dois grandes grupos: as que se assemelhavam ao vinagre, denominadas **ácidos**, e as semelhantes às cinzas de plantas, chamadas **álcalis**. Os álcalis eram substâncias detergentes ou, segundo o

farmacêutico e químico francês Guillaume François Rouelle, **bases**.

Exemplos de ácidos no cotidiano: ácido acético (vinagre), ácido cítrico (frutas cítricas).

Desde os tempos dos alquimistas, observou-se que certas substâncias apresentavam comportamentos peculiares quando dissolvidos na água. Entre tais propriedades destacavam-se:

- O sabor azedo facilmente identificado em frutas cítricas, como limão, laranja e maçã (a palavra ácido é proveniente do latim acidus - azedo, picante);
- formar soluções aquosas condutoras de eletricidade;
- provocar efervescência, quando em contato com o calcário;
- produzir mudança de cor nos indicadores ácido-base.

Essas substâncias foram denominadas ácidos.

Ácido é uma substância (de caráter molecular) que em meio aquoso sofre ionização e libera exclusivamente o cátion H^+ .

Existem muitas bases fracas e inofensivas no nosso cotidiano, dentre as muitas podemos citar o sabonete que faz muita espuma e desliza facilmente pela pele, pois, transforma alguns tipos de óleos de nossa pele em substâncias parecidas com as usadas para fazer sabão até compostos utilizados como medicamentos, como o hidróxido de magnésio e o hidróxido de alumínio.

Por outro lado, existe também bases fortes e corrosivas tanto quanto os ácidos, como por exemplo: hidróxido de sódio utilizado em produtos para desentupir encanamentos, hidróxido de amônio componente de produtos de limpeza, etc.

Bases são substâncias (normalmente iônicas) que em meio aquoso sofrem dissociação iônica e liberam em água exclusivamente o ânion OH^- (hidróxido).

Podemos listar aqui algumas das propriedades funcionais das bases, como:

- Possuem sabor amargo ou cáustico (adstringente – que “amarra” a boca);
- Modificam a cor dos indicadores ácido-base;
- Conduzem a corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa;
- Reage com ácidos produzindo sal e água;
- Na maioria das vezes são corrosivos e reagem com metais.

Ácidos	Bases
Forte: n° de O – n° de H \geq 2	Fortes: formadas por metais alcalinos e alcalinos terrosos.
Fraco ou médio: n° de O – n° de H $<$ 2	Fracas: todas as outras

PH < 7	PH > 7
Incolores em fenofaleína	Vermelhos em fenofaleína
Deixam vermelho o papel de tornassol	Deixam azul o papel de tornassol
Ficam vermelhos em presença de Alaranjado de metila	Ficam amarelos
Formam soluções eletrolíticas	Formam soluções eletrolíticas
Ao reagirem formam sal e água	

Os óxidos são compostos muito comuns que estão presentes em nosso cotidiano:

- A água (H₂O) é um óxido vital para nossa sobrevivência;
- O gás carbônico (CO₂) é um óxido considerado como a base da vida dos vegetais e dos animais que deles se alimentam, pois participa do processo de fotossíntese;
- A ferrugem que corrói os objetos de ferro é nada mais que uma variedade de óxido de ferro (Fe₂O₃) formado pela reação do ferro com o oxigênio do ar.

Óxidos
E₂O_x
Óxidos Básicos: metal + oxigênio (os principais formadores de óxidos básicos são os metais alcalinos e alcalinos terrosos).
Óxidos ácidos ou anidridos: ametal + oxigênio (os principais formadores de óxidos ácidos são ametais das colunas 5, 6 e 7A).
Óxidos anfóteros: comportam-se ora como anidridos, ora como óxidos básicos.
Óxidos salinos ou mistos: derivam da mistura de dois Óxidos.
Óxidos neutros: óxidos de baixa reatividade
Peróxidos: óxidos em que o O tem NOX -1 (geralmente o O está ligado a um elemento da coluna 1 ou 2A).
Super óxidos: óxidos em que o O tem NOX -1.

SAL/ÓXIDOS

A importância histórica do sal comum como conservante de alimentos e como moeda permaneceu em várias expressões de linguagem.

A palavra *salário*, derivada do latim, representava originalmente a porção de sal que os soldados da antiguidade romana recebiam como pagamento por seus serviços.

Na linguagem vulgar, o termo sal designa estritamente o cloreto de sódio (NaCl), utilizado na alimentação.



Em química, porém, tem um sentido muito mais amplo e se aplica a uma série de compostos com características bem definidas, que têm em comum o fato de se formarem pela reação de um ácido com uma base, através de uma reação denominada neutralização.

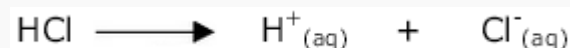
Sais	Hidretos
Sólidos à temperatura ambiente;	EH _x
Solubilidade em água variável;	Metálicos: H com NOX -1 (têm caráter básico);
Suas soluções são eletrolíticas.	Ametálicos: H com NOX +1 (caráter ácido ou básico).

DISSOCIAÇÃO E IONICAÇÃO

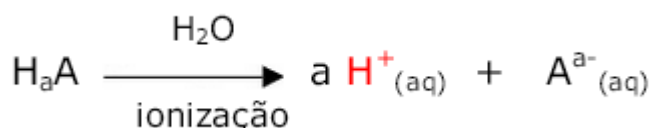
Dissociar é separar, dissociação iônica é a separação de íons.



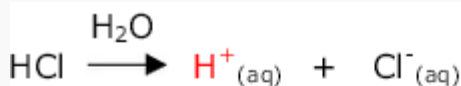
Ionizar é a formar íons.



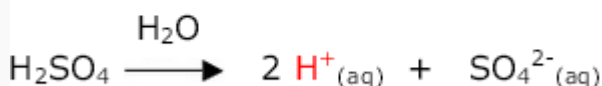
TEORIA DE ARRHENIUS



Exemplos:



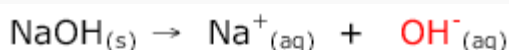
monoácido - hidrácido



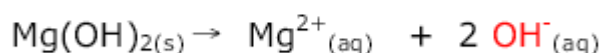
diácido - oxiácido



Exemplos:



monobase



dibase

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

HIDRÁCIDOS (ÁCIDOS SEM OXIGÊNIO)

ÁCIDO (nome do elemento) **ÍDRICO**

HCl ácido clor**ídrico** / ácido muriático
 HBr ácido brom**ídrico**
 HI ácido iod**ídrico**
 HF ácido fluor**ídrico**
 H₂S ácido sulf**ídrico**
 HCN ácido cian**ídrico**

OXIÁCIDOS (ÁCIDOS COM OXIGÊNIO)

H₃BO₃ ácido bó**rico**
 H₂CO₃ ácido carbôn**ico**
 HNO₃ ácido nítr**ico**
 HClO₃ ácido clór**ico** / HBrO₃ ácido brôm**ico**
 H₂SO₄ ácido sulfúr**ico**
 H₃PO₄ ácido fosfór**ico**
 H₄SiO₄ ácido silíc**ico**

NOMENCLATURA DAS BASES

Hidróxido de (nome do cátion)

Nox fixo

Monovalentes: 1+	Bivalentes: 2+	Trivalentes: 3+
Li ⁺ lítio	Be ²⁺ berílio	Al ³⁺ alumínio
Na ⁺ sódio	Mg ²⁺ magnésio	Bi ³⁺ bismuto
K ⁺ potássio	Ca ²⁺ cálcio	
Rb ⁺ rubídio	Sr ²⁺ estrôncio	
Cs ⁺ célio	Ba ²⁺ bário	
Ag ⁺ prata	Ra ²⁺ rádio	
NH ₄ ⁺ amônio	Zn ²⁺ zinco	

Nox variável

Cu⁺ Cobre I ou cuproso / Cu²⁺ Cobre II ou cúprico
 Au⁺ ouro I ou auroso / Au³⁺ ouro III ou ou áurico
 Cr²⁺ cromo II ou cromoso / Cr³⁺ cromo III ou crômico
 Fe²⁺ ferro II ou ferroso / Fe³⁺ ferro III ou férrico
 Co²⁺ cobalto II ou cobaltoso / Co³⁺ cobalto III ou cobáltico
 Ni²⁺ níquel II ou níqueloso / Ni³⁺ níquel III ou níquelico

ESTUDO DIRIGIDO

1. Água pura é um mau condutor de corrente elétrica. O ácido sulfúrico, H₂SO₄, também é mau condutor. Explique o fato de uma solução diluída de ácido sulfúrico H₂SO₄(aq), em água, ser boa condutora decorrente elétrica.

2. Com base na teoria de Arrhenius, indique a equação de ionização total dos ácidos abaixo e dê o nome de cada um deles.

- HNO₃
- H₂SO₄
- H₂CO₃
- HNO₂
- HCN
- H₂S
- H₃PO₄

3. Forneça a fórmula dos ácidos abaixo:

- ácido bromoso
- ácido hipoiodoso
- ácido sulfuroso
- ácido perbrômico
- ácido fosforoso

4. Partindo da teoria de Arrhenius, forneça a equação de dissociação total e o nome das bases abaixo:

- LiOH
- NaOH
- Ca(OH)₂
- Ba(OH)₂

- e) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- f) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- g) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- h) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- i) $\text{Pb}(\text{OH})_4$

5. Dê a fórmula das bases abaixo:

- a) hidróxido de prata
- b) hidróxido de potássio
- c) hidróxido de níquel II
- d) hidróxido de ouro III
- e) hidróxido de bário
- f) hidróxido de estanho IV
- g) hidróxido cromo II