

AULA 5

Parte 1

Num domingo ensolarado, a família Mol se prepara para uma manhã prazerosa na praia. O dia para Tânia começou "salgado"!



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



– Júlia e Mariana! Vamos, meninas, escolham logo esses brinquedos... Não é bom chegar tarde na praia. Quero ficar **bronzeada**, mas saudável!



– Está aí uma questão que eu tenho muita vontade de aprender. Que diferença faz ir à praia agora, às 7h da manhã em pleno domingo, ou ir ao meio-

dia? Meu amor, hoje é domingo... Será que não dava pra acordar um pouquinho mais tarde?



– Deixa de ser preguiçoso, homem! No caminho eu lhe explico "cientificamente" por que faz mal à saúde tomar **banho de sol em certos horários**.



– Tudo bem! Meninas, vocês já escolheram seus brinquedos? Então vão indo pro carro que eu vou pegar a caixa de isopor com água e suco.



– Muito bem! Com esse calor, temos que nos hidratar e ingerir alguns sais minerais.



– Eu falei que ia pegar água e suco, não falei em pegar sal de cozinha... Você vai querer colocar sal no nosso suco?!



– É mesmo, mãe... Quando você falou em sais minerais eu também pensei em sal de cozinha. Suco salgado... Isso deve ser horrível!



– Não é bem assim... Existem vários tipos de sais, não apenas o sal de cozinha. Quando vamos à praia e ficamos muito tempo expostos ao sol ou quando fazemos exercícios físicos prolongados, suamos bastante. Dessa maneira, perdemos, além de muita água, algumas substâncias essenciais para o bom funcionamento do nosso organismo,

dentre elas os **sais minerais**. Eles nos fornecem os minerais - elementos químicos que desempenham papel crucial na manutenção da vida. É necessário repor diariamente esses nutrientes, ingerindo alimentos sólidos e líquidos que os contenham.



– Mamãe, a gente só perde esses nutrientes quando suamos, por causa do calor ou por causa de exercício físico?



– Suando ou não, também eliminamos sais minerais através da urina. Por isso é sempre importante beber muita água, pelo menos 2 litros de água mineral por dia, segundo os especialistas.



– Nós estamos sempre ingerindo sal de cozinha em qualquer comida salgada. Ele também é um tipo de sal mineral? Se for, presumo que ele seja perdido quando suamos.



– É claro que sim... É importante mencionar que não é o sal de cozinha que é perdido através do suor e da urina, mas sim os íons (Na^+) e cloreto (Cl^-) que compõem o sal. Você se lembra daquela nossa conversa sobre íons, não lembra? O cátion sódio (Na^+), dentre outras funções, é importante na contração muscular, assim como o íon potássio (K^+), presente na banana. Já o ânion cloreto (Cl^-) é um componente do suco gástrico e também atua

na regulação de várias **enzimas**. A questão importante é que o cloreto de sódio (NaCl), principal constituinte do sal de cozinha, não é o único sal mineral de que necessitamos. Nosso organismo também precisa de cálcio, ferro, flúor, iodo, potássio, zinco, entre dezenas de outros minerais.



– Um dia eu li um **artigo** sobre a história do sal de cozinha que comentava os problemas associados à ingestão em excesso de sódio. Você se lembra que eu falei sobre isso contigo?



– Lembro, sim... Exceto num caso de desidratação, nós não precisamos ingerir sal de cozinha em excesso para suprir nossa necessidade diária de sódio nem para repor a quantidade eventualmente perdida. A maioria dos alimentos, salgados ou não, tem uma boa quantidade de sódio. Eu digo pros meus estudantes que o sal de cozinha comercializado hoje no Brasil é um componente imprescindível na nossa alimentação (sem excessos, é claro!), não por causa do cloreto de sódio, mas por causa do iodo.



– Ah... É por isso que na maioria dos rótulos dos sais comercializados no Brasil está escrito "sal iodado". Agora você me fez lembrar a minha professora de Ciências. Ela costumava dizer que



era importante ingerir iodo para evitar o bócio.

– Mas é verdade... O iodo é um nutriente essencial para o bom funcionamento da glândula tireóide. Sua presença na dieta previne os "distúrbios por deficiência de iodo - DDI", como o bócio e o cretinismo. Depois do almoço eu mostro pra você um sitio na Internet com diversas informações



sobre DDI.

Sal refinado iodado.



Fonte: <http://www.norsal.com.br>

Sal grosso iodado.

Fonte: <http://www.fsouto.com.br>



– Esse papo está muito interessante, mas eu não entendi muito bem como o iodo aparece no sal de cozinha. Eu sempre tive curiosidade de saber "quimicamente" o que é o "sal iodado".



– Além da substância cloreto de sódio, o sal de cozinha iodado contém um outro sal: iodato de potássio (KIO_3), em menor quantidade. Podemos dizer que, no sal iodado, o iodo está presente sob a forma do ânion iodato (IO_3^-).



– Espera aí... Então você está me dizendo que o sal de cozinha iodado é uma mistura? Nele tem cloreto de sódio, iodato de potássio...



– E não são só essas duas substâncias... Você pode ler na composição química do sal que tem aqui em casa que existe também uma substância anti-umectante - o ferrocianeto de sódio. Ao contrário do que prega a maioria dos livros-textos em Química, o sal de cozinha não tem em sua composição apenas $NaCl$. Além do iodato de potássio (no caso do sal iodado) e do agente anti-umectante, análises químicas cuidadosas do sal comercial também indicariam a presença de sais de magnésio, potássio e cálcio, entre outros metais, em pequeníssimas quantidades.



– Tudo isso quer dizer que o sal de cozinha não é uma substância pura e, sim, uma *mistura homogênea* de substâncias.



– Exatamente! Estou vendo que aquela nossa conversa sobre substâncias e misturas ficou bem gravada! O sal de cozinha iodado é um excelente exemplo de mistura homogênea sólida. Falando mais quimicamente, ele é uma mistura homogênea de **sais inorgânicos**. Além do cloreto de sódio, que é o componente majoritário, na composição do sal iodado também se encontra o iodato de potássio.



– Você se lembra do "sal light" que chamou minha atenção no mercado naquele dia?



– Lembro, sim... Ele também é uma mistura homogênea. Na composição do "sal light" tem cloreto de sódio (NaCl) e cloreto de potássio (KCl),



além de KIO_3 .

O que a sua pele, a orelha de um elefante e o radiador do carro do Carlos têm em comum?

Fonte: <http://www.flickr.com>



– Essa conversa "salgada" já está me deixando com sede! Falando nisso... Acabou que você não me explicou aquela história de sais minerais na água.



– A água mineral que tomamos não é uma substância pura. Ela é uma mistura homogênea contendo água e sais inorgânicos. Basta olhar o rótulo! A água mineral é uma *solução* que contém diversos nutrientes - os sais minerais. Não se esqueça de que, na linguagem química, os sais minerais também podem ser chamados de sais inorgânicos.



– Pelo amor de Deus, Tânia, quem é que fica olhando rótulo de água mineral?!



– Se você olhasse, veria que a água mineral contém diversos componentes químicos e cada um deles exibe uma determinada *concentração*.



– Bom... Você disse que água mineral é uma mistura homogênea de água e sais minerais e também que ela é uma solução. Então, se o sal iodado é uma mistura homogênea de sais, ele também é uma solução, mesmo que não contenha água?



– Sim, meu amor... A água mineral é um excelente exemplo de uma solução líquida, já que o componente majoritário é a água, que é líquida à temperatura ambiente. O sal de cozinha iodado é considerado uma *solução sólida*, porque a

substância majoritária é o cloreto de sódio, que é sólido à temperatura ambiente.



– Agora eu vou te pegar!... E uma solução gasosa, como é?



– Respire fundo... Você acabou de inspirar uma solução gasosa: o ar!



– É verdade... Eu não tinha me lembrado disso; o ar é composto de várias substâncias, mas principalmente gás nitrogênio (N_2) (majoritário) e gás oxigênio (O_2). Agora está me faltando um pouco de ar só de pensar nas relações entre mistura homogênea, solução, concentração - todos esses termos "químicos" que você falou nesta conversa...



– Nós já estamos enrolando há bastante tempo. Vamos logo que no caminho eu lhe explico melhor essas relações.



– Meninas, é melhor irmos depressa... Essa é a solução!



– J : É, mãe, vamos logo!



Água mineral: um exemplo de solução líquida.

Fonte: <http://evocecomisso.blogspot.com>



Sal refinado iodado: um exemplo de solução sólida.

Fonte: <http://opiniaoweb.com>

Parte 2

Tânia e Carlos se "concentram" no estudo das soluções!



– Eu não acredito que vamos ter que encarar esse engarrafamento logo tão cedo. Acho que vamos chegar lá na mesma hora que chegaríamos se tivéssemos saído mais tarde de casa.



– Deixa de ser exagerado! Daqui a pouco estamos chegando...



– J: Mãe, você trouxe o protetor solar? Não quero ficar parecendo um camarãozinho depois...



– Mas a gente já passou protetor em casa, antes de sair...



– É claro que eu trouxe, meninas. Mesmo já tendo passado protetor em casa, vocês precisam passar novamente após um certo período de exposição à radiação ultravioleta emitida pelo Sol.



– Radiação ultravioleta!!! Já que você falou em radiação do Sol, me explica por que não poderíamos ter saído mais tarde de casa?



– Agora o que eu vou fazer é te dar um pouco de água. Você está suando tanto que parece que está derretendo... Em casa eu te mostro um site sobre os benefícios e possíveis malefícios da radiação solar.



– Você tem razão, meu amor! Está muito quente aqui dentro e eu estou com muita sede.



– Você precisa tomar mais água. Na verdade, todos nós precisamos, porque é uma maneira de repor a perda de líquido e sais minerais, principalmente em dias quentes como hoje.



– Amor... Aproveita que o tráfego está lento e me explica novamente por que quando tomamos água ingerimos também sais minerais? Que sais são esses? É o sal de cozinha?!



– Sal de cozinha... Você é muito bobo mesmo! Você não acha que a água seria salgada se tivesse sal de cozinha?



– Boa pergunta! É verdade... Eu acho que a água seria salgada, sim, mas não é. Mas como ela pode ter sais e não ser salgada? Esses sais não deixam a água salgada, então?



– Mamãe, eu estou prestando atenção na conversa de vocês e estou me lembrando de uma aula que a nossa professora deu sobre água do mar e água de rio. Ela disse que a água do mar é salgada e a água do rio é doce. Ouvindo o que vocês estão falando, eu e a Mariana achamos que a água do mar é salgada porque tem sal e a água do rio é doce porque tem açúcar.



O soro fisiológico é uma solução de cloreto de sódio a 0,9%. Por que somos reidratados com solução salina, e não com água pura? Qual a relação entre a composição salina da água do mar e a do nosso organismo?

Fonte: <http://www.flickr.com>



– Que conclusão interessante, filha! É uma pena que não esteja correta. Na verdade, as águas doce e salgada têm sais minerais. Não tem açúcar na água doce! O que as diferencia é a concentração dos sais dissolvidos nela.



– C (assustado): Tânia, estou aqui pensando e só agora eu saquei por que nos rótulos das garrafas de água está escrito "água mineral natural". É porque nelas há sais minerais dissolvidos... Me explica melhor que negócio é esse de "concentração" de sais na água?

Nota 1



Selo da Levíssima

Fonte: [Fonte: http://www.drm.rj.gov.br](http://www.drm.rj.gov.br)



– Puxa vida... Hoje você está me bombardeando com tantas perguntas "salgadas"! Amor, aproveita o trânsito parado e dê uma olhadinha no rótulo desta garrafinha d'água. O que você lê na parte "composição química"?



– C : Só você mesmo pra me fazer olhar a composição química da água. Não sei pra que tem tanta letrinha miúda aqui... É claro que eu vou ler H_2O !



– Que engraçadinho! Eu acho que você vai se surpreender!



– Olha só... Nesta garrafa está escrito:
"Composição química (mg/L): bicarbonato = 160,73; sódio = 31,02; cálcio = 22,49; sulfato = 3,40; magnésio = 2,82; potássio = 2,27; cloreto = 1,98; estrôncio = 0,69; fluoreto = 0,26..." Nossa...

Quanta coisa! Aqui ainda diz que a água é fluoretada. Estou chocado... O que significa tudo isso? A fórmula da água não é mais H_2O ?! Eu pensei que a água que a gente bebia era pura, mas agora estou convencido que há um monte de "coisas" misturadas nela!



– Mas você é muito bobo! H_2O é a fórmula química da substância pura. Mas a água mineral não é uma substância pura, apenas a água destilada é que é. Como eu já falei, a água que você vê dentro desta garrafa é uma solução. E você está certo quando diz que há várias "coisas misturadas na água". Por definição, *toda solução é uma mistura homogênea*. Você lembra o que é uma mistura homogênea, não lembra?

►Nota 1



– É claro que sim! Mistura homogênea é aquela que exhibe apenas uma fase, ou seja, apresenta aspecto uniforme. Mas então qual é a relação entre solução, água e esse monte de "coisas" que eu li na composição química da água mineral?



– Toda solução é uma mistura (homogênea) de duas ou mais substâncias em uma única fase. Dizemos então que a substância em maior quantidade molar (ou fração molar) é o SOLVENTE e os componentes em menor quantidade molar são chamados SOLUTOS. No caso da água mineral, o

►Nota 2

solvente é a água (H_2O), e os solutos são os sais dissolvidos nela. Além disso, a composição química da água mineral é determinada pela quantidade de sais dissolvidos na água. O que você leu no rótulo é a concentração, em miligrama por litro (mg/L), de vários íons: Na^+ , K^+ , bicarbonato (HCO_3^-), sulfato (SO_4^{2-}), fluoreto (F^-) etc. Esses íons em solução recebem o nome de eletrólitos; são oriundos da dissolução de diversos sais inorgânicos (compostos iônicos) na água. Eu me lembro que um dia desses nós conversamos sobre o que é um cátion (íon carregado positivamente, como Na^+ e Ca^{2+}) e o que é um ânion (íon negativo, como F^- e SO_4^{2-}).



A água do mar bate na pedra; a água do mar recebe a água do rio, que também bate na pedra... O que acontece com a pedra? Ela se dissolve na água?

Fonte: <http://www.flickr.com>



– A água do mar bate na pedra; a água do mar recebe a água do rio, que também bate na pedra... O que acontece com a pedra? Ela se dissolve na água?



– É verdade, Tânia, eu me lembro dessa conversa... Mas o que significa essa concentração de íons?



– A concentração de soluto, seja ele iônico ou não, define uma relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução. A grosso modo, é o quanto temos de soluto dentro de uma certa quantidade de solução.



– Mas só é possível falar em concentração em termos de mg/L?



– Não! Existem diversas outras unidades de concentração de solutos. A unidade mg/L é apenas uma delas. Existem as unidades chamadas de molaridade (com \mathbf{r}), molalidade (com \mathbf{l}), fração molar, normalidade - obsoleta hoje em dia - e algumas outras. Veja, Carlos, qualquer que seja a unidade de concentração, ela sempre expressará uma relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução. Quer ver um exemplo, já que estamos falando de mg/L? Para você que é matemático, vai ser mole!



– Manda lá!



– Acompanhe meu raciocínio... Considere uma concentração de 1 mg/L para um soluto qualquer que não tenha influência sobre a densidade da água. Considerando água como solvente, 1L = 1kg porque $d = 1\text{g/mL}$, certo? Isso quer dizer que teremos 1mg de soluto em 1kg de solução, isto é, 10⁶ mg de solução. Então, podemos ver a solução como sendo uma parte de soluto em 1 milhão de partes da solução. Assim, definimos a unidade chamada **ppm** (partes por milhão). Entendeu?



– Claro, agora você falou minha língua. Partes por milhão! Mas podemos usar qualquer relação de 1 para 1 milhão, assim como 1 grama para 1 tonelada?



– Sim, meu amor... Também podemos definir a unidade **ppb** (partes por bilhão). O raciocínio é exatamente o mesmo! Só que agora a relação é de 1 para 1 bilhão. Usamos essas unidades quando desejamos mensurar quantidades muito pequenas de soluto frente a uma quantidade muito grande de solução. É o caso de alguns metabólitos no sangue ou de alguns metais pesados na água de um rio ou lençol freático. Depois eu te mostro com cuidado como essas e outras unidades são definidas. Agora vamos arrumar uma vaguinha pra estacionar! ■



Os materiais particulados são um dos principais poluentes do ar . Eles formam uma solução com o ar? Podemos também expressar sua quantidade no ar em ppm ou ppb?

Fonte: <http://www.flickr.com>

Parte 3

Tânia e Carlos conversam sobre água oxigenada na praia. Será que eles querem clarear o cabelo?!



– Querido, escuta só esta reportagem que estou lendo... O Ministério Público mandou recolher mais **leite adulterado** em Minas Gerais. Esse pessoal não toma jeito...



– Qual foi o problema desta vez? Colocaram água oxigenada novamente?



– Pois é... Na verdade a suspeita é mesma. Os lotes foram recolhidos para análise...



– Mas a gente não compra água oxigenada na farmácia? Qual o problema da utilização dessa substância no leite?



Uma enzima presente no sangue transforma peróxido de hidrogênio em água e oxigênio ($H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$). Que volume de oxigênio poderá ser gerado a partir de 1mL de uma solução de peróxido de hidrogênio a 3%? Qual o volume de água produzido?

Fonte: <http://www.flickr.com/photos/mslivenletlive/652586015/>



– Amor, água oxigenada não é uma substância, ela é apenas o nome comercial dado a uma solução aquosa de **peróxido de hidrogênio**. E antes que você me pergunte... Solução aquosa significa que o solvente é água e a fórmula química do peróxido de hidrogênio é H_2O_2 .



– H_2O_2 ... Então o peróxido de hidrogênio tem um oxigênio a mais que a água, que tem fórmula H_2O ? Por isso o nome água oxigenada?!



– Certíssimo! Estou orgulhosa de você!



– Essa eu vou ter que contar pra Julinha! Mas antes fale mais sobre essa tal solução aquosa.



– Como toda solução, a água oxigenada comercial é composta de um solvente, água, e o soluto é peróxido de hidrogênio.



– Bom... Se água oxigenada é uma solução, é possível definir uma concentração para o soluto, no caso peróxido de hidrogênio... Essa concentração será também em mg/L?



– Lembra, Carlos, que no carro nós comentávamos que é possível expressar a concentração de várias maneiras diferentes? Então, normalmente, as empresas que comercializam água oxigenada mostram a concentração em porcentagem p/v (peso-volume). Essa é uma relação percentual entre a massa do soluto e o volume total de solução.



– Espera um pouquinho aí... Como assim p/v? Água oxigenada não é vendida por volumes: 10 volumes, 20 volumes etc.?



– Também, Carlos, mas isso é uma outra história...



– Tudo bem, Tânia, então vamos voltar às porcentagens. Deixe-me fazer uma pergunta: uma lata de cerveja tem concentração de 5% de álcool. Essa porcentagem é p/v?



– Não, Carlos, essa é uma porcentagem v/v (volume-volume). Ela significa que, do volume total da latinha, 5% é de álcool.



– Não podemos fazer uma relação peso-peso?



– Claro que podemos, chamamos de porcentagem p/p. Ou seja, é a relação percentual entre a massa de soluto e a massa total da solução.



– Deixa ver se estou entendendo... Por exemplo, uma solução 3% p/v apresenta 3g de soluto em 100mL da solução, assim como uma concentração 7% p/p significa 7g de soluto em 100g de solução.



– Exatamente! Mas preste atenção que não são 100 mL de solvente, e sim 100 mL da solução (soluto + solvente). Também na % p/p são 100g

de solução (massa total da solução = massa de solutos + massa de solvente).



– Tânia, vamos devagar! Vindo pra cá você falou em mg/L, ppm e ppb. Agora começou a falar em porcentagens. Quantas unidades de concentração existem, pelo amor de Deus?



– Carlos, existem várias... Mas importantes mesmo faltam só duas: g/L e mol/L.



– Tudo bem, vai, g/L é fácil de entender, é quase a mesma coisa que mg/L, só muda a ordem de grandeza. Mas não me diga que vamos voltar ao assunto de mol novamente!



– Meu amor, você ainda não está convencido de que mol é uma unidade central da Química! Essa unidade mol/L não tem nada demais. É apenas a relação entre a quantidade de soluto, em mol, e o volume total da solução. Podemos chamá-la também de concentração molar ou molaridade.



– Tudo bem, Tânia! Eu entendi. Eu já estou pensando aqui que isso terá desdobramentos, pois eu lembro muito bem que mol pode ser expresso em outras unidades, como massa, por exemplo. Então eu tenho certeza de que vocês, químicos, já

devem ter inventado uma forma de complicar e misturar todas essas unidades...



– Você está certo, meu amor. É isso mesmo, mas vamos deixar esse assunto pra outra hora. Deixa eu tirar essas duas garotas da água para que elas venham beber alguma coisa e passar mais protetor solar. ■

Parte 4

Carlos "digere" as conversões de unidades...



– Muito bem, meninas, agora que vocês acabaram o almoço, já para o banheiro escovar os dentes que depois vou colocar um DVD para vocês assistirem...



– E nós, amor, o que faremos?



– Carlos, quanto a você eu não sei, mas eu tenho bem uma pilha de provas me esperando.



– Ah... Não acredito, Tânia, trabalho em pleno domingo? Pensei que ia "rolar uma química..."



– Ah, até parece que não é casado comigo há anos e sabe muito bem da minha rotina. Infelizmente, trabalho de professor não pára nunca...



– Então acho que vou dar uma dormidinha... Praia cansa muito!



– Sabe qual o assunto desta prova, Carlos?
Justamente soluções e as relações entre unidades de concentração.



– Pelo amor de Deus, Tânia, Química depois do almoço dá indigestão!



– Pois é na digestão, meu amor, que acontecem muitas transformações químicas em nosso corpo. Você já pensou quantas reações estão acontecendo para que esse seu almoço seja digerido? Sabia que o ácido clorídrico do seu estômago tem uma concentração?



– Mas no estômago não temos o tal do suco gástrico?



– Exatamente, Carlos, o suco gástrico é formado por água, algumas enzimas e ácido clorídrico (HCl). A concentração desse ácido varia de 0,001 a 0,1 mol/L.



– Então é esse ácido que vai atuar na comida auxiliando sua "quebra"?



– Isso mesmo, Carlos! Botei exatamente uma questão sobre isso na minha prova. Dê uma olhadinha aqui...

"QUESTÃO 01 - O suco gástrico é um líquido claro, secretado em abundância por numerosas glândulas microscópicas disseminadas pela mucosa do estômago. Ele contém água, enzimas (como o pepsinogênio, produzido pelas células principais), sais inorgânicos, ácido clorídrico e uma quantidade mínima de ácido lático. Sabendo que a concentração de HCl no estômago varia de 0,001 a 0,1 mol/L, transforme essas duas concentrações para g/L."



– Eu tenho é muita pena dos seus alunos!



– Mas não tem nada de difícil nesta questão. Pelo contrário, ela é até bem simples. Mesmo para você, que só teve uma aulinha na praia... Se pensar, resolve fácil. Quer tentar? É pura matemática!



– Tudo bem! Já entendi que não tenho escapatória...



– Nem vai doer nada, olhe só... Concentração em g/L mede massa de soluto (em gramas) por volume total de solução (em litros). Já a unidade mol/L mede número de mols de soluto por volume total da solução. Ora, o que precisamos achar agora é a relação entre mol e massa...



– Ah... Mas essa eu já sei... 1 mol de qualquer coisa tem a sua massa expressa em gramas...



– Perfeito! Então veja só...



– Puxa, Tânia, rearrumar expressões matemáticas é comigo mesmo. Eu até gostei disso. É fácil mesmo... Bastava então seu aluno pegar esses valores em mol/L e multiplicar pela massa molar do HCl...



– Que vale 36,5g/mol. Logo, ele encontraria 0,0365g/L (0,001mol/L) e 3,65g/L (0,1mol/L).



– É, Tânia, mas aposto que nem todas são tão fáceis assim...

▶ Nota 4



– Veja, Carlos, basta brincarmos com as unidades e suas relações. Quer ver outra?



– Vai, manda lá...



– Por exemplo, podemos estabelecer a relação entre g/L e % p/p. Se conseguirmos, automaticamente estará estabelecida a relação entre % p/p e molaridade



– Isso eu entendo...



– Então olhe... Concentração em g/L mede massa do soluto (em gramas) por volume da solução (em litros). Já % p/p mede a relação percentual entre a massa de soluto e a massa total de solução (soluto + solvente). Então basta encontramos a relação entre a massa total e o volume total da solução.



– Não podemos então usar o conceito de densidade? Ele não mede a relação entre massa e volume?



– Brilhante, Carlos! Nós só precisamos ficar atentos porque a densidade que temos de usar não é a densidade do solvente puro. Devemos usar a densidade da mistura.

► Nota
5



– Pois é, meu amor, tenho de concordar que não é tão difícil assim...



– Veja, Carlos, agora podemos converter uma unidade em outra livremente. Por exemplo, as soluções aquosas de ácido clorídrico são vendidas com concentração igual a 37% p/p e densidade igual a 1,19 g/mL. Assim, podemos facilmente calcular qual será o valor da concentração em g/L e em mol/L.



– Concordo que ficou fácil...



– Pai, coloca o DVD para a gente assistir...



– É, tio, a gente tá querendo muito ver esse desenho...



– Tudo bem, meninas, já estou indo... Meu amor, depois continuamos...



– Tudo bem, Carlos, preciso mesmo me concentrar aqui!



– Qual será sua concentração? 90%? (sai rindo) ■

Aula 5 Soluções e unidades de concentração

Nota 1

Basta estar de olhos abertos para perceber que o ambiente ao nosso redor é preenchido de matéria com formas e propriedades distintas. A maior parte da matéria que nos deparamos na natureza consiste de *misturas*. Muitas dessas misturas são *homogêneas*, ou seja, seus componentes estão de tal maneira misturados no nível atômico e molecular, que a mistura adquire um aspecto macroscópico uniforme, monofásico. As misturas homogêneas são denominadas **soluções**. É curioso observar a natureza e perceber que, apesar da grande diversidade de substâncias químicas, a maior parte da matéria existente trata de misturas homogêneas. O ar ao nosso redor é uma solução e a água dos oceanos, que preenche 2/3 do espaço da Terra, também é uma solução.

As soluções podem ser gasosas, líquidas ou sólidas. O estado físico de uma determinada solução depende das propriedades físicas das substâncias que a compõe. Cada substância de uma solução é chamada de *componente*. O componente em maior quantidade (ou maior fração molar) é o **SOLVENTE** da mistura e os outros componente são chamados de **SOLUTOS**. Na formação de uma solução, os solventes *solubilizam* os solutos e estes são *solvatados* pelo solvente. No caso da água mineral, por exemplo, o solvente é a água e os solutos são os sais minerais dissolvidos. No ar, o gás N_2 é o solvente e os outros gases, incluindo o oxigênio (O_2), são os solutos. Veja abaixo alguns exemplos de soluções.

Estado da solução	Estado do solvente	Estado do soluto	Exemplo
gás	gás	gás	ar
líquido	líquido	gás	oxigênio dissolvido na água, água gasosa, ácido muriático
líquido	líquido	líquido	álcool na água, água oxigenada
líquido	líquido	sólido	água mineral, gatorade®
sólido	sólido	gás	hidrogênio difundido em paládio
sólido	sólido	líquido	mercúrio na prata, amálgamas em geral
sólido	sólido	sólido	bronze, aço, ligas metálicas em geral, sal iodado, comprimidos de medicamento

As soluções sólidas metálicas (ligas metálicas) ocupam um lugar de destaque no mundo contemporâneo. Veja alguns exemplos:

Liga metálica	Componentes	Característica	Uso
Latão	Cobre e zinco	Resistente à corrosão	Navios, tubos
Bronze	Cobre e estanho	Resistente à corrosão	Moedas, sinos
Aço	Ferro e carbono	Resistente à corrosão	Navios, utensílios domésticos
Aço inoxidável	Aço e cromo	Resistente à corrosão	Talheres, utensílios domésticos
Aço-Níquel	Aço e níquel	Resistência mecânica	Canhões, material de blindagem
Aço-Tungstênio	Aço e tungstênio	Alta dureza	Brocas, pontas de caneta
Alnico	Aço, alumínio, níquel e cobalto	Propriedades magnéticas	Fabricação de ímãs
Amálgama	Mercúrio, prata e estanho	Alta resistência e dureza	Restauração de dentes
Ouro 18 quilates	Ouro e cobre	Alta ductibilidade e maleabilidade	Jóias
Prata de lei	Prata e cobre	Aumento da dureza	Utensílios domésticos, ornamentos

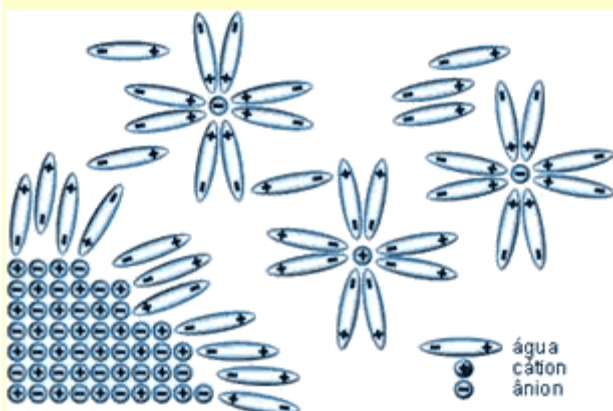
Uma solução é formada quando uma substância (soluto) se dispersa uniformemente em outra (solvente). Excetuando-se as misturas gasosas, todas as outras envolvem substâncias em fase condensada, líquida ou sólida. Para que haja a formação da solução, o soluto precisa se *dissolver* completamente no solvente. Em outras palavras, a substância em menor quantidade precisa ser *solúvel* no solvente, porque se não for, a mistura não adquire um aspecto homogêneo.

O processo de dissolução, ou solubilização, de um soluto é governado pelas forças de interação solvente-solvente, soluto-soluto e soluto-solvente. Essas forças são definidas pelos tipos de **interações intermoleculares** existentes nas substâncias interagentes.

As soluções aquosas de substâncias iônicas têm importância única na Química e no nosso dia-a-dia, como pôde ser lido no próprio texto da aula. No caso dos sais inorgânicos, as forças de atração e repulsão entre os íons e seu arranjo geométrico são responsáveis por suas propriedades, bem como por seus altos pontos de fusão. Quando são fundidos, ocorre o afastamento entre os íons, as forças de interação são enfraquecidas e o retículo cristalino é destruído,

permitindo a movimentação dos íons, de forma que, sob ação de um campo elétrico, eles se orientam e se movimentam de modo a estabelecer condutividade iônica por meio do material fundido.

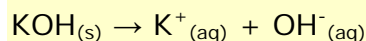
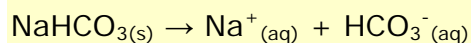
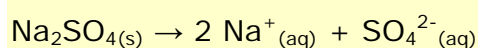
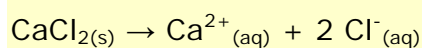
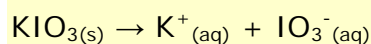
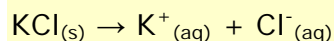
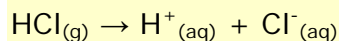
Os cristais iônicos oferecem resistência considerável ao rompimento do retículo, mas são solúveis em água. A solubilidade em água pode ser justificada pelo fato de a molécula de água ser um dipolo elétrico (apresentar alta constante dielétrica), que, por atração eletrostática, separa os íons e destrói a rede cristalina. Assim, a água se caracteriza como um ótimo solvente para as substâncias iônicas. Leia um pouco mais sobre esse tema num excelente [artigo](#) publicado em 2004 em *Química Nova*, uma revista da [Sociedade Brasileira de Química](#). Leia também sobre a diferença entre [solubilização](#) (ou dissolução) e [solvatação](#).

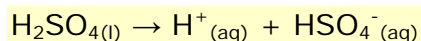


Dissolução e solvatação de um sólido iônico.

Nota 2

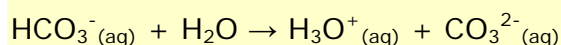
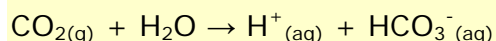
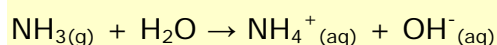
Formação de soluções aquosas eletrolíticas a partir da solubilização de compostos, iônicos (sais) ou moleculares polares, completamente dissociáveis em água:





Nas **reações de dissociação eletrolítica** acima, os índices subscritos, (g), (l) e (s), informam os estados físicos da substância: gasoso, líquido e sólido, respectivamente. O índice (aq) indica que a espécie iônica está solvatada pela água (espécie *hidratada*).

Os íons formados em solução são chamados de **eletrólitos**. As substâncias eletrolíticas são aquelas que produzem eletrólitos quando solubilizadas em água. Essas substâncias podem ser iônicas (por exemplo: os sais NaCl, NaNO₃, CuSO₄ etc.), moleculares polares completamente dissociáveis em água (por exemplo: os ácidos HCl, H₂SO₄, HNO₃ etc.) ou não (por exemplo: NH₃, CH₃COOH, H₂S, etc.) e até mesmo apolares (por exemplo: CO₂). Nestes dois últimos casos, os eletrólitos são produzidos por **hidrólise** e não apenas por simples dissociação:



Em virtude da formação de íons hidratados em solução, as soluções eletrolíticas conduzem corrente elétrica moderadamente. Clique [aqui](#) para ler mais sobre condutividade iônica. Leia também um texto interessante sobre a **teoria de dissociação eletrolítica** de Arrhenius.

Valores típicos de condutividade elétrica em S/m (Siemens/metro):

Condutores iônicos	Cristais iônicos	< 10 ⁻¹⁶ -10 ⁻²
	Eletrólitos sólidos	10 ⁻¹ -10 ³
	Eletrólitos fortes (soluções aquosas)	10 ⁻¹ -10 ³
Condutores Eletrônicos	Metais	10 ³ -10 ⁷
	Semicondutores	10 ⁻⁷ -10 ⁵
	Isolantes	< 10 ⁻¹⁰

Fonte: <http://chemkeys.com>

Como a **concentração molar** da substância eletrolítica determina a concentração dos eletrólitos em solução?

Considere, por exemplo, uma solução aquosa de HCl. Nela, não há em solução moléculas intactas de HCl, apenas os íons H⁺ e Cl⁻, oriundos da dissociação completa da substância cloreto de hidrogênio, que é gasosa à temperatura ambiente. Assim, por causa da relação molar H:Cl (igual a 1:1), que pode ser observada pela reação de dissociação eletrolítica, a concentração de íons H⁺ é

idêntica a de íons Cl^- . Por exemplo, dizer que a concentração de uma solução de HCl é igual a 10 mol/L significa dizer que a concentração do íon H^+ é 10 mol/L assim como é 10 mol/L a concentração de cloreto. Na formação de uma solução de KCl acontece a mesma coisa. Uma concentração de KCl igual a 0,1 mol/L informa que a concentração dos eletrólitos K^+ e Cl^- também é 0,1 mol/L. Esse tipo de relação só pode ser estabelecida entre concentração molares, já que nestas a razão molar também é preservada. No caso do sulfato de sódio (Na_2SO_4), dizer que a concentração do sal é 1,0 mol/L, por exemplo, significa dizer que a concentração do íon Na^+ é duas vezes maior que essa, igual a 2,0 mol/L, e a concentração do íon sulfato é 1,0 mol/L, respeitando as proporções molares estabelecida na reação de dissociação.

Nota 3

Concentrem-se em alguns probleminhas de cálculo de concentração de soluções! A técnica usada para a resolução dos problemas envolve **análise dimensional**.

Problema 1

Calcule a massa, em g, de 25 mL de um líquido de densidade $d = 1,80 \text{ g/mL}$.

Solução:

Como $d = m/v$ ou $m = d.v$;

$m = 1,80 \text{ g/mL} \times 25 \text{ mL} = 45 \text{ g}$ (cancelam-se mL-1 e mL).

Problema 2

Quantos mililitros de H_2SO_4 a 20% são necessários para preparar 200 mL de uma solução 0,30 mol/L de H_2SO_4 ?

Esta é uma situação típica de surgir no laboratório, e a análise dimensional vai simplificar a operação e reduzir o tempo gasto nos cálculos. Deve-se notar que a concentração percentual é em geral aqui como massa de soluto por volume (100 mL) da solução.

Solução:

Vejam, por partes, como se resolve o problema, iniciando pela solução que se quer obter no final.

Uma solução 0,30 mol/L tem, por definição, 0,3 moles de soluto em 1000 mL de solução. Logo, se queremos 200 mL, teremos:

$$\frac{0,30 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL solução}} \times 200\text{mL solução}$$

Em seguida, vamos ver quantos gramas de H_2SO_4 estão presentes em 200 mL de solução:

$$\frac{0,30 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL solução}} \times 200\text{mL solução} \times \frac{98\text{g H}_2\text{SO}_4}{\text{mol H}_2\text{SO}_4}$$

Como a solução estoque de H_2SO_4 , a partir da qual será feita a nova solução 0,30 mol/L, tem a concentração de 20%, chegamos ao final do cálculo:

$$\frac{0,30 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL solução}} \times 200\text{mL solução} \times \frac{98\text{g H}_2\text{SO}_4}{\text{mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{100\text{mL solução}}{20\text{g H}_2\text{SO}_4}$$

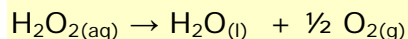
= 29,4mL de solução de H_2SO_4 a 20%.

Problema 3

O peridrol é uma água oxigenada a 40 %p/v. Qual é a sua concentração expressa em volumes de O_2 ?

Solução:

Por definição, volume de O_2 = volume de $\text{O}_{2(\text{g})}$, em mL, liberado por 1 mL de solução de H_2O_2 . A equação da reação é:



Logo,

$$\frac{40\text{g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ mL solução}} \times 1\text{mL solução} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34\text{g H}_2\text{O}_2} \times \frac{0,5 \text{ mol O}_2}{\text{mol H}_2\text{O}_2} \times$$

$$\frac{22400 \text{ mL O}_2}{\text{mol O}_2} = 132 \text{ mL de O}_2, \quad \text{ou } 132 \text{ volumes.}$$

Problema 4

Qual é a concentração em %p/v da água oxigenada a 20 volumes?

Solução:

$$\frac{20 \text{ mL O}_2}{\text{mL H}_2\text{O}_2} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22400 \text{ mL O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{\text{mol O}_2} \times \frac{34 \text{ g H}_2\text{O}_2}{\text{mol H}_2\text{O}_2} =$$

$$= \frac{6,1 \times 10^{-2} \text{ g de H}_2\text{O}_2}{\text{mL H}_2\text{O}_2} \text{ ou } \frac{6,1 \text{ g de H}_2\text{O}_2}{100 \text{ mL de H}_2\text{O}_2}, \text{ ou } 6,1\%.$$

A concentração de um determinado soluto numa solução pode ser dada qualitativa ou quantitativamente. Do ponto de vista qualitativo, os termos "*diluída*" e "*concentrada*" são usados para descrever, respectivamente, uma solução com concentração de soluto relativamente baixa e uma solução com concentração de soluto alta. Os termos "*alto teor*" e "*baixo teor*" também são cotidianamente usados para descrever qualitativamente as concentrações de solutos. Quem nunca ouviu falar que o teor de álcool etílico de uma bebida alcoólica é baixo ou alto, ou ainda que o teor de gases poluentes na atmosfera é alto numa cidade industrial? Esses termos já estão em domínio público e nos fornecem uma dimensão da quantidade relativa de um determinado soluto numa solução. É claro que para se usar esses termos qualitativos é necessário ter uma referência que nos diz a partir de quanto se deve usar diluída ou concentrada, ou quando se deve usar alto e baixo teor.

Para evitar confusões na caracterização de uma solução, é necessário estabelecer quantitativamente a concentração dos solutos. Esse valor numérico de concentração tem de estar atrelado a uma unidade de concentração e pode ser calculado ou medido experimentalmente a partir de técnicas específicas para esse fim. As técnicas mais usadas em laboratório para se determinar a concentração de um soluto são: espectroscopia eletrônica (UV-vis), cromatografia líquida e gasosa e espectrometria por absorção atômica.

Diversas são as unidades de concentração. Todas elas são unidades derivadas e podem, a partir de sua definição, ser convertidas em outras unidades. As unidades mais comuns em Química são: fração molar; porcentagem peso-peso (% p/p), porcentagem peso-volume (% p/v) e porcentagem volume-volume (% v/v); g/L e submúltiplas (mg/L, µg/L etc); ppm e ppb; molaridade (mol/L); molalidade (mol/kg).

A molalidade é definida por:

$$\text{molalidade (mol/kg)} = \text{m (g) do soluto} / \text{kg de solvente.}$$

Aqui uma novidade: no cálculo da molalidade, no denominador não é mais quantidade de solução e, sim, massa (em kg) de solvente apenas. Curioso, não!

Um resumo das unidades de concentração de maior interesse à Química pode ser encontrado nos endereços abaixo:

- http://www.alexquimica.com.br/quimica/fisico/unidad_concent.htm
- <http://dequi.fauenquil.br/domingos/concentracoes.pdf>

Nota 4

$$C \text{ (g/L)} = m \text{ (g)} / V_t \text{ (L)} \text{ e } M \text{ (mol/L)} = n \text{ (mol)} / V_t \text{ (L)}$$

A massa de um mol de qualquer espécie química tem o valor numérico, em gramas, de sua massa expressa em u.m.a.; portanto, para achar o número de mols de uma determinada substância a partir de sua massa (em gramas), basta dividir essa massa pela massa molar (MM, em gramas/mol) da substância. Assim:

$$n \text{ (mol)} = m \text{ (g)} / MM \text{ (g/mol)}$$

Agora, substituindo o valor de n na expressão da molaridade e rearrumando os termos, temos:

$$M \text{ (mol/L)} = m / (MM \times V_t) \text{ ou } C \text{ (g/L)} = M \text{ (mol/L)} \times MM \text{ (g/mol)}$$

Você pode chegar à mesma conclusão apenas rearranjando as unidades das grandezas físicas em questão. Assim você estará realizando uma análise dimensional!

Nota 5

$$C \text{ (g/L)} = m \text{ (g)} / V_t \text{ (L)} \text{ e } d \text{ (g/mL)} = m_t \text{ (g)} / V_t \text{ (mL)} \text{ (aqui é a densidade da solução e não de uma substância pura)}$$

$$\%p/p = [m \text{ (g)} / 100 \text{ g (de solução)}] \times 100$$

Nas expressões acima, sempre está sendo considerado o volume total de solução (V_t), expresso em unidades de volume diferentes, a saber: litro (L) e mililitro (mL). Para estabelecer uma relação entre **C** e **%p/p**, é necessária uma conversão nas unidades de volume. Como $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$:

$$m_t / d \text{ (g/mL)} = [m \text{ (g)} / C \text{ (g/L)}] \times 1000$$

Rearrumando a expressão em função de **C**:

$$C = (m / m_t) \times 1000 \times d$$

Mas como: $\%p/p = (m / m_t) \cdot 100$, temos:

$$C = 10 \times d \times \%p/p$$

Desse modo, pode-se dizer que:

$$C = M \times MM = 10 \times d \times \%p/p$$

OBS.: Fique atento, pois densidade (d) **NÃO** é uma unidade de concentração. Lembre que toda unidade de concentração mede a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução. Já a densidade ($d = m_t / V_t$) considera a massa total (m_t) da solução (soluto + solvente) e também o volume total (V_t) da mesma.

ATIVIDADES

Aula 5 Soluções e Concentração

Atividade 1

Os dados abaixo foram extraídos do "Boletim de Análise dos Parâmetros Semestrais do CONAMA No 357/05", disponibilizado pela CEDAE no primeiro semestre de 2007.

SISTEMA	Mazomba	Saudoso	Gávea Pequena
MANANCIAL	Rio Mazomba	Rio Saudoso	Rio Gávea Pequena
Parâmetros			
Ferro dissolvido (mg/L)	< 0,01	0,52	< 0,01
Chumbo (mg/L)	< 0,01	< 0,01	< 0,01
Cloreto (mg/L)	2,3	5,1	8,8
Zinco (mg/L)	0,059	< 0,01	< 0,01

Fonte: <http://www.cedae-rj.com.br/>

Com base na tabela acima, calcule a concentração molar (mol/L) de ferro dissolvido no sistema Saudoso. Faça o mesmo para o íon cloreto no sistema Gávea Pequena. [Dados: massa molar do ferro: 55,85 g/mol; massa molar do cloreto: 35,45 g/mol]

Os metais chumbo e zinco são considerado tóxicos e, dependendo de suas concentrações, podem comprometer a qualidade da água de um determinado manancial. Pesquise as concentrações máximas permitidas desses metais para que não haja comprometimento da vida aquática num manancial. Compare esses valores com os valores disponível na tabela acima e comente se algum dos três sistemas, Mazomba, Saudoso ou Gávea Pequena, pode estar comprometido pela concentração de chumbo e/ou zinco. Uma dica para obter essas concentrações é acessar os sítios:

- http://www.cetesb.sp.gov.br/Agua/rios/indice_iva_ipmca.asp
- <http://www.mma.gov.br/port/conama/legiano1.cfm?codlegitipo=3&ano=2005> (aqui é necessário baixar a Resolução CONAMA No 357/05).

Atividade 2

As seguintes "informações nutricionais" podem ser encontradas no rótulo de uma marca de sal refinado iodado:

Quantidade por porção de 1g:

cloreto de sódio	993 mg
------------------	--------

iodato de potássio	0,0674 mg
ferrocianeto de potássio	6,93 mg

Com base nas informações acima, determine a porcentagem em massa (%p/p) e a concentração molal (mol/kg) de iodato de potássio (KIO₃) no sal considerado. [Dados: massa molar do iodato de potássio = 214 g/mol].

Atividade 3



O ácido clorídrico (HCl) é comercializado na forma de uma solução aquosa de concentração igual a 37 %p/p e densidade igual a 1,19 g/mL. Com base nestas informações, calcule o valor da concentração de HCl, em g/L, na solução comercial. Qual a concentração molar (mol/L) de íons H⁺ na mesma solução?

SAIBA MAIS

Aula 5

Soluções e unidades de concentração

Você acha que a radiação solar que chega à superfície da Terra é a mesma na aurora, ao meio-dia e ao pôr do sol? Existe "luz" do sol invisível aos nossos olhos? Se existir, será que ela é também "invisível" para a nossa pele?



Fonte: <http://www.flickr.com/>



Fonte: <http://www.flickr.com/>



Fonte: <http://www.flickr.com/>

Se você está curioso para encontrar as respostas dessas questões, uma dica é acessar os sítios:

http://pt.wikipedia.org/wiki/Radia%C3%A7%C3%A3o_solar

<http://www.sbcd.org.br/pagina.php?id=78>

http://www.inca.gov.br/conteudo_view.asp?ID=21

Leia um pouco mais sobre a importância da reposição de sais minerais em sua dieta acessando:

http://www.todabiologia.com/saude/sais_minerais.htm

http://www1.uol.com.br/cyberdiet/colunas/030725_nut_saisminerais.htm

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

Fique ligado! Sair por aí enchendo a comida de sal pode levar a problemas de saúde bastante sérios:

<http://www.laboratoriopc.com.br/artigo15.shtml>

<http://br.answers.yahoo.com/question/index?qid=20070702182147AAfPR27>

<http://www.ondeir.rec.br/saude/av12.asp>

<http://www.diarioon.com.br/arquivo/3659/cadernos/viver-6092.htm>

Se você quer ler mais sobre "sal iodado" e DDI, clique nos *links* abaixo:

http://bvsmis.saude.gov.br/html/pt/dicas/68def_iodo.html

<http://www.fozdoiguacu.pr.gov.br/noticias/link19.htm>

<http://www.rossetti.eti.br/dicuser/detalhe.asp?vini=19&vfm=19&vcodigo=3006>

http://www.atencaoprimaria.to.gov.br/nutricao_publico_iodo.php?obj=nutricao&status=abre

http://www.salcisne.com.br/saude_iodo.html

Informações interessantes sobre a história do sal, sua produção, composição e utilidades podem ser obtidas num excelente sítio:

<http://www.finosal.com.br/sal.php>

Se você ficou curioso para saber a diferença entre sal refinado, sal grosso e outros tipos de sais usados na sua alimentação, acesse:

http://www.unesp.br/pgsst/int_noticia_imgesq.php?artigo=2222

A água salgada tem sal e a água doce tem açúcar? Acesse os sítios abaixo para descobrir o que há de diferente entre esses dois "tipos" de águas:

http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81gua_do_mar

http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81gua_doce

<http://www.uniagua.org.br/website/default.asp>

<http://educacao.uol.com.br/geografia/salinidade-das-aguas.jhtm>

Acesse o sítio da CEDAE para conhecer um pouco mais da água potável que chega à sua casa:

<http://www.cedae-rj.com.br/>

Leia mais sobre os padrões de qualidade do ar e da água acessando:

http://www.achetudoeregiao.com.br/ANIMAIS/poluicao_no_ar.htm

<http://www.iag.usp.br/siae98/meteorologia/poluicao.htm>

http://www.cetesb.sp.gov.br/Ar/ar_indice_padroes.asp

http://www.cetesb.sp.gov.br/Agua/rios/indice_iva_ipmca.asp

<http://www.ufv.br/dea/lqa/qualidade.htm>

Acesse o sítio:

<http://www.mma.gov.br/port/conama/legiano.cfm?codlegitipo=3> e baixe a Resolução CONAMA No 357/05 para conhecer as concentrações máximas toleradas para os parâmetros inorgânicos em água doce, salina e salobra.

Quer ter moleza na conversão de unidades? Baixe um programa gratuito de conversão de unidades. O programa é fácil de usar e apresenta uma variedade de dados físico-químicos de milhares de substâncias:

<http://baixaki.ig.com.br/download/ChemMaths.htm>

O programa EDUC@R, coordenado pelo CDCC-USP/São Carlos, disponibiliza cursos gratuitos de atualização de professores de Ciências do Ensino Fundamental. Vale a pena conferir o conteúdo de Química:

<http://educar.sc.usp.br/ciencias/>

O portal de ensino de Física "*e-física*" traz textos interessantes e didáticos sobre diversos assuntos abordados na Nota 2, tais como dissociação eletrolítica, eletrólitos e condutividade iônica:

Eletrólitos: <http://efisica.if.usp.br/eletricidade/basico/eletrolise/intro/>

Dissociação eletrolítica:

http://efisica.if.usp.br/eletricidade/basico/eletrolise/dissoc_eletrolitica/

Mecanismos de condução elétrica de uma solução eletrolítica:

http://efisica.if.usp.br/eletricidade/basico/eletrolise/mecan_cond_eletroliticos/