

RELAÇÕES DE MASSA NOS ÁTOMOS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

META

Mostrar elementos isótopos ao relacionar quantitativamente o Número de Avogadro com partículas atômicas.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

definir e determinar número atômico, número de massa e massa atômica;

definir isótopos e determinar o número de massa e o número de nêutrons para um dado elemento isótopo;

calcular a massa atômica de um elemento isótopo a partir de sua abundância isotópica;

reconhecer que a massa molar de um elemento é a massa em gramas que contém o número de Avogadro de partículas.

PRÉ-REQUISITOS

As estruturas dos átomos dos elementos químicos.

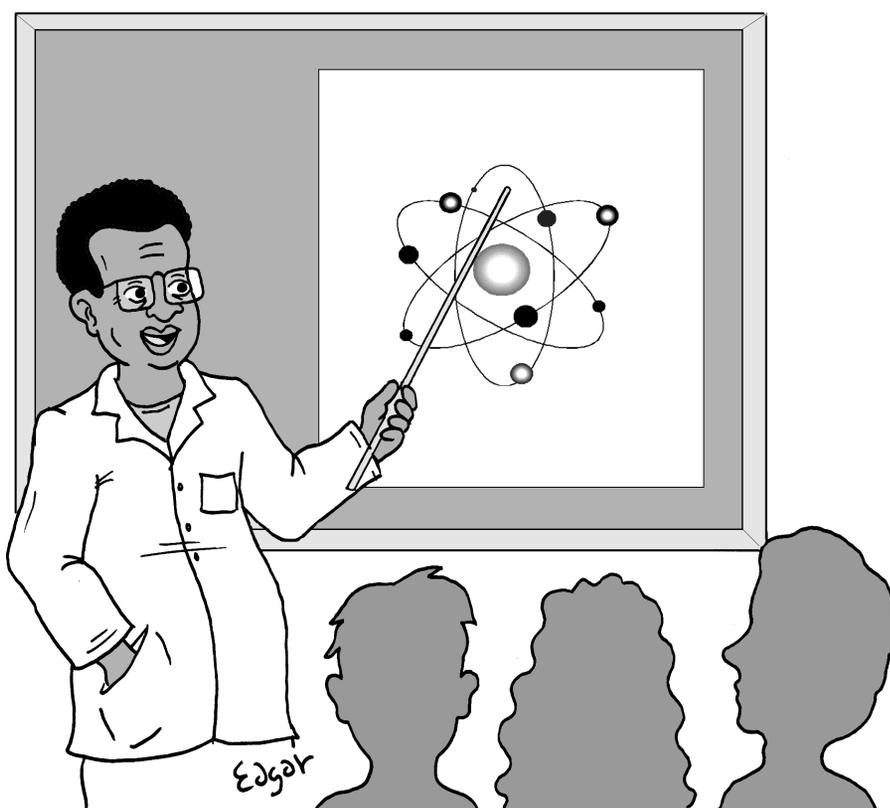


(Fonte: <http://ofiel.files.wordpress.com>).

INTRODUÇÃO

Essa aula é continuação do estudo do átomo. Na aula 01 você viu como foram descobertas as principais partículas subatômicas: prótons, elétrons e nêutrons. Viu também que os prótons, com carga elétrica positiva e os nêutrons, sem carga elétrica, se situavam no núcleo do átomo e os elétrons, com carga elétrica negativa, na eletrosfera. E ainda que, pelo fato de a massa de um próton ou de um nêutron ser 1836 vezes mais pesada que a massa de um elétron, a massa de um átomo se encontra concentrada no núcleo.

Na aula de hoje, iremos descrever a estrutura dos átomos quantitativamente.



NÚMERO ATÔMICO (Z), NÚMERO DE MASSA (A) E ISÓTOPOS

Número atômico (Z) é o número de prótons que existe no núcleo do átomo de um elemento químico. Em um átomo eletricamente neutro, sem carga elétrica, o número de prótons, ou seja, seu número atômico é numericamente igual ao número de elétrons. A identificação de um átomo de um elemento é feita a partir de seu número atômico. Por exemplo, o

número atômico do oxigênio é 8. Isto significa que o átomo neutro do oxigênio possui 8 prótons. Portanto, qualquer elemento que possuir 8 prótons é oxigênio.

Número de massa (A) é a soma do número de prótons e nêutrons presentes no núcleo do átomo de um elemento:

$$A = Z + n$$

Suponha que um átomo de um elemento químico X seja representado por:



Número de massa (A) = número atômico (Z) + número de nêutrons. Frequentemente, átomos de um mesmo elemento, portanto com mesmo Z, possuem diferentes números de massa A.

Por exemplo, na natureza existem três tipos de átomos de hidrogênio com mesmo número atômico e diferentes números de massa. Átomos que se comportam desse modo são chamados de **isótopos**.

O urânio possui 2 isótopos:



Geralmente, referimos nos a um determinado isótopo através do seu número de massa. Assim, urânio-235 é o isótopo ${}^{235}_{92}\text{U}$ e urânio-238 é ${}^{238}_{92}\text{U}$

Os exemplos seguintes ilustram como são determinados os números de prótons, nêutrons e elétrons em um átomo partindo de seu número atômico e da massa.

Exemplo 1

Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons do isótopo-3 do hidrogênio, ${}^3_1\text{H}$.

Resolução: no isótopo ${}^3_1\text{H}$, o número atômico é 1, portanto possui 5 prótons. O número de massa é 3 e o número de nêutrons é determinado pela equação $A=Z+n$, ou seja $n=A-Z$ ou $3-1=2$. O número de elétrons é igual ao de prótons, portanto 1.

ABUNDÂNCIA DOS ISÓTOPOS

A grande maioria dos elementos possui isótopos. Alguns, como o carbono, possuem dois isótopos e outros, como o estanho, 10. **Abundância de isótopos** é a sua ocorrência na natureza. Por exemplo, 98,89% de todo o carbono existente na natureza é do carbono-12 e 1,11% do carbono-13.

Número atômico (Z)

Número de prótons no núcleo de um átomo.

Número de massa (A)

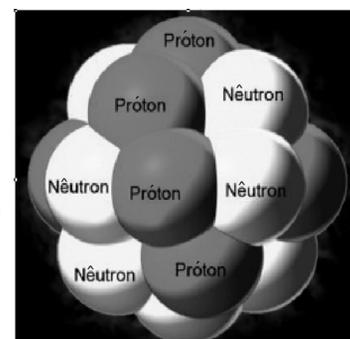
Soma do número de prótons com nêutrons no núcleo de um átomo.

Isótopos

Átomos com mesmo número atômico e diferente número de massa e de nêutrons.

Abundância de isótopos

Porcentagem de um átomo de um elemento em uma amostra natural.



MASSA ATÔMICA RELATIVA E UNIDADE DE MASSA ATÔMICA

A massa do átomo de um elemento químico está relacionada com total de prótons, nêutrons e elétrons que esse átomo possui. Pelo fato de os átomos serem extremamente pequenos, não é possível determinar experimentalmente a massa de um átomo individualmente, e sim, a sua massa em relação à massa de um outro átomo.

Podemos fazer uma analogia com o peso de uma pessoa. Quando alguém sobe em uma balança, o seu peso é determinado comparando quantas vezes essa pessoa é mais pesada que a unidade padrão do quilograma.

Os pesos dos átomos são também determinados comparativamente a um padrão. Esse padrão é a massa do isótopo 12 do carbono (representada por carbono-12), que possui seis prótons e seis nêutrons, e cuja massa é exatamente 12 unidades de massa atômica ou 12 uma.

Uma **unidade de massa atômica**, 1 uma, corresponde a 1/12 da massa do carbono-12.

Determinações experimentais mostram que o oxigênio é 1,333 vezes mais pesado que o carbono-12. Como a massa do carbono-12 corresponde a 12 uma, então a massa de um átomo de oxigênio comparativamente determinada corresponde a $1,333 \times 12 = 15,996$ uma. De modo semelhante, a massa atômica do hidrogênio pode ser calculada como sendo 1,008 uma e a do alumínio 26,98 uma.

Unid. de massa atômica

Unidade de medida de massa dos átomos 1 uma, corresponde a 1/12 da massa do isótopo ^{12}C .

DETERMINAÇÃO DA MASSA ATÔMICA

Se você consultar o peso atômico do carbono em uma tabela periódica, perceberá que esse peso atômico é 12,01 uma e não exatamente 12,00 uma. Essa diferença acontece pelo fato de que na natureza o carbono é formado por isótopos.

Quando um elemento possui isótopos, a sua massa atômica é determinada através da média aritmética ponderada que leva em conta a abundância e a massa atômica do isótopo. Assim, por exemplo, considerando que a massa do carbono-13 foi determinada experimentalmente como sendo 13,00335 uma, a massa atômica do carbono pode ser calculada por:

$$\text{massa atômica do carbono} = (98,89 \times 12,00000 + 1,11 \times 13,00335) \div 100 = 12,01 \text{ uma}$$

Geralmente, a massa atômica pode ser calculada através da seguinte equação:

Equação 1

$$\text{Massa atômica} = [(\% \text{ de abundância do isótopo 1} \times \text{massa atômica do isótopo 1}) + (\% \text{ de abundância do isótopo 2} \times \text{massa atômica do isótopo 2}) + \dots] \div 100$$

O divisor 100 representa a soma dos percentuais de abundância dos isótopos.

É importante saber que o valor da massa atômica do carbono de 12,01 uma representa o valor médio calculado. Se fossem medidas individualmente as massas dos isótopos, seria encontrado 12,00000 uma para o carbono-12 e 13,00335 uma para o carbono-13 e nunca 12,01 uma.

Exemplo 2

O elemento químico boro possui dois isótopos naturais, $^{10}_5\text{B}$, cuja massa é 10,0129 uma e uma abundância de 19,78% e $^{11}_5\text{B}$, cuja massa é 11,0093 uma e uma abundância de 80,22%. Determine o peso atômico do boro.

Resolução: A massa atômica de todo o elemento que possui isótopos é determinada através da média aritmética ponderada das suas massas. Portanto, Massa atômica do Boro = $(19,78 \times 10,0129 + 80,22 \times 11,0093) \div 100 = 10,81$ uma

MASSA MOLAR E NÚMERO DE AVOGADRO

Quando realizamos um experimento de laboratório e colocamos para reagir, mesmo que seja uma quantidade muito pequena de determinado reagente, estamos, na verdade, colocando uma quantidade enorme de átomos desse reagente pelo fato de que átomos são extremamente pequenos. A unidade que os químicos usam para contar quantidades de átomos, moléculas e íons, por exemplo, é o **mol (ou mole)**.

Da mesma maneira, fazemos uso de unidades de quantidades para contar certos objetos: uma dúzia representa 12 unidades, uma centena 100 unidades e uma resma 500 unidades.

Um mol é a quantidade de substância que contém um número de entidades fundamentais (átomos, molécula, íons ou outras partículas) exatamente igual ao existente em 12 gramas do carbono-12.

Experimentalmente, foi determinado que o número de partículas existente em 12 gramas do carbono-12 é: $1 \text{ mol} = 6,02214199 \times 10^{23}$ partículas ou aproximadamente, $6,022 \times 10^{23}$.

Esse número é chamado de Número de Avogadro, em homenagem ao cientista italiano Amadeo Avogadro, que concebeu a idéia da sua existência sem, contudo, ter determinado.

Mol (mole)

Quantidade que possui o Número de Avogadro de partículas.

A GRANDEZA DO NÚMERO DE AVOGADRO

Exemplo 3

Para que tenhamos uma idéia do que representa, em termos de quantidade, o Número de Avogadro, vamos supor que exista um supercom-

putador capaz de contar 1 bilhão em 1 segundo. Quantos anos levaria esse supercomputador para contar $6,022 \times 10^{23}$?

Resolução: Primeiramente vamos determinar quantos segundos existem em 1 ano, $365 \text{ dias} \times 24 \text{ horas} \times 60 \text{ minutos} \times 60 \text{ segundos} = 31.536.000$ segundos.

Em seguida, quantas unidades o supercomputador conta em 1 ano, considerando 1 bilhão, 10^9 , por segundo, $31.536.000 \text{ segundos/ano} \times 10^9 \text{ unidades/segundo} = 3,1536 \times 10^{16} \text{ unidades/ano}$

Finalmente, quantos anos levaria para contar o Número de Avogadro, $6,022 \times 10^{23} \div 3,1536 \times 10^{16} = 19.095.637$

19 MILHÕES DE ANOS!

Tenha sempre em mente que 1 mol do átomo do carbono-12 pesa exatamente 12 gramas e contém $6,022 \times 10^{23}$ átomos.

Massa molar

Massa em gramas de 1 mol de qualquer substância. É numericamente igual à massa de um átomo expressa em uma.

A massa em gramas de um mol de átomos de qualquer elemento é chamada de **massa molar**. A massa molar expressa em gramas é numericamente igual ao peso atômico de qualquer elemento expresso em unidades de massa atômica, uma.

Como a massa, ou peso atômico, do sódio é 22,99 uma e sua massa molar é 22,99 gramas/mol; o peso atômico do zinco é 65,39 uma e sua massa molar, 65,39 gramas/mol. Tanto em 22,99g de sódio ou em 65,39g de zinco, massas que representam um mol desses elementos, existem $6,022 \times 10^{23}$ átomos.

Você pode determinar a massa em gramas de um átomo de qualquer elemento conhecendo a sua massa molar.

Exemplo 4

Vimos anteriormente que a massa molar, ou 1 mol, do carbono-12 pesa exatamente 12 gramas e que nessa massa existem $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono. Qual a massa de um átomo de carbono?

Resolução: 1 mol de átomos do carbono-12 = 12 gramas = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono. Massa de 1 átomo de carbono-12 = $12 \text{ gramas} \div 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono} = 1,9936 \times 10^{-23} \text{ g}$

Você pode também determinar o número de átomos existente em uma determinada massa de um elemento da seguinte maneira.

Exemplo 5

Determine quantos átomos de carbono existem em 6,5 gramas carbono-12.

$12 \text{ gramas} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$
 $\text{Átomos de carbono-12} = (6,5 \text{ gramas} \div 12 \text{ gramas}) \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$
 $\text{Átomos de carbono-12 em 6,5 gramas de carbono} = 3,262 \times 10^{23}$

RELAÇÃO DE MASSA COM NÚMERO DE MOLS

Exemplo 6

Quantos mols de alumínio existem em 3,5 g de alumínio?

Resolução: consultando o peso atômico do alumínio na tabela periódica, você encontrará 27uma. $1 \text{ mol de Al} = 27\text{g}$

A conversão de massa para mols pode ser feita da seguinte maneira:
 $n^\circ \text{ de mols} = \text{massa (g)} \div \text{massa molar (g/mol)}$. Substituindo, $n^\circ \text{ de mols de alumínio} = 3,5 \div 27 = 0,13 \text{ mols}$.



ATIVIDADES

- Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons no urânio- $^{235}_{92}\text{U}$.
 Resposta: 92 prótons, 143 nêutrons e 92 elétrons
 Ver resolução exemplo 1
- O cloro possui dois isótopos naturais: ^{35}Cl e ^{37}Cl cujas massas atômicas são, respectivamente, 34,968 uma e 36,956 uma. Sabendo que a abundância



natural do cloro-35 é 75,53% e a do cloro-37 é 24,47%, calcule a massa atômica do cloro.

Resposta: 35,45 uma

Ver resolução exemplo 2

3. Qual a massa em gramas de 1 átomo de ferro?

Resposta: $9,27 \times 10^{-23}$

Ver resolução exemplo 4

4. Quantos gramas de zinco existem em 0,55 mols de Zn?

Resposta: 36,0g

Ver equação usada no exemplo 5

CONCLUSÃO

É importante para os químicos saber quantos átomos participam de uma reação química. Entretanto, é completamente impossível qualquer tentativa de alguém contar átomos. Esse problema foi resolvido com a introdução de uma unidade de contagem química, o mol (a palavra mol é derivada do latim moles, que significa monte). Não esqueça que a massa molar de qualquer elemento químico é o seu peso atômico expresso em gramas, e essa quantidade contém o Número de Avogadro de partículas.

Assim, os pesos atômicos dos elementos H, O e Fe são, respectivamente, 1uma, 16uma e 56uma. Então, as suas massas molares são, respectivamente, 1g, 16g e 56g. $6,022 \times 10^{23}$ é a quantidade de átomos que existe em 1g de H ou 16 de O ou 56g de Fe. Se levarmos em conta 0,5g de H, o número de átomos de H contidos nessa massa é a metade do Número de Avogadro, $3,011 \times 10^{23}$.

Desse modo, para contar átomos, basta pesá-los.

RESUMO

O número atômico representa o número de prótons que existe no núcleo do átomo de um elemento químico e os átomos de mesmo número atômico são átomos de um mesmo elemento químico. Portanto, não se esqueça de que o número atômico serve para identificar um elemento químico. Já número de massa é a soma do número de prótons com o número de nêutrons existente no núcleo de um átomo. Isótopos são átomos de um mesmo elemento químico, portanto com mesmo número atômico, mesmo número de prótons e diferente número de nêutrons. As massas dos átomos são expressas em unidades de massa atômica, uma. Uma unidade de massa atômica, 1 uma, corresponde a $1/12$ da massa do isótopo ${}^1_6\text{C}$. A quantidade de partículas existentes em um mol de átomos ou moléculas é $6,022 \times 10^{23}$, que corresponde ao **Número de Avogadro**.



Número de Avogadro

Número de átomos do isótopo ${}^{12}\text{C}$ existente exatamente em 12g ${}^{12}\text{C}$ ($6,022 \times 10^{23}$).

PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, vamos estudar a configuração eletrônica dos átomos dos elementos.

REFERÊNCIAS

Brown, Theodore L.; LeMay Jr., H. Eugene; Bursten, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Chang, Raymond. **Química 1**. Trad. Maria José Ferreira Rebelo. 8 ed. Lisboa: McGraw-Hill, 2005.

Kotz, John C.; Treichel Jr., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.