

AULA 4

Parte 1

Explorando o número de estrelas, a família Mol começa a desvendar outros números extraordinários...



– Veja que reportagem interessante, filha, cientistas da Austrália encontraram um valor aproximado para o número de estrelas no céu.



– Nossa! E quantas são?



– Adivinhe?!..



– Huummmm, deixe-me pensar... Acho que tem umas trinta estrelas, pelo menos aqui em casa. Lá na casa da vovó, deve ter mais de cem. O céu lá é cheio de estrelas!



– rsss... É mesmo, querida, o brilho das lâmpadas das cidades grandes ofusca o céu; por isso, lá da casa da vovó, que mora mais para o interior, o céu parece mais estrelado que o nosso.



– Mas não tem mais estrelas lá?!



– Tem não, filha, o céu de lá tem tantas estrelas quanto o nosso. O que atrapalha é que, seja na casa da vovó ou aqui, não somos capazes de contar tudo. Não vemos as coisas como elas são, nós as vemos como nós somos. Precisamos aprender a perceber o quanto somos capazes de enxergar!



– Mas você não disse quantas estrelas existem no céu, afinal?!



– Aqui está escrito: sete vezes dez elevado a vinte e dois (7×10^{22}).



- Hein?!!



- Traduzindo, filha, isso equivale à assombrosa quantia de setenta sextilhões de estrelas (70.000.000.000.000.000.000.000)!



- Puxa, pai, é mesmo muita estrela...



- É mesmo um valor surpreendente, filha. Vamos fazer uma conta simples na minha máquina: se eu demorasse 1 segundo para contar cada estrela, demoraria 70.000.000.000.000.000.000.000 segundos para terminar ou, deixe-me ver... 2.217.255.569.745.990 anos!!!



- Nem é tanto assim!!! Este copo tem mais moléculas de água do que as estrelas no céu que seu pai falou... ■

Parte 2

Uma conversa de peso, ou melhor, de massa molecular: a relação e importância da massa e do mol.



- Xiiii, filha... Acho que desta vez a mamãe andou bebendo muita água por aí... rsss



- Mamãe, você está falando sério?!



- Claro que estou, filha. Não foi o seu pai que disse "precisamos aprender a perceber o quanto somos capazes de enxergar"? Ele está certíssimo. Tanto faz se olhamos para o céu ou para cá, na Terra. Nós não estamos

acostumados a perceber o quanto este universo é grande.



– Agora fiquei curioso... como assim?



– Precisamos entender primeiro como medir alguma coisa. Por exemplo, esta mesa do computador mede uns 2 metros de largura, hoje deve estar fazendo uns 30°C e a distância daqui ao colégio onde trabalho é de 10 km.



– Isso eu já aprendi na escola. Cada coisa tem uma unidade específica!



– Isso mesmo, minha filha, mas podemos medir uma mesma coisa de diferentes formas. Por exemplo, eu posso dizer que esta mesa, ao invés de 2 metros, tem 200 centímetros. Mas o pior é que em lugares diferentes as pessoas utilizam unidades diferentes. Os norte-americanos, por exemplo, usam Fahrenheit como escala de temperatura e milha como unidade de distância.



– Mas é esse o ponto aonde quero chegar, Carlos. Precisamos de uniformidade; ao longo da História muitas unidades foram sendo criadas; hoje precisamos de uma linguagem comum. Essa linguagem na ciência é estabelecida por diversos órgãos, e um dos mais importantes, especialmente para a Química, é a **IUPAC**. Eles definem como nós, os norte-americanos, os australianos etc. vamos nos comunicar em relação às unidades da Química por meio de um **sistema internacional de unidades**. Segundo esse sistema, toda distância deve ser medida em metro, toda temperatura em Kelvin, todo tempo em segundos e assim por diante. Convencionou-se medir a quantidade de matéria em mol.



– Mol como nós? O sobrenome de nossa família!?!



– Você tá debochando de mim, Tânia, quer dizer que o meu maior carma do Ensino Médio, além de meu sobrenome, é uma unidade como outra qualquer que mede apenas quantidade de matéria?



– É isso aí! Chamamos a quantidade de matéria de qualquer substância ou mistura de mol. Sua unidade é também chamada de mol, da mesma maneira que, para medir comprimento, estabelecemos o metro como unidade padrão e o símbolo m para representá-lo, e assim por diante. Olhe esta tabela, veja como existem várias unidades já criadas.

► **Nota 1**



– Mol é uma unidade como outra qualquer. E como a Química é uma ciência que estuda a matéria, nada mais justo que a unidade mais importante do químico seja o mol. E, como qualquer outra unidade, podemos fazer uma relação dela com outras. Por exemplo, neste copo aqui, que contém água, tem uma quantidade de matéria que pode ser expressa em mol, em massa, em volume etc. Veja, serão valores diferentes, mas que querem significar a mesma coisa: a quantidade de água. O grande lance é saber como relacionar mol e as outras unidades.



– Mas essa sempre foi minha maior dificuldade... E acho que a de seus alunos também.



– É mesmo, Carlos, mas não é tão complicado assim. Você lembra que **falamos sobre massa atômica**? Precisamos definir também o que chamamos de massa molecular...



– Como não sou tão ignorante assim, creio que deva ser a soma das massas atômicas dos elementos que constituem a molécula...



– Isso mesmo, meu amor!! Viu como é simples? Veja alguns exemplos aqui no meu caderno...

► **Nota 2**



– Em alguns campos da ciência, especialmente a Física, ou mesmo entre colegas desavisados, ainda é costume chamar massa molecular de peso molecular. Apesar de bem aceito pela tradição de seu uso, é uma denominação errada; na verdade, 9,98 vezes errada. Peso é uma grandeza de força e vetorial! Depois explico isso... A fórmula do peso é: $P = G \cdot m$, sendo **$G = 9,8 \text{ m/s}^2$** . Assim, também não é correto dizer que você foi ver seu "peso" numa balança. O que se mede na balança é a massa, que expressamos em quilogramas. Nosso peso varia em função da gravidade em que estamos, a massa não.



– Tudo bem, Tânia e o que isso tem a ver com mol?



– Tudo, Carlos. A relação entre mol e massa é dada pelo que, em Química, chamamos massa molar. Ela é definida como a quantidade de matéria (em gramas) existente em um mol de qualquer coisa. Essa massa é numericamente igual à massa atômica, se estivermos trabalhando com átomos, e à massa molecular, se estivermos trabalhando com moléculas. Veja estes exemplos aqui no caderno...

► **Nota 3**



Fonte: [IQ-UNESP](#) de Araraquara /NDCOM

1 mol de NaCl equivale a aproximadamente 58,5g. Mas veja só: em geral, os sais são bastante higroscópicos (absorvem água com facilidade) e, por isso, deve existir um erro nessa medida, porque ela tende a aumentar conforme mais água vai sendo absorvida. Existem [equipamentos gravimétricos](#) especiais para a análise da massa de substâncias sobre a atmosfera seca e ambiente (temperatura e

pressão) controlado.



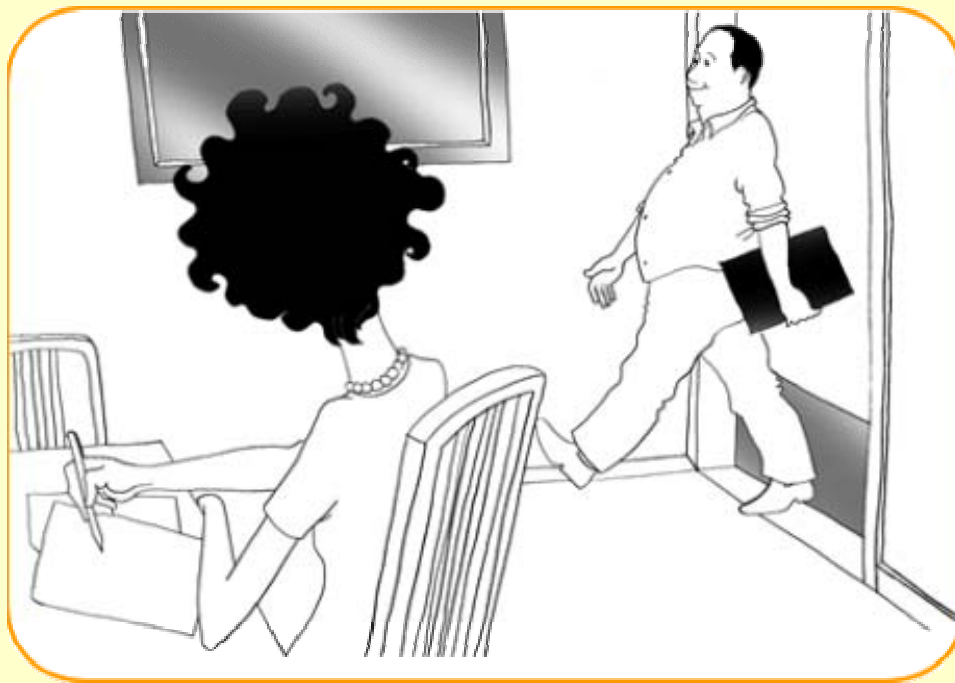
- Eu estou entendendo, Tânia, mas acho que preciso digerir melhor este assunto... Minha mente está ficando muito pesada, ou devo dizer mais massuda?!? (ri)



- (ri) Tudo bem, percebi que você se cansou dessa conversa. Vou corrigir algumas provas agora. ■

Parte 3

O que o químico e o feirante têm em comum? Familiarizando-se com as unidades.



– Tânia! Que bom que você já chegou! Me lembrei muito de você hoje na faculdade. Retomamos aquele assunto de átomos e me lembrei de nossa conversa de outro dia sobre mol... e me surgiram algumas dúvidas...



– É mesmo, Carlos? Para quem não podia nem ouvir falar em Química, hein??!! Está virando um verdadeiro expert... Mas, fala aí, qual a dúvida?



– Eu fiquei me lembrando daquela relação entre mol e massa. Eu consegui entender que um mol de qualquer coisa sempre terá a sua massa molar em

gramas. E que essa relação depende de cada molécula, pois cada uma terá a sua própria massa molar.



– Perfeito, meu amor...



– Então, hoje comentávamos nas ideias filosóficas de átomos e do quão pequeno é um átomo. Mas eu fiquei pensando em um exemplo que você me deu. Cada 1 mol de ferro tem 56g. E essa massa é considerável, dá para ver, pegar, é mais pesada que essa sua caneta esferográfica, por exemplo. Poxa, deve ter muitos átomos de ferro nessa massa. Dá para saber quantos átomos são?



– Claro que sim, Carlos. E bota átomos nisso!! Essa quantidade é definida pelo que chamamos de Número de **Avogadro**. Segundo Avogadro, em um mol de qualquer coisa sempre haverá $6,02 \times 10^{23}$ partículas formadoras.



– Calma, vai devagar, por favor, Tânia! Não acelera demais...



– Carlos, não é acelerar, presta atenção. Tínhamos feito uma primeira relação entre mol e massa (dado pela massa molar). Nós agora só estamos

aumentando mais um pouco essa relação. Ou seja, dentro de um mol sempre haverá $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Assim, se estivermos trabalhando com átomos, essas partículas serão átomos; se estivermos trabalhando com moléculas, essas partículas serão moléculas; se forem grãos de amendoim, as partículas serão grãos de amendoim, e assim por diante. Veja estes exemplos que eu estava preparando para uma aula...



– Mas esse número é muito grande, Tânia... São muitas partículas!!!



– Eu concordo, e como é inconveniente para os químicos lidar com número tão grandes, convencionamos utilizar uma unidade representativa, chamada mol. O mol é como se fosse a dúzia para o feirante. Veja, Carlos, que essa unidade mol transforma um número muito grande em um número pequeno, mais fácil de trabalhar.



– Mas eu não entendo, Tânia... Como uma mesma quantidade de moléculas tem a mesma quantidade de mols mas possui massas diferentes?



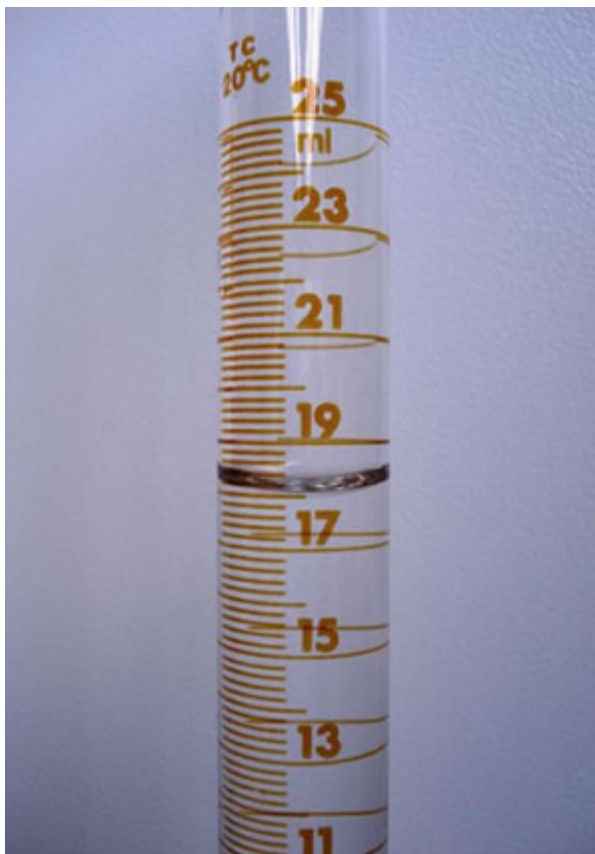
– Ora, Carlos, vamos pensar em uma dúzia de melancias e uma dúzia de bolinhas de pingue-pongue. Ambas têm as mesmas quantidades (12 unidades), mas têm massas completamente distintas. A massa da molécula está ligada à massa de cada átomo distintamente.



– Acho que está clareando... E agora estou entendendo o que você quis dizer no outro dia sobre a quantidade de água e a quantidade de estrelas...



– Que bom, Carlos. O que eu queria mostrar a você e à Julia é que, em 18g de água (o que equivale a 18 mL de água, uma vez que a densidade é de aproximadamente 1g/mL), existem $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água. E esse número é maior do que as 7×10^{22} estrelas que estimam ter no céu. E veja que esse volume é menos que



um gole!

Fonte: IQ-UNESP de Araraquara /NDCOM

1 mol de água equivale a, aproximadamente, 18 mL de água. Aqui existem cerca de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água.



– Isso é impressionante! Por falar em Júlia, acho que ela acabou o banho, ouvi o chuveiro desligar. Vou ajudá-la.



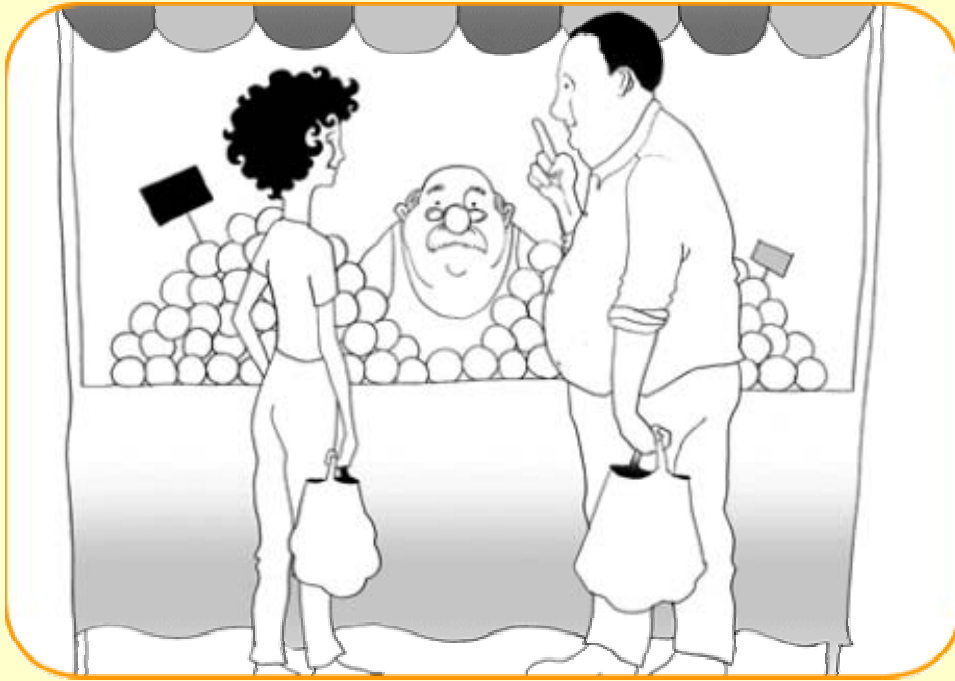
– Faça isso por mim, meu amor, veja se ela escovou os dentes. Preciso terminar isso para amanhã! Quando tiver tempo, vou te mostrar uma outra relação impressionante, a relação entre mol de átomos e mol de moléculas.



- Acho melhor eu ir depressa... (risos). ■

Parte 4

As portuguesas "moles" e os brasileiros "mols". Se ligue!



– Olha aí, Tânia, você não disse que mol é como a dúzia do feirante, então vamos levar dez "moles" de laranjas... (risos).



– Muito engraçado, seu Carlos, debocha bem... Mas você não está totalmente errado. Em Portugal, a grandeza que representa a quantidade de substância é uma palavra feminina chamada mole, e seu plural é moles, mesmo. No Brasil, chamamos o nome da quantidade de matéria e o símbolo da unidade de mol. O nome tem plural, é mols, o símbolo não

tem! Não existe plural para qualquer símbolo! Você deveria ter dito: "Vamos levar dez mols de laranjas". Se fosse anotar em seu caderno a quantidade de laranjas com o seu símbolo correspondente, você deveria colocar: 10 mol de laranjas, ou 4 km de distância ou 5 h de vôo, e assim por diante. Jamais mols, kms ou hs.



– Pelo menos o vendedor tem cara de português!



– Mas não é só isso. Por maior que seja sua boa vontade, não poderíamos levá-las, pois não teríamos nem mão nem carro para transportar tudo isso! Onde iríamos colocar $6,02 \times 10^{24}$ frutas? Só se for na sua cabeça mesmo!



– Brincadeira à parte, ainda estou impressionado com esses números, Tânia. Só agora, depois de anos, estou me dando conta da sua magnitude. Suponha então que uma laranja pese, em média, 30g e que um caminhão possa transportar, por viagem, o equivalente a duas toneladas. Estou imaginando as contas de quantos

caminhões seriam necessários para transportar 10 mols de laranjas.



– Isso porque nós só falamos de moléculas e átomos isoladamente. Podemos também relacionar a quantidade de átomos por molécula...



– Ah, isso é fácil. Você está falando de coisas do tipo dois hidrogênios para cada oxigênio na molécula da água.



– É isso mesmo, mas agora, ao invés de uma molécula de água, pense em um mol de água ou um mol de qualquer molécula.



– Deixa eu pensar um pouco... em um mol de moléculas temos $6,02 \times 10^{23}$ moléculas. Como na molécula de água temos três átomos (2 hidrogênios e 1 oxigênio), então... Meu Deus, Tânia... esse número ainda será multiplicado por três!



– Não é impressionante, Carlos? E olha que estamos falando de uma molécula que tem apenas três átomos. Agora considere a molécula de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Pense em quantos átomos tem em um mol desta molécula. Ou então em uma proteína do

nosso organismo, que possui centenas e milhares de átomos...



- Estou boquiaberto...



- Veja, Carlos, é uma relação muito simples... uma molécula de água tem dois átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio; logo, em $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água haverá $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio. Mas $6,02 \times 10^{23}$ partículas correspondem a um mol. Assim, podemos dizer que em 1 mol de moléculas de água existem 2 mol de átomos de hidrogênio e 1 mol de átomos de oxigênio.

► Nota 5



- É, Tânia, é melhor levarmos mesmo só uma dúzia de laranjas... (virando-se para o feirante, boquiaberto) Por favor, senhor, quanto está a dúzia da laranja? ■

Aula 4 Mol e massa molecular

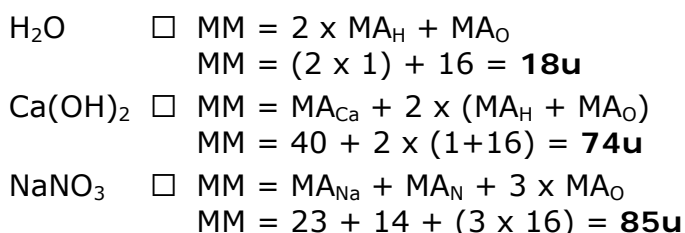
Nota 1

Grandeza	Nome	Plural	Símbolo
comprimento	metro	metros	m
área	metro quadrado	metros quadrados	m ²
volume	metro cúbico	metros cúbicos	m ³
ângulo plano	radiano	radianos	rad
tempo	segundo	segundos	s
freqüência	hertz	hertz	Hz
velocidade	metro por segundo	metros por segundo	m/s
aceleração	metro por segundo por segundo	metros por segundo por segundo	m/s ²
massa	quilograma	quilogramas	kg
massa específica	quilograma por metro cúbico	quilogramas por metro cúbico	kg/m ³
vazão	metro cúbico por segundo	metros cúbicos por segundo	m ³ /s
quantidade de matéria	mol	mols	mol
força	newton	newtons	N
pressão	pascal	pascals	Pa
trabalho, energia quantidade de calor	joule	joules	J
potência, fluxo de energia	watt	watts	W
corrente elétrica	ampère	ampères	A
carga elétrica	coulomb	coulombs	C
tensão elétrica	volt	volts	V
resistência elétrica	ohm	ohms	Ω
condutância	siemens	siemens	S
capacitância	farad	farads	F
temperatura Celsius	grau Celsius	graus Celsius	°C
temp. termodinâmica	kelvin	kelvins	K
intensidade luminosa	candela	candelas	cd

fluxo luminoso	lúmen	lúmens	lm
iluminamento	lux	lux	lx

Nota 2

Como você já estudou, a massa atômica representa a média ponderada dos números de massa dos átomos constituintes e de seus isótopos. Para calcular a massa molecular, basta somar as massas atômicas de todos os elementos presentes na molécula, levando em conta também suas quantidades. Assim:



Obs. 1: **u** é o símbolo da massa atômica unificada (ou uma), que é estabelecida como sendo 1/12 da massa do Carbono-12, que é o seu isótopo mais estável. A massa atômica de um dado isótopo do Urânio é 92 u, isto indica que o isótopo possui 92 vezes "mais massa" que 1/12 da massa do Carbono-12.



Obs. 2: 1 mol de um gás ideal (ou perfeito), à temperatura e à pressão padrão ($T = 273,15 \text{ K}$ e $p = 101\,325 \text{ Pa}$), ocupa sempre o mesmo volume (aproximadamente $0,0224 \text{ m}^3$, ou $22,4\text{L}$). Ou seja, um balão de 2,2 litros deve conter, aproximadamente, 0,1 mol de qualquer gás (quer seja He , H_2 , CH_4 , Cl_2 ou qualquer outra molécula que esteja gasosa nestas condições). Este é um método comum de estimar a quantidade de matéria para gases quaisquer, aplicando-se as correções necessárias se os gases não puderem ser considerados perfeitos.

Nota 3

Estabelecemos agora a primeira relação numérica entre duas grandezas muito importantes em Química: mol e massa.

1 mol _____ massa molar (g)

Lembre que a massa molar tem valor numérico igual à massa atômica para átomos e à massa molecular para moléculas, porém sua unidade será o grama (g). Assim:

1 mol _{H₂O}	18g
1mol _{Fe}	56g
1mol _{NaNO₃}	85g

Nota 4

Agora estamos aumentando um pouco mais nossas relações numéricas. Podemos fazer a relação entre mol e a quantidade de partículas. Veja que em um mol sempre haverá $6,02 \times 10^{23}$ partículas (assim como em 1 dúzia há sempre 12 unidades).

1 mol _____ massa molar (g) _____ $6,02 \times 10^{23}$ partículas

Lembre que podemos medir um mol de qualquer coisa; assim, essas partículas poderão ser qualquer coisa. Desta forma:

1 mol _{H₂O}	18g	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas
1mol _{Fe}	56g	$6,02 \times 10^{23}$ átomos
1mol _{NaNO₃}	85g	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas
1 mol _{batatas}		$6,02 \times 10^{23}$ batatas (note que não temos massa molar para batatas, mas podemos estimar o peso de um mol de batatas sabendo o peso de uma)

Veja que 1 mol de ferro, ou 56g de ferro ou $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ferro, representam **a mesma quantidade de ferro, expressa em unidades diferentes.**

Obs.: Comumente arredondamos a constante de Avogadro para $6,0 \times 10^{23}$ por uma facilidade de conta. Mas veja que esse arredondamento é grosseiro, uma vez que estamos diminuindo uma quantidade de $0,02 \times 10^{23}$ partículas, ou seja, 2.000.000.000.000.000.000.000 de partículas!

Nota 5

Moléculas H ₂ SO ₄	Átomos H	Átomos S	Átomos O	Átomos totais
1	2	1	4	7
20	40	20	80	140
5893	2 x 5893	1 x 5893	4 x 5893	7 x 5893
6×10^{23}	$2 \times 6 \times 10^{23}$	$1 \times 6 \times 10^{23}$	$4 \times 6 \times 10^{23}$	$7 \times 6 \times 10^{23}$
Mas como 1 mol = 6×10^{23} partículas				
1 mol	2 mol	1mol	4mol	7mol

ATIVIDADES

Aula 4 Mol e massa molecular

Atividade 8

Os alunos, de forma geral, não têm dimensão do significado da grandeza mol. Assim, é comum encontrar, em provas, respostas em que a concentração achada por um aluno seja 3.000 mol/L. Considerando essa concentração, determine a massa de CaCl_2 que seria necessária para preparar 1 litro dessa solução. Comente o valor encontrado e sua impossibilidade.

Atividade 9

É muito comum dizermos que "mol é a dúzia do químico". Suponha então que uma laranja pese em média 30g e que um caminhão possa transportar, por viagem, o equivalente a duas toneladas. Faça as contas e determine quantos caminhões seriam necessários para transportar 10 mols de laranjas. Expresse esse valor em palavras. Comente o resultado que você encontrou.

SAIBA MAIS

Aula 4

Mol e massa molecular

Textos sobre mol

<http://pt.wikipedia.org/wiki/Mol>

http://www.chemkeys.com/bra/ag/uec_7/qdmec_2/qdmec_2.htm

Textos sobre massa molecular

<http://ciencia.hsw.uol.com.br/forca-potencia-torque-energia1.htm>

http://pt.wikipedia.org/wiki/Massa_molecular

<http://www.setrem.com.br/ti/trabalhos/quimica/formquim.htm> Muito bom!

Há um ótimo artigo sobre esse assunto na revista Química Nova na Escola, trazendo esclarecimentos sobre: mol, quantidade de matéria, nomenclatura de grandezas físico-químicas.

<http://sbqensino.foco.fae.ufmg.br>

</uploads/pV/Hi/pVHi3SS188o1uGdkPMrUUQ/atual.pdf>

Sistema Internacional de Unidades

Uma ótima revisão histórica está em:

http://www.chemkeys.com/bra/ag/uec_7/sidu_4/sidu_4.htm

Um site que vale consultar é:

http://pt.wikipedia.org/wiki/Sistema_Internacional_de_Unidades

Você encontra um excelente texto introdutório em:

<http://www.feiradeciencias.com.br/SIU.asp>

Um site esclarecedor!

<http://www.inmetro.gov.br/consumidor/unidLegaisMed.asp>

Para viajar um pouco mais sobre o cosmos...

Há mais estrelas que grãos de areia no mundo

<http://noticias.terra.com.br/ciencia/interna/0,6752,OI122931-EI302,00.html>

Astrônomos australianos contam as estrelas do universo

<http://www.cienciapt.info/pt/index.php?>

[option=com_content&task=view&id=8048&Itemid=148](http://www.cienciapt.info/pt/index.php?option=com_content&task=view&id=8048&Itemid=148)

<http://www.zenite.nu/>

<http://astromador.sites.uol.com.br/>

<http://astro.if.ufrgs.br/>

<http://www.ronaldmourao.com/>