

PRINCÍPIOS DE FÍSICO-QUÍMICA
APLICADOS À ENFERMAGEM *

Leda Mattos Kober **

CAPÍTULO III

ESTUDO DOS LÍQUIDOS

Neste capítulo faremos o estudo comparativo dos líquidos com os gases.

Quando um gás é resfriado, a velocidade de suas moléculas diminui e, conseqüentemente, diminui sua energia cinética. Quando êle é comprimido, suas moléculas se aproximam, aumentando a força de atração entre elas. Se submetemos o gás a ambos os tratamentos, resfriamento e compressão, chegará um momento em que a energia cinética não é mais suficiente para sobrepujar a força de atração entre as moléculas e manter sua movimentação, então, elas se agregam e se depositam no fundo do recipiente em estado líquido. Como o espaço livre entre as moléculas em um líquido é menor do que nos gases, os líquidos são praticamente incompressíveis, mesmo que a pressão acima dêles seja alta.

EVAPORAÇÃO

As moléculas de um líquido não têm todas a mesma energia cinética. Algumas possuem uma energia suficientemente alta para sobrepujar a força de atração que atua entre elas, escapando da massa líquida. Estas moléculas, que constituem o vapor, se comportam como as de qualquer outro gás.

* 2ª parte do trabalho cuja publicação foi iniciada no Vol. 2 Nº 2 desta Revista.

** Professora de Bioquímica, Nutrição e Dietética, Escola de Enfermagem da USP.

Quando a evaporação ocorre em um recipiente isolado do meio ambiente, a temperatura do líquido cai, pois dêe saem partículas de maior energia cinética, provocando o resfriamento do mesmo.

Quando a evaporação é feita em um recipiente aberto, não isolado, a temperatura do líquido não cai muito porque o meio ambiente fornece calor.

A evaporação resfria o líquido; assim, na sudação, a evaporação da água da superfície da pele remove o calor do corpo, ajudando a manter normal a temperatura corporal. Da mesma maneira, aplicando um banho de esponja com álcool, consegue-se baixar a temperatura do corpo; isto devido à evaporação rápida do álcool. Um banho de esponja com água produzirá menor efeito, pois a água evapora mais lentamente. O éter evapora mais rapidamente e, quando colocado sobre a pele, esta se resfria intensamente, sendo êste um dos mecanismos de ação dos anestésicos locais.

PRESSÃO DE VAPOR DE UM LÍQUIDO

Se colocarmos um líquido volátil em um recipiente, dentro de uma campanula de vidro, o nível do líquido desce no recipiente e depois permanece constante. Algumas moléculas do líquido passam da fase líquida para a gasosa e como o espaço acima é limitado, algumas voltam ao estado líquido. Esta troca ocorre até que o número de moléculas, que passam do estado líquido ao gasoso e as que retornam, sejam iguais. Neste ponto o sistema está em equilíbrio e o nível do líquido no recipiente não se altera mais.

As moléculas do vapor exercem pressão sobre a superfície do líquido e sobre as paredes do recipiente que as contém. Esta pressão exercida pelas moléculas de vapor de um líquido no estado de equilíbrio chama-se pressão máxima de vapor do líquido, ou, simplesmente pressão de vapor do líquido. Esta pressão é característica para cada líquido, e, para um mesmo líquido, varia com a temperatura.

Tabela VI.

VI - Pressão de vapor da água a diferentes temperaturas

Temperaturas °C	Pressão Vapor (mm Hg)
0	4,6
10	9,2
20	17,4
30	31,8
50	92,5
100	760,0

A pressão de vapor de um líquido aumenta com a temperatura, pois a elevação desta acarreta o aumento da energia cinética média das moléculas do líquido, aumentando a probabilidade de passarem para a fase gasosa.

A pressão de vapor pode ser medida, usando-se a experiência de Torricelli, que emborcou um tubo de vidro cheio de mercúrio, fechado em uma extremidade, numa cuba também cheia de mercúrio. O nível do mercúrio no tubo desce até certa altura. A diferença de altura entre o nível interno no tubo e o externo (na cuba) ao nível do mar é 760 mm. Na parte superior do tubo, sobre a coluna de mercúrio, forma-se um vácuo - vácuo de Torricelli. Se injetarmos, por meio de um conta gotas, uma gota de um líquido na extremidade inferior da coluna, ela sobe até o vácuo de Torricelli, vaporizando-se. O vapor formado exerce uma pressão sobre a coluna de mercúrio, fazendo-a descer. Continuando-se a injetar gotas do líquido na base da coluna até que o líquido não se vaporize mais, o espaço acima do mercúrio ficará saturado de vapor do líquido. A pressão exercida pelos vapores saturantes é chamada pressão máxima de vapor. A diferença nos níveis de Hg antes e depois da introdução de gotas do líquido nos dá a sua pressão máxima de vapor. No caso da água a 20°C a pressão máxima de vapor é 17,4 mm Hg.

(fig. 17)

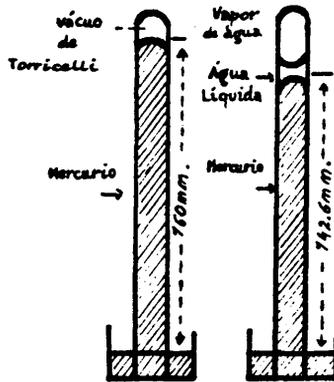


Fig. 17 Determinação da
pressão de vapor da água a 20°C
 $760 \text{ mm Hg} - 742,6 \text{ mm Hg} = 17,4 \text{ mm Hg}$

PONTO DE EBULIÇÃO

A temperatura em que a pressão de vapor de um líquido é igual à pressão atmosférica é chamada ponto de ebulição do líquido.

O ponto de ebulição de um líquido depende não só da natureza do líquido mas também do valor da pressão atmosférica no momento em que o mesmo é medido. O ponto de ebulição da água no alto de uma montanha é consideravelmente mais baixo do que ao nível do mar, porque a pressão atmosférica na montanha é menor do que ao nível do mar. A temperatura na qual a pressão de vapor do líquido é igual à pressão atmosférica normal, ou seja, 760 mm Hg é chamada ponto de ebulição normal do líquido.

COESÃO, ADESÃO E TENSÃO SUPERFICIAL

Entre as moléculas de uma mesma espécie constituintes de todos os corpos, existe uma força de atração que tende a mantê-las unidas, e é chamada força de coesão. Esta força varia com os diferentes estados da matéria, sendo maior nos líquidos e menor nos gases. Entre os líquidos, alguns têm grande, outros, pequena força de coesão. Assim, o mercúrio tem grande força de coesão o que podemos verificar fácil

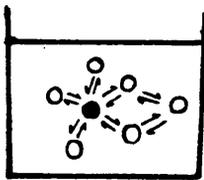
mente, derramando um pouco de mercúrio sôbre uma placa de vidro; o mercúrio formará pequenas gôtas e as moléculas de cada gôta se atraem formando esferas.

A força de atração entre moléculas de espécies diferentes é chamada força de adesão. O mercúrio, quando colocado sôbre uma placa de vidro, forma esferas e não adere à mesma, porque sua força de coesão é maior do que a de adesão entre as moléculas do mercúrio e do vidro.

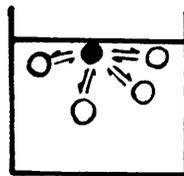
A água é mais adesiva em relação ao vidro do que o mercúrio, por essa razão usa-se mercúrio nos termômetros, pois se o líquido aderisse ao vidro, a leitura não seria acurada.

Uma substância pode ser adesiva em relação a certa substância e coesiva em relação a outra. Assim, o mercúrio é coesivo em relação ao vidro, mas adesivo em relação ao ouro.

Se considerarmos um líquido, em contato com o ar, vamos ter o seguinte; a atração entre as moléculas do líquido é maior do que entre as moléculas do ar e as do líquido; assim as moléculas superficiais serão atraídas para o interior do líquido tendendo a tornar mínima a superfície. (fig. 18). É esta força que, puxando as moléculas superficiais para dentro, faz com que o líquido se comporte como se houvesse uma membrana sôbre a sua superfície, a qual resiste a deformação e a um aumento da mesma. Esta força chama-se tensão superficial. A tensão superficial é medida em dines por centímetro.



Forças atuando sôbre uma molécula em um líquido.



Forças atuando sôbre uma molécula na superfície de um líquido.

Fig. 18 Tensão Superficial

A tensão superficial existe toda vez que duas faces estiverem em contato uma com a outra, por isso, algumas vezes, é chamada tensão interfacial. Os valores, comumente encontrados, referem-se à tensão superficial entre o líquido e o ar. Tabela VII.

VII - Tensão superficial da água em relação ao ar

Temp. °C	Tensão Sup. - dines/lcm
8	77,0
5	76,4
0	75,6
5	74,9
10	74,2
50	67,91
100	58,90

Quando a temperatura de um líquido aumenta, as moléculas movem-se mais depressa, são menos atraídas umas pelas outras e a tensão superficial é menor. Assim, a água quente tem tensão superficial menor que a fria e por isso se espalha com maior facilidade. Tabela VIII.

VIII - Tensão superficial de líquidos, em relação ao ar

Temp. 20°C	Dines/cm
Mercúrio	520,0
Acetona	23,7
Álcool Etilíco	22,3
Glicerina	63,4
Clorofórmio	27,1
Êter Etilíco	17,0

O mercúrio é o líquido de maior tensão superficial (520 dines/cm), e não entra em contato, ou melhor, não molha as superfícies, aglomerando-se em pequenas esferas.

A tensão superficial do álcool é baixa (28 dines/cm) e por isso uma solução alcoólica de iodo, (imprópria mente chamada tintura de iodo) se espalha melhor entrando em contato com as superfícies e com os microorganismos, penetrando em pequenos espaços, onde líquidos de maior tensão superficial, como a água (77 dines/cm), não penetrariam.

Uma solução aquosa de iodo (Iugol) é menos eficiente que a alcoólica, a não ser que a ela seja acrescentado um agente redutor de tensão superficial.

Os sais inorgânicos têm pequeno efeito sobre a tensão superficial da água. O açúcar não exerce efeito algum, porém substâncias orgânicas como sabões, álcoois, ácidos, ésteres, sais biliares diminuem a tensão superficial da água.

Estas substâncias são chamadas redutores de tensão superficial e as mais usadas são os compostos quaternários de amônio, os sabões e os desinfetantes tipo cresol. Uma das propriedades dos redutores de tensão superficial é a de adsorção, isto é, acumular-se sobre as superfícies das mãos, de objetos, formando uma camada fina que prolonga a ação desinfetante.

O Zefirol, que pertence a classe dos "sabões invertidos", é conhecido como sucedâneo sintético do sabão comum e ainda mais como "wetting agents". É um bactericida cuja ação se deve em parte a sua capacidade de espalhar-se sobre a superfície da bactéria, penetrando no seu protoplasma.

A solução saponácea de cresol, chamada creolina, tem uma tensão superficial mais baixa do que a solução aquosa do mesmo cresol.

Os sabões são bons detergentes, porque diminuem a tensão superficial da água, emulsificando gorduras e óleos.

Hoje existe um número grande de detergentes que não são sabões, mas são redutores de tensão superficial. Existem sabões desinfetantes, obtidos pela adição de desinfetantes, tipo hexaclorofeno ao sabão.

A bile baixa a tensão artificial da água. Esta propriedade da bile é usada no teste de Hay para identificação de sais biliares na urina. Os ácidos biliares, passando para a urina, diminuem a tensão superficial da mesma, e colocando-se flôr de enxôfre sobre a superfície da urina, o enxôfre afunda. Se não houver ácidos biliares a tensão superficial será alta e o enxôfre flutua.

CAPILARIDADE

As propriedades de adesão, coesão e tensão superficial são responsáveis pelos fenômenos de capilaridade.

Como vimos, a água adere à superfície do vidro, isto é, a água molha o vidro. Se mergulharmos um tubo capilar de vidro em água, esta sobe no tubo, ficando em um nível superior ao da água do recipiente, em virtude da força de adesão entre o vidro e a água. Porém, se mergulharmos o tubo capilar em mercúrio, êste é repellido pelo vidro e desce no tubo, ficando em um nível inferior ao do mercúrio no recipiente. (fig. 19).

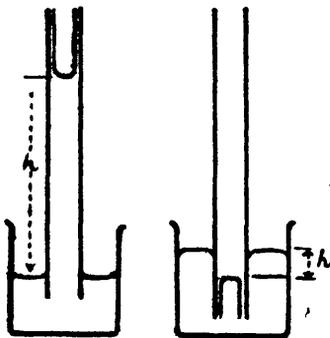


Fig. 19 Capilaridade

A altura a que um líquido se eleva no tubo é função do diâmetro do tubo e da natureza do líquido considerado. Para um mesmo líquido, à mesma temperatura, a altura da coluna líquida será tanto maior quanto menor for o diâmetro do tubo. Num tubo de 1mm de diâmetro a água sobe cerca de 35cm. A capilaridade explica porque a toalha absorve umidade da pele. A adesão entre a toalha e a água que está sobre a pele é maior do que a coesão

entre as moléculas de água. Assim, uma toalha enxuga, mesmo que não haja fricção entre ela e o corpo.

VISCOSIDADE

Quando um líquido escoá, verifica-se um movimento entre as suas partículas, o que provoca um atrito entre elas. Viscosidade é a propriedade dos fluídos que é responsável pela sua resistência à deformação ou ao escoamento.

Alguns líquidos têm maior viscosidade que outros. Assim a água escoá mais rapidamente que o mel.

A viscosidade da água a 20°C é tomada como padrão sendo igual a 1.

A viscosidade relativa de um líquido a 20°C é a relação entre a sua viscosidade e a da água à mesma temperatura. Tabela IX.

IX - Viscosidade relativa de alguns líquidos a 20°C

Éter	0,23	Ácido Sulfúrico	25,40
Clorofórmio	0,58	Óleo de algodão	70,4
Água	1,00	Óleo de oliva	84,0
Alcool etílico	1,20	Óleo de castor	986,00
Sangue	2,50	Glicerina	1.490,00

Entre compostos da mesma classe, a viscosidade aumenta com o aumento de pêso molecular. Compostos que possuem grupo hidroxila (OH), podem apresentar uma ponte de hidrogênio entre o H de uma molécula e o O da outra (O. . . . H). Esta ligação dificulta a movimentação das moléculas aumentando a viscosidade do líquido. Isto explica porque a água com um grupo OH é mais viscosa que o clorofórmio que não possui este grupo. A glicerina com três grupos OH apresenta viscosidade mais alta.

A viscosidade diminui com o aumento da temperatura. A presença de substâncias em suspensão, tais como glóbulos vermelhos e brancos, e substâncias coloidais como proteínas, albumina e globulina, aumenta a viscosidade da água. Por esta razão o sangue é mais viscoso que a água pura.

Um aumento da temperatura corporal diminui a viscosidade do sangue, de 3% para cada grau centígrado, permitindo um fluxo mais rápido de sangue sem aumentar o esforço cardíaco.

Em casos de choque, a temperatura corporal diminui, aumentando a viscosidade do sangue. O aquecimento do paciente em estado de choque diminui a viscosidade do sangue, fazendo com que ele flua mais rapidamente. Um excesso de calor dilata os vasos, anulando o efeito benéfico da diminuição da viscosidade.

Nos casos de asfixia há um aumento de viscosidade do sangue provocado pelo intumescimento dos glóbulos, devido à alta concentração de dióxido de carbono no sangue.

A adição de soluções isotônicas tende a abaxar a viscosidade do sangue; por esta razão administra-se plasma que mantém a viscosidade e a pressão osmótica do sangue. Hoje são usados substitutos do plasma que, em geral, contém um colóide para manter a viscosidade e a pressão osmótica do sangue.

CAPÍTULO IV

PRESSÃO NOS LÍQUIDOS

PRESSÃO NOS LÍQUIDOS EM REPOUSO PRESSÃO HIDROSTÁTICA

Na determinação da pressão levamos em consideração não só a força exercida como a área sobre a qual a força atua.

A pressão exercida por um líquido sobre de terminada área não depende da forma e dimensões do recipiente que o contém, e, sim, da profundidade do líquido, isto é, do peso da coluna líquida sobre a área considerada.

$$\text{Pressão} = \frac{\text{Massa}}{\text{Área}}$$

$$\text{Pressão} = \frac{\text{área} \times \text{altura} \times \text{densidade}}{\text{área}} \quad \left| \begin{array}{l} \text{massa} = \text{volume} \times \text{densidade} \\ \text{volume} = \text{área} \times \text{altura} \end{array} \right.$$

$$\text{Pressão} = \text{altura} \times \text{densidade}$$

Assim, para determinarmos a pressão em gramas/cm² exercida por uma coluna de água de 50 cm sobre uma área de 1 cm² temos:

$$P = \text{altura} \times \text{densidade}$$

$$P = 50 \text{ cm} \times 1 \text{ g/cm}^3$$

$$P = 50 \text{ g/cm}^2$$

$$\text{Densidade da água} = 1 \text{ g/cm}^3$$

"A pressão exercida pela água (gramas/cm²) é dada pela profundidade da água medida em cm".

Se quisermos conhecer a pressão exercida por um outro líquido, basta multiplicar a pressão exercida pela água pela densidade do líquido

"Qualquer pressão exercida sobre a superfície de um líquido é transmitida igualmente em todas as direções". Esta é a lei de Pascal, e é aplicada a qualquer líquido em repouso.

Várias técnicas de enfermagem aplicam a pressão hidrostática e a lei de Pascal.

PRESSÃO NOS LÍQUIDOS EM MOVIMENTO

As leis que regulam o comportamento dos líquidos em repouso são simples e bem conhecidas; no entanto as leis que regem os líquidos em movimento são mais complexas, não se conhecendo perfeitamente a sua forma matemática.

Entre os fatores que afetam a pressão e a velocidade do fluxo temos:

1- Diferença de pressão entre dois pontos. Um líquido flui de uma região de pressão mais alta para uma de pressão mais baixa. Esta diferença de pressão entre dois pontos chama-se gradiente de pressão. Quando o líquido está em repouso, a pressão exercida por êle é o produto da altura da coluna líquida multiplicada pela densidade do líquido. Porém, quando o líquido escoa, a pressão diminui.

2- Fricção. Quando um líquido flui a pressão diminui devido ao atrito das partículas umas contra as outras, e contra as paredes do tubo. Um líquido, escoando através de um tubo de pequeno diâmetro, sofre maior fricção e a velocidade de escoamento diminui.

Outro fator que afeta o atrito são as asperezas do tubo que oferecem resistência ao escoamento do líquido.

3- Altura da coluna líquida. Quanto maior a distância entre a superfície do líquido e o orifício de saída do mesmo, maior o gradiente de pressão e portanto maior será a velocidade de escoamento.

4- Tamanho do orifício de saída. Quanto maior o orifício maior a velocidade de escoamento.

No caso de o líquido se escoar na atmosfera temos segundo o teorema de Torricelli, que a velocidade de escoamento é dada pela fórmula:

$$V = \sqrt{2gh}$$

onde g é a aceleração da gravidade e h é a altura da superfície do líquido até o orifício.

A quantidade de líquido que escoar (vazão) é dada pela equação: $q = avt$ onde a é a área do orifício, v é a velocidade com que o líquido escoar e t é o tempo de escoamento em segundos.

5- Viscosidade. Quando são mantidos constantes todos os outros fatores a velocidade de escoamento do líquido é inversamente proporcional à viscosidade do mesmo.

6- Escoamento laminar e turbulento. Existem dois tipos de movimento de escoamento: o regime laminar ou tranquilo em que as trajetórias das partículas em movimento são bem definidas e não se cruzam e o regime turbulento em que há um movimento desordenado das partículas. A queda de pressão no movimento turbulento é maior do que no laminar.

Qualquer irregularidade, constricção, dobras, variações no diâmetro dos tubos, provoca um movimento turbulento.

A lei de POISEVILLE resume todos os fatores que afetam a velocidade de escoamento de um líquido:

$$V = \text{constante} \times \frac{PR^4}{L}$$

V = volume do líquido em ml, que escoar por segundo

P = diferença de pressão entre as duas extremidades do tubo em dines/cm^2

R = raio do tubo em cm

L = comprimento do tubo em cm

Podemos citar muitas aplicações do que foi visto neste capítulo:

1. Vimos que a pressão exercida sobre uma área é proporcional à altura da coluna líquida acima da mesma. A altura da coluna líquida, em técnicas de enfermagem, pode variar de alguns centímetros, como em casos de irrigação de olho e ouvido, até 50 cm na lavagem intestinal.

Lavagem intestinal: "introdução de líquido no reto com a finalidade de amolecer a matéria fecal, estimular o peristaltismo e provocar a defecação."

Usa-se um irrigador que é um recipiente com um orifício na parte inferior, ligado a um tubo de borracha. Após ser colocado dentro do recipiente o líquido a ser usado na lavagem, pendura-se o mesmo a uma altura de aproximadamente 50 cm acima do local de inserção do tubo no paciente. Se a altura for maior, a pressão será grande e os músculos da parede do intestino contrairão muito depressa provocando dor.

Podemos aumentar somente a velocidade de escoamento do líquido usando um tubo de calibre maior, porque se elevarmos o irrigador, além de aumentar a velocidade, aumentará também a pressão interna.

Irrigação do cólon: "é uma lavagem intestinal tão alta quanto possível, administrada sob baixa pressão e sem provocar o peristaltismo".

O irrigador é pendurado no suporte a 15 cm. Se o irrigador estiver muito alto, o reto pode dilatar-se muito rapidamente antes de o líquido alcançar o cólon. (fig. 20)

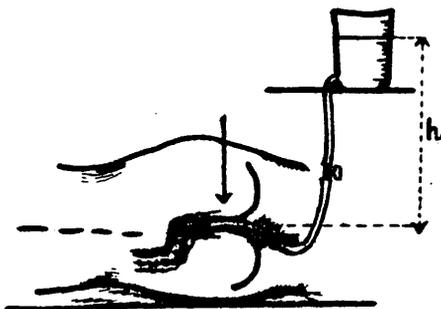


Fig.20 Lavagem intestinal

2. Podemos também aplicar na circulação as leis que regem o comportamento dos líquidos em movimento.

Pressão de líquidos em movimento

Aplicação: Alguns aspectos físicos da circulação

O coração funciona como uma bomba intermitente e assim deveríamos supor que o fluxo do sangue fôsse intermitente, mas ele é contínuo. Consideramos uma bomba intermitente ligada a um tubo de vidro rígido completamente cheio de água. A cada bombeada, um certo volume de água é forçado dentro do tubo, produzindo uma certa pressão que, pelo princípio de Pascal, é igual em todos os pontos. Chamemos de sístole a aplicação da força pela bomba, e diástole quando a bomba estiver em repouso. No momento em que a compressão pára, a pressão cai a zero e não há mais fluxo. Assim, em um tubo rígido não haveria diástole. Substituamos o tubo rígido por um tubo elástico. Durante a sístole, o líquido, forçado dentro do tubo, fará com que o tubo se dilate. Quando inicia a diástole e nenhum líquido é forçado dentro do tubo, as paredes distendidas tendem a voltar à posição primitiva e comprimir o líquido dentro do tubo fazendo com que êle escoe. Desta maneira, há um contínuo fluxo de líquido e a pressão não cai a zero. Porém, isso só acontecerá se o fluxo encontrar resistência, caso contrário a pressão não atingirá um valor suficientemente alto para distender a parede elástica. Assim, para que o fluxo se ja contínuo, é preciso que:

- a) o tubo seja elástico
- b) haja resistência ao fluxo

Quando um fluido está em repouso, a pressão é a mesma em qualquer ponto considerado, mas, quando está em movimento, êle tem de vencer a fricção entre êle e as paredes do tubo, o que provoca uma diminuição de pressão.

Pressão sanguínea

Pressão sanguínea é o resultado da ação de bombeamento do coração, o qual lança sangue a um sistema de tubos elásticos já cheios de sangue - o sistema vascular. Du rante a sístole ventricular (120 mm Hg), o sangue é forçado den tro do sistema arterial, mais rapidamente do que êle pode es

capar pelos capilares e veias, de maneira que as artérias são distendidas ao máximo. Pela constrição dos tubos elásticos (diástole - 80 mm Hg), a parede arterial comprime o sangue impelindo-o sempre para a frente. A energia armazenada durante a distensão é gasta durante a constrição. Como resultado, o escoamento do sangue no sistema é contínuo.

O trabalho do coração é gasto em parte para vencer a resistência periférica do sistema (calibre dos pequenos vasos) e para mover o sangue.

"Pressão sanguínea em qualquer ponto considerado nos indica a energia que sobrou para mover o sangue!"

Nas artérias, pouca energia é gasta para vencer a fricção, mas, nas pequenas artérias, arteríolas e nos capilares, a energia gasta para vencer a fricção é muito grande, a energia que resta para mover o sangue é pequena, consequentemente a pressão também é pequena.

A pressão sanguínea vai diminuindo sempre até chegar nas veias, de maneira que a pressão venosa é quase zero ao nível do coração.

Artéria	120 mm Hg)	
Capilar Arterial	30 mm Hg)	Pressão gradiente
Capilar Venoso	12 mm Hg)	
Veia	5 mm Hg)	

Velocidade do sangue

A velocidade do sangue varia nas diferentes partes do sistema, não apresentando uma diminuição progressiva. Na aorta a velocidade é grande, decresce na árvore capilar e aumenta novamente nas veias. As variações de velocidade dependem unicamente da área transversal do leito da corrente sanguínea. Não importa que o alargamento do leito seja causado pela dilatação de um único vaso ou pela divisão dos vasos em muitos canais, desde que a área transversal total seja aumentada. Quanto maior a área transversal menor a velocidade do sangue. Tabela X.

X - Relação entre o diâmetro dos vasos e a área total da secção

Vaso	Diâmetro da luz	Área total de secção
Aorta	2,5 cm	4,5 cm ²
Capilar	6	4500 cm ²
Veia cava	3 cm	18 cm ²

3. Como vimos, para que haja escoamento de um líquido de um ponto para outro, é necessário que haja uma diferença de pressão (gradiente de pressão). Se os dois pontos estiverem sujeitos à mesma pressão, o líquido estará em repouso. Este princípio pode ser aplicado na filtração e reabsorção dos líquidos nos capilares.

Se a pressão hidrostática na extremidade arterial do capilar é 30 mm Hg, e a do líquido intersticial 8 mm Hg, a diferença de pressão será 22 mm Hg, tendendo o líquido a passar dos vasos para o espaço intersticial.

Mas há também uma diferença de pressão osmótica de 15 mm Hg entre a pressão do capilar que é de 25 mm Hg e a do líquido intersticial cujo valor é de 10 mm de Hg. Assim, com uma pressão de 15 mm de Hg, o líquido e as substâncias nele dissolvidas são atraídos para dentro do capilar.

A esta força de 15 mm Hg opõe-se a pressão hidrostática do sangue que é de 22 mm Hg, o que faz com que o líquido deixe o vaso com uma pressão efetiva de 7 mm Hg.

O que ocorre no lado venoso e arterial do capilar podemos observar na tabela XI.

XI - Pressão hidrostática e osmótica nas extremidades venosa e arterial do capilar.

EXTREMIDADE ARTERIAL DO CAPILAR		EXTREMIDADE VENOSA DO CAPILAR	
SANGUE	LIQ. TISSULAR	SANGUE	LIQ. TISSULAR
Hidrostática 30 mm Hg	8 mm Hg	Hidrostática 15 mm Hg	8 mm Hg
→		→	
	22 mm Hg		7 mm Hg
Osmótica 25 mm Hg	10 mm Hg	Osmótica 25 mm Hg	10 mm Hg
←		←	
	15 mm Hg		15 mm Hg
Pressão Efetiva = 22-15=7mmHg		15-7mmHg = 8mmHg	
→		←	

4. O princípio de Pascal também pode ser aplicado e po demos dar como exemplo os colchões de ar.

Em colchões comuns, as partes mais pesa das do corpo exercem uma pressão maior sôbre o colchão do que as partes mais leves. Pela lei da ação e reação, o colchão exercerá uma força maior sobre as partes mais pesadas do cor po do que sôbre as mais leves. Nestas regiões, onde as forças de ação e reação são maiores, poderão aparecer escaras de de cúbito.

Em colchões de ar ou água o pêsso do paci ente exerce sôbre o colchão uma pressão que será transmitida igualmente para todo o fluido ou ar; a força de reação será i gualmente distribuida sôbre todo o corpo, não havendo zonas de maior pressão.

As rodas de borracha funcionam pelo mes mo princípio, apenas agem em uma área muito menor.

È necessário que a superfície superior e inferior da roda de borracha ou do colchão de ar não se to quem, ou não poderíamos aplicar o princípio de Pascal.

O princípio de Pascal pode ser também a plicado no esfigmomanômetro. Coloca-se o manguito ajustado

acima do cotovelo. O manguito tem 2 aberturas, uma que é ligada à pera que insufla ar no mesmo, e a outra, a um manômetro de mercúrio. Quando o manguito está cheio de ar, este pressiona o braço. A pressão exercida pelo sangue é transmitida dentro do manguito igualmente em todas as direções e assim chega ao manômetro sem se modificar.

PRINCÍPIO DE ARQUIMEDES

A construção dos densímetros é baseada no princípio de Arquimedes que pode ser enunciado:

"Todo corpo mergulhado em um líquido sofre um impulso de baixo para cima igual ao peso do líquido deslocado".

Mergulhemos dentro de uma proveta graduada contendo água até certo nível, uma esfera de 5 cm^3 de volume. Observamos que o nível da água se eleva de 5 ml acima do nível anterior, o que indica que o volume de água deslocado é igual ao volume da esfera.

A força de gravidade faz o corpo mergulhar e uma força em sentido contrário o empurra de baixo para cima. Esta força é o empuxo e é igual ao peso da água deslocada.

Se o material da esfera e a água tiverem a mesma densidade, o peso da esfera e o peso do volume de água deslocado serão iguais e a esfera ficará em equilíbrio na massa líquida. Se a esfera for mais leve que o peso do volume da água deslocada, ela flutuará, pois o empuxo será maior que o seu peso.

As experiências anteriores são válidas para qualquer líquido.

Todo corpo mergulhado em um líquido sofre uma perda de peso aparente igual ao volume do líquido deslocado.

Os densímetros são baseados no princípio de Arquimedes e constam de um tubo de vidro graduado com

uma dilatação na extremidade inferior onde é colocado um lastro. Mergulhado este densímetro em um líquido cuja densidade de queremos medir, êle flutua e o seu afloramento na superfície do líquido indica a densidade deste que é lida na escala de graduação do tubo.

Quando o densímetro é colocado em um líquido de densidade pequena, êle afunda mais, deslocando um volume maior de líquido para equilibrar seu pêso e flutuar. Em um líquido de densidade grande o densímetro não precisa afundar muito pois um pequeno volume de líquido deslocado já equilibra o seu pêso. Por esta razão os densímetros são gradados com os valôres mais altos na parte inferior do aparelho.

Existem densímetros especiais para medir densidade de álcool, leite, urina, etc. e são chamados respectivamente alcoômetros, lactômetros e urinômetros.

A densidade e a massa específica no sistema métrico são numéricamente iguais.

Massa específica é a massa da unidade de volume (1 cm^3). Se tomarmos 1 cm^3 de ouro, prata, álcool etílico e mercúrio e determinarmos as suas massas, teremos respectivamente 19,3 g, 17,9 g, 0,79 g e 13,6 g.

Assim a massa específica do ouro é 19,3 g/cm^3 e da água 1 g/cm^3 .

Densidade é a relação entre a massa específica de uma substância e a massa específica da água a 4°C , portanto não tem unidade.

O álcool comercial encontra-se sempre misturado com água. A porcentagem de álcool é determinada por meio de um densímetro especial, o alcoômetro.

O alcoômetro mais usado é o de GAY LUSSAC que não mede a densidade, mas fornece diretamente o volume de álcool em 100 ml de água. (fig. 22)

A escala de Gay Lussac é centesimal, inicia a 0º (água pura) e termina a 100º G.L. (álcool puro).

O álcool puro apresenta densidade 0,79 e a água 1,00. A porcentagem em volume pode ser calculada em peso, multiplicando a primeira por 0,79. Tabela XII.

XII - Densidade de misturas de álcool etílico e água em volume e peso a 15ºC

Densidade	% do álcool em volume	Grs de álcool por 100 ml
1,000	0,00	0,00
0,998	1,00	0,79
0,986	10,00	7,93
0,976	20,00	15,87
0,934	50,00	39,50
0,890	70,00	55,30
0,793	100,00	79,30

O urinômetro é um densímetro graduado entre 1000 e 1.060, porque a densidade da urina varia de 1015 a 1030. (fig. 21)

O princípio de Arquimedes é aplicado em pacientes com sequela de poliomielite anterior aguda. O paciente é colocado em piscina terapêutica onde realiza exercícios musculares.

A perda de peso que o corpo sofre, quando submerge, torna possível a realização de exercícios difíceis de serem feitos em circunstâncias normais, quando os músculos estão fracos e atônicos.

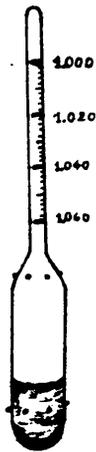


Fig. 21
Urinomètre



Fig. 22
Alcomètre Gay Lussac

CAPÍTULO V

SOLUÇÕES

Chamamos dispersão a todo sistema no qual uma substância está disseminada sob a forma de pequenas partículas, em outra substância.

A fase contínua do sistema chama-se dispersante, dispersgente ou fase de dispersão, e a fase descontínua, disperso ou fase dispersa.

As partículas dispersas estão uniformemente distribuídas no dispersante.

Em função do tamanho das partículas dispersas, as dispersões são classificadas em três grandes classes:

1. Soluções verdadeiras também chamadas simplesmente soluções são misturadas homogêneas de 2 ou mais componentes em qualquer proporção. As partículas dispersas são menores que 10° Å.

2. Soluções coloidais, sistema coloidal, dispersão coloidal ou simplesmente colóide são sistemas nos quais as dimensões das partículas dispersas estão compreendidas entre 10^{-7} e 10^{-4} cm.

3. Suspensões são sistemas nos quais as partículas dispersas são maiores que 100 μ .

SOLUÇÕES VERDADEIRAS OU SIMPLEMENTE SOLUÇÕES

Já vimos que soluções são misturas homogêneas de 2 ou mais componentes em qualquer proporção.

Nas soluções o dispersante chama-se solvente ou dissolvente e o disperso, soluto.

A maioria dos autores considera como soluto o componente que está em menor proporção. Contudo, quando um dos componentes é a água, podemos considerá-la como solvente independente da sua proporção na solução. As soluções em que a solvente é água são chamadas soluções aquosas, e são

as que mais nos interessam, pois na água ocorrem as reações químicas mais importantes.

Estado físico das soluções

De acôrdo com o estado físico das soluções temos:

a) soluções gasosas: são misturas de 2 ou mais gases, e como os gases são miscíveis em tôdas as proporções, qualquer mistura de gases é uma solução.

b) soluções líquidas: nestas soluções o solvente é um líquido e o soluto pode ser um sólido, um gás ou outro líquido.

c) soluções sólidas: nas soluções sólidas o solvente é um sólido.

As soluções líquidas são as que mais nos interessam, principalmente as soluções em que o solvente é a água e o soluto, um sólido.

Quando, na dissolução do soluto, as partículas dispersas são íons, a solução é iônica, e o soluto chama-se um eletrólito. É o caso do cloreto de sódio dissolvido em água.

Em uma solução de sacarose em água as partículas dispersas são moléculas e a solução é chamada molecular.

Soluções diluídas, concentradas, saturadas e supersaturadas.

Uma solução onde há uma pequena quantidade de soluto para uma grande quantidade de solvente é dita diluída, e quando a quantidade de soluto é muito grande em relação ao solvente, a solução é chamada solução concentrada.

A solução saturada é aquela que contém o máximo de soluto dissolvido, em dada temperatura. Para assegurar que a solução está saturada uma certa quantidade de soluto, sem se dissolver, deve ficar em contato com a solução. A quantidade de um soluto que satura 100 g do solvente numa determinada temperatura chama-se coeficiente de solubilidade,

ou simplesmente solubilidade de uma substância.

No caso de alguns solutos com o tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), aquecendo-se a solução, aumenta muito a quantidade de soluto que se dissolve.

A 20°C a solução saturada deste sal apresenta 70 g em 100 g de água, e a 50°C, 170 g. Se resfriarmos esta solução sem agitar, a 20°C a solução continuará contendo 170 g de tiosulfato. Dizemos que a solução está supersaturada. A solução está em um estado meta estável, e basta agita-la ou colocar um cristal do sal na mesma para que o excesso (100 g) se deposite.

Concentração das soluções:

Existem várias unidades de concentração de uma solução, porém, as que mais nos interessam na enfermagem são:

- Porcentagem em massa
- Porcentagem em volume
- Concentração comum
- Miliequivalente
- Miliosmol

Porcentagem em massa (pêso) do soluto numa solução é o número de gramas do soluto em 100 gramas da solução.

$$P_m = \frac{\text{massa do soluto}}{100 \text{ g da solução}}$$

Não nos podemos referir a 100 g do solvente, porque a massa do soluto mais 100 g de solvente, ultrapassaria 100%.

Exemplo: Para preparar uma solução a 10% de sacarose, dissolvemos esta em um pouco de água e adicionamos mais água até atingir 100 ml.

Porcentagem em volume: é o volume do soluto contido em 100 ml. de solução.

$$Pv = \frac{\text{volume do soluto}}{100 \text{ volumes da solução}}$$

Exemplo: Uma solução de álcool a 60% é obtida juntando água a 60 ml de álcool até perfazer 100 ml.

Concentração comum: é a relação entre a massa do soluto (m) e o volume da solução.

$$C = \frac{m}{v}$$

A concentração pode ser dada em g/cm³ ou g/litro.

Miliequivalentes (mEq): O miliequivalente é a milésima parte do equivalente (Eq), assim para determinar o primeiro, precisamos saber o que entendemos pelo segundo.

Equivalente grama de um elemento: é a sua massa atômica dividida pela sua valência.

Exemplo: O equivalente grama do cálcio é a sua massa atômica (40,08) dividida pela sua valência (2).

$$E = \frac{40,08}{2} = 20,04 \text{ g}$$

Equivalente grama de um íon é a soma das massas atômicas dos elementos que formam o íon dividida pela carga total do íon.

Exemplo: O equivalente grama do íon Na⁺ é a sua massa atômica (23) pela carga do íon (1).

$$E = \frac{23}{1} = 23 \text{ g}$$

O equivalente grama do íon SO₄⁻² é a soma das massas atômicas do S e O (96) pela sua carga (2).

$$E_{\text{SO}_4^{-2}} = \frac{96}{2} = 48 \text{ g}$$

O equivalente grama de um sal é a massa molecular (mol) do sal dividida pela soma das valências positivas dos cátions ou negativas dos ânions.

$$E = \frac{\text{mol}}{\text{Valência total dos cátions ou ânions}}$$

Exemplo: O equivalente grama do sulfato de alumínio (Al₂(SO₄)₃) é o seu mol (342,0) dividido pela soma das valências positivas (6). A valência do Al é +3, e como temos 2 átomos de Al teremos no total 6 valências positivas.

$$E = \frac{342}{6} = 57 \text{ g}$$

Alguns exemplos são dados na tabela XIII.

XIII - Exemplos de cálculo de equivalentes e miliequivalentes

Íon	Soma das M. Atômicas	Valência	Eq.	Sal	Mol	Soma Valências +	Eq.	m Eq.
Cl ⁻	35,5	1	35,5g	Na ₂ SO ₄	142	2	71,0g	71 mg
Na ⁺	23,0	1	23,0g	AlCl ₃	133	3	44,4g	44mg
SO ₄ ⁻²	96,0	2	48,0g	Na ₂ CO ₃	106	2	53,0g	33mg
Al ⁺³	27,0	3	8,9g	Mg ₃ (PO ₄) ₂	263	6	44,0g	44mg
Ca ⁺²	40,0	2	20,0g					

Para calcular o mEq basta dividir o Eq por mil.

Assim o mEq do sódio (Na⁺) é $\frac{23}{1.000} = 0,023\text{g}$ ou 23 mg.

Conversão de mg por 100 ml em mEq por litro:

Sabemos que o sangue contém 322 mg de sódio por cento.

322 mg Na ⁺	100 ml sangue
3220 mg Na ⁺	1000 ml sangue

Sabemos que 1 mEqNa⁺ = 23 mg

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mEqNa}^+ \\ X \end{array} \quad \begin{array}{l} 23 \text{ mgNa}^+ \\ 3220 \text{ mgNa}^+ \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{r} 1 \\ X \end{array}} \right) X = 140 \text{ mEq/litro}$$

Portanto o sangue contém 140 mEq/litro de Na⁺.

Osmol e miliosmol

Sabemos que a pressão osmótica de uma substância em solução depende só do número de partículas, e é independente de sua valência, carga elétrica ou fórmula grama. A força osmótica das soluções de substâncias que se ionizam é maior do que a de soluções de substâncias que não se ionizam.

Uma solução molar de glicose tem uma pressão osmótica menor, que a de uma solução molar de NaCl porque este em solução se ioniza dando Na⁺ e Cl⁻. O mol ou milimol não nos dá a idéia da pressão osmótica, e por isso foi criada uma unidade o Osmol (osM) e o seu submúltiplo, o miliosmol (mosM).

O miliosmol, utilizado para evitar deci mais, é a milésima parte do osmol.

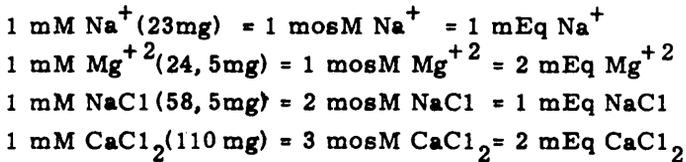
Osmol é a pressão osmótica de uma solução de qualquer substância não dissociável que contenha um mol (molécula grama) desta substância em um litro de água destilada.

A osmolaridade de uma solução é determinada multiplicando a molaridade pelo número de partículas que resulta por mol da substância ionizada.

Em soluções de substâncias que não se dissociam, a concentração molar e osmolar é equivalente. É possível converter as concentrações molares em osmolares, tendo como base o número de partículas produzidos por mol da substância.

Exemplo: uma solução 1 M de NaCl, que dissocia em Na^+ e Cl^- deve ser 2 osM.

Assim 50mM/litro de NaCl deve corresponder a 100 mosM/litro. Outros exemplos são dados a seguir.



1 milimol (mM) é a milésima parte do mol, sendo mol o peso em gramas de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de uma certa substância.

Preparo de Soluções a partir de soluções Estoque

Muitas vezes é conveniente preparar uma solução estoque mais concentrada e então diluí-la antes de usar.

Vimos que podemos representar a concentração em massa do soluto em certo volume de solução.

$$C = \frac{m}{v} \qquad m = c \times v$$

A massa total do soluto é o produto da concentração pelo volume da solução.

Se adicionarmos água à solução, a massa do soluto continua a mesma, de modo que o produto da concentração (c_1), pelo volume (v_1), após a diluição, é o mesmo que o produto da concentração (c_2) pelo volume (v_2) antes da diluição.

$$c_1 \times v_1 = c_2 \times v_2$$

Assim, se quisermos obter 500 ml de uma solução de NaCl a 6% a partir de uma solução estoque a 10%, fazemos o seguinte cálculo:

$$c_1 \times v_1 = c_2 \times v_2 \quad c_1 = \text{concentração desejada}$$
$$6\% \times 500 = 10\% \times v_2 \quad v_1 = \text{volume da solução a ser preparada.}$$

$$v_2 = 300 \text{ ml} \quad c_2 = \text{concentração da solução estoque.}$$

$$v_2 = \text{volume da solução este que a ser usado.}$$

Usa-se 300 ml da solução estoque e acrescenta-se água até atingir 500 ml. Exemplos:

1. Preparar 200 ml de uma solução de fenol a 1 : 50 a partir de uma solução a 1 : 20.

$$c_1 = 1:50 \quad v_1 = 200 \text{ ml}$$

$$c_2 = 1:20 \quad v_2 = \text{volume da solução estoque a ser usado}$$

$$c_1 \times v_1 = c_2 \times v_2$$
$$\frac{1}{50} \times 200 = \frac{1}{20} \times v_2$$

$$4 = \frac{1}{20} v_2$$

$$v_2 = 80 \text{ ml}$$

Medir 80 ml da solução estoque e acrescentar água até 200 ml.

2. Preparar 500 ml de uma solução de formol a 1 : 50 a partir de uma solução estoque a 40% de formol.

Como temos 2 unidades diferentes, 1 : 50 e 40%, vamos reduzi-los a mesma unidade. Assim vamos transformar 1 : 50 em porcentagem.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g} \quad 50 \text{ ml} \\ x \quad 100 \text{ ml} \end{array} \right\} x = 2\%$$

$$c_1 = 2\% \quad v_1 = 500 \text{ ml}$$

$$c_2 = 40\% \quad v_2 = \text{volume da solução estoque usada}$$

$$c_1 \times v_1 = c_2 \times v_2$$

$$2\% \times 500 = 40\% \times v_2$$

$$1000 = 40 v_2$$

$$v_2 = 25 \text{ ml}$$

Medir 25 ml da solução estoque e diluir para 500 ml.

3. Temos 100 ml de lisol puro em um litro de solução. Que quantidade desta solução será necessária para preparar 4 litros de uma solução a 2%?

Uma solução de 100 ml de lisol em um litro de solução é uma solução a 10%.

$$c_1 = 2\% \quad v_1 = 4000 \text{ ml}$$

$$c_2 = 10\% \quad v_2 = \text{volume da solução estoque usado}$$

$$c_1 \times v_1 = c_2 \times v_2$$

$$2\% \times 4000 = 10\% \times v_2$$

$$8000 = 10 v_2$$

$$v_2 = 800 \text{ ml}$$

Medir 800 ml da solução estoque e acrescentar água até perfazer 4 litros.

Preparo de soluções a partir de comprimidos:

Podemos relacionar concentração comum com porcentagem em massa:

$$c = \frac{m}{v} \quad P = \frac{m}{100}$$

Quando consideramos um sólido, como no caso dos comprimidos a porcentagem do mesmo é 100.

Relacionando a concentração com a porcentagem temos:

$$\frac{c}{P} = \frac{m}{v} \quad P = 100\%$$

$$\frac{c}{100} = \frac{m}{v} \quad c \times v = m \times 100\%$$

c = concentração desejada
 v = volume a ser preparado (ml)
 m = massa da substância usada (grs)

Exemplos:

1. Preparar 500 ml de uma solução a 4% a partir de comprimidos de 5 g.

$$c \times v = m \times 100\%$$

$$4\% \times 500 = m \times 100\%$$

$$m = 20 \text{ g}$$

Como cada comprimido pesa 5 g, precisamos de 4 comprimidos.

2. Quantos comprimidos de 1 g de cloreto de sódio são necessários para preparar 250 ml de uma solução salina a 0,9%?

$$c \times v = m \times 100$$

$$0,9 \times 250 = 100 \times m$$

$$m = 2,25 \text{ g}$$

m = massa da substância usada

Como cada comprimido tem 1 g, 2,25 g correspondem a 2 comprimidos e 1/4.

3. Quantos ml de sulfato de morfina a 1:30 é possível preparar a partir de 3 comprimidos de 10 mg.

$$c \times v = m \times 100$$

$$\frac{100}{30} \% \times v = 0,030 \times 100 \%$$

$1 \text{ g} \text{ ————— } 30 \text{ ml}$
 $x \text{ ————— } 100 \text{ ml}$

$$x = \frac{100}{30} \%$$

$$v = 0,90 \text{ ml}$$

ga do lado oposto da membrana, atravessa a mesma restabelecendo o equilíbrio. O mesmo fato se verifica em relação à passagem de um anión através da membrana.

Ultrafiltração: é o movimento do dissolvente e do soluto através de uma membrana semipermeável, em virtude da diferença de pressão hidrostática entre as duas soluções.

Osrose e pressão osmótica

Se nós separarmos duas soluções de concentrações diferentes por uma membrana semipermeável, isto é, totalmente permeável ao solvente, porém, não ao soluto, o solvente se moverá da solução em que êle se encontra em maior concentração (baixa concentração do soluto), para a região onde se encontra em menor concentração (alta concentração do soluto).

Êste fenômeno chama-se osrose.

Osrose é a passagem do solvente através de uma membrana semipermeável em virtude da diferença de concentração do soluto entre as duas soluções.

Tomemos um recipiente separado por uma membrana semipermeável. De um lado da membrana temos uma solução (A), com 100 mosM de um soluto X, para o qual a membrana não é permeável, e do outro lado, água pura (B). Imediatamente, a água vai passar de B para A, aumentando o volume da solução A. Cria-se uma pressão hidrostática (P.H.) do lado A, que faz com que moléculas de água passem para B até que haja o equilíbrio entre A e B, isto é, que o número de moléculas que passam de B para A seja o mesmo das que passam de A para B. (fig. 23).

A pressão osmótica da solução A é igual à pressão hidrostática necessária para evitar a passagem do solvente de B para A.

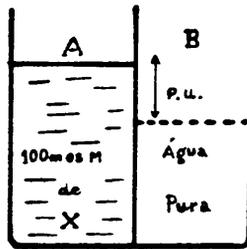


Fig.23 Pressão Osmótica

Sabemos que todo ser vivo é formado de células, e que a célula é envolvida por uma membrana elástica que retém uma solução aquosa de vários solutos. Esta membrana é semipermeável, permitindo a passagem de moléculas de água, mas impedindo a passagem de certos solutos.

Soluções isotônicas, hipertônicas e hipotônicas

Vimos que duas soluções de solutos não iônicos de mesma molaridade tem a mesma pressão osmótica ou são isosmótica. Chamamos de solução isotônica a solução isosmótica em relação aos fluidos do corpo.

A membrana que reveste os glóbulos vermelhos é permeável não só às moléculas do solvente, mas também às de alguns solutos e impermeável às moléculas de outros solutos.

Sabemos que a concentração do sangue e dos glóbulos vermelhos em cloreto de sódio é de 0,9%, e que a membrana celular é impermeável ao cloreto de sódio. Uma solução que contenha 0,9% de NaCl será isotônica em relação ao sangue. Qualquer líquido que for injetado na corrente sanguínea deve ser isotônico. Tal solução é conhecida como soro fisiológico e contém 0,9% de NaCl que corresponde a 150 mEq/l de cloro e 150 mEq/l de sódio. Sendo isotônica não cria pressão osmótica, não aumenta e nem diminui o tamanho dos glóbulos vermelhos

Uma solução contendo mais de 0,9% de NaCl é hipertônica, em relação aos líquidos do corpo, e uma vez injetada na corrente sanguínea aumentará a concentração do plasma e, por osmose, a água deixará os glóbulos vermelhos que ficam murchos. É o que chamamos de crenação ou plasmólise. (fig. 24)

Uma solução com uma concentração menor que 0,9% é hipotônica. Se esta solução for injetada na corrente sanguínea, provocará um fluxo de água para dentro dos glóbulos e estes se romperão. Este fenômeno é chamado hemólise. (fig. 25)

Outro exemplo de osmose é a aplicação de sais de Epsom (sulfato de magnésio) no tratamento de edema.

Catárticos também podem ilustrar o fenômeno de osmose. A introdução de sais concentrados no intestino aumenta a concentração do líquido dentro dele, e provoca o fluxo da água nesta direção, ficando as fezes mais líquidas.

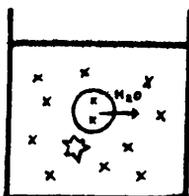


Fig.24 Solução hipertônica

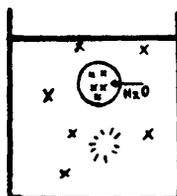


Fig.25 Solução hipotônica

SOLUÇÕES COLOIDAIS

Durante as pesquisas que realizou sobre difusão, Thomas Graham, físico inglês, fez distinção entre substâncias que atravessam facilmente as membranas permeáveis, tais como, glicose, cloreto de sódio e as que não atravessam as referidas membranas como o amido, albumina, gelatina.

Ao primeiro grupo de substâncias deu o nome de cristalóides e ao segundo, de colóides, na suposição de que estes últimos fossem compostos amorfos e os primeiros, cristalinos. Hoje sabemos que os colóides nem sempre são substâncias amorfas, podendo ter estruturas regulares e agregar-se em cristais.

O termo colóide é definido atualmente com base no tamanho das partículas.

A partícula pode consistir de um aglomerado de átomos ou moléculas pequenas, ou de uma molécula gigante. O estado de subdivisão da matéria é tal, que as partículas dispersas não podem ser separadas por filtração e não se separam quando deixadas em repouso. Por processos especiais, como a ultrafiltração, podemos separar a fase dispersa da dispersante. Para isso são usadas membranas especiais cujos poros são tão pequenos, que não permitem a passagem da fase dispersa.

Ao soluto das soluções verdadeiras corresponde, na solução coloidal, a fase dispersa ou fase descontínua e ao solvente, o meio de dispersão ou fase contínua.

A fase dispersa pode ser sólida, líquida ou gasosa e o meio de dispersão, sólido ou líquido.

Não existem colóides em que as duas fases são gasosas, porque os gases são completamente miscíveis e formam sempre soluções verdadeiras.

Como exemplo de uma solução coloidal de um líquido em um gás temos a névoa em que a fase dispersa é a água e dispersante o ar. Também a névoa obtida em nebulizadores é um sistema coloidal na qual o meio disperso é, muitas vezes, uma solução medicamentosa e o ar, o meio de dispersão.

A fumaça é um sistema coloidal de partículas de carvão em ar.

As emulsões são colóides nos quais as du as fases são líquidas. Assim o leite forma uma solução co loidal em que a fase dispersa é constituída por glóbulos de gor dura e a dispersante pela água.

PROPRIEDADES DOS COLÓIDES E SUA APLICAÇÃO

Entre as propriedades dos colóides que mais nos interessam temos:

a) Adsorção: Sabemos que toda matéria finamente subdi vidida tem sua superfície aumentada.

Os colóides, sendo formados de partículas pequenas, têm uma superfície muito grande e pode reter na sua superfície outras substâncias. Esta propriedade é chama da adsorção.

Os colóides são muito usados em medicina como adsorvente.

O carvão ativado é usado como adsorvente intestinal, pois adsorve gases, toxinas e bactérias intestinais em sua superfície. O carvão possui na sua superfície, um nu mero enorme de átomos de carbono com valências insatisfeitas que atraem, de preferência, as substâncias polares. Assim, a adsorção da água, que é uma substância polar, é mais fácil do que a do oxigênio não polar.

Em máscaras de carvão contra gases, o carbono adsorve seletivamente os gases venenosos, deixando passar o oxigênio necessário à respiração.

O carvão também tem utilidade como anti doto em casos de envenenamento, adsorvendo a substância tóxi ca até que seja possível fazer a lavagem gástrica.

Em temperaturas altas, a adsorção é mais difícil e podemos reativar um carvão aquecendo-o pois o aquecimento expulsa os gases adsorvidos.

b) Diálise: A diferença de velocidade de difusão entre cristalóides e colóides permite a separação destes dois componentes de uma solução com relativa facilidade, usando para isso uma membrana porosa que deixe passar moléculas ou íons mas não colóides. Este processo foi chamado de diálise por Graham.

A velocidade de difusão do soluto depende da concentração do mesmo de cada lado da membrana, e em uma solução com vários solutos a difusão de cada um é independente dos demais.

A difusão dos solutos através de uma membrana porosa colocada entre duas soluções chama-se diálise. Diálise não deve ser confundida com osmose, pois nesta passa só o solvente através da membrana.

É possível purificar os colóides e antitoxinas separando-os dos cristalóides por diálise.

A diálise também é usada na medicina. Os pacientes com insuficiência renal aguda que requerem a remoção de metabólitos tóxicos do organismo, são submetidos a uma diálise artificial.

Na diálise é utilizada uma membrana que pode ser artificial como o celofane ou natural como o peritônio.

Uma das soluções é o líquido extracelular ou o sangue do paciente e os poros da membrana devem ser de um diâmetro tal, que permitam a passagem dos cristalóides, mas não das proteínas do soro ou outros colóides.

Por meio da diálise retiramos certas substâncias tóxicas do sangue e adicionamos outros eletrólitos, dependendo da composição da solução dializadora usada.

Diálise Peritoneal

Na diálise peritoneal utiliza-se como membrana dializadora o peritônio que é uma membrana viva, semi permeável, que permite a difusão de eletrólitos, uréia, ácido

úrico, glicose, creatinina, mas não a de proteínas e bactérias. (fig. 26)

O líquido dializador tem a composição abaixo:

xo:

Lactato de sódio	45 mEq/l (45 mOsm)
Na ⁺	141 mEq/l (140 mOsm/l)
Cl ⁻	101 mEq/l (101 mOsm/l)
Mg ⁺²	1,5 mEq/l (0,7 mOsm/l)
Ca ⁺²	4 mEq/l (2,0 mOsm/l)

O líquido na cavidade peritoneal está em equilíbrio químico e osmótico com o sangue e o líquido intersticial. Assim, substâncias catabólicas podem ser removidas e o volume dos fluidos corporais regulados por introdução de soluções apropriadas na cavidade peritoneal. Introduzindo uma solução hipertônica de glicose é possível retirar líquido do organismo.

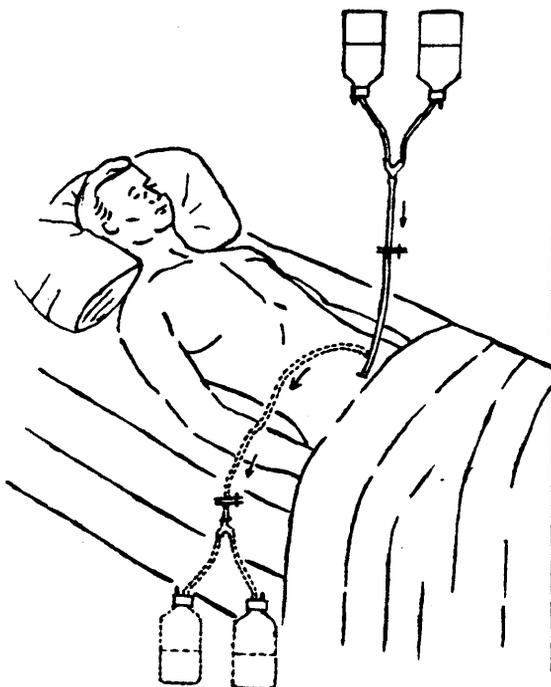


Fig. 26 Diálise Peritoneal.

Rim artificial: é um aparelho que permite a diálise ex tracorpórea do sangue por meio de soluções salinas.

Êle compõe-se de um cilindro rotatório, ao redor do qual é enrolado um tubo de celofane, por onde vai ser processada a diálise. O sangue escôa da artéria radial para o referido tubo , através de uma cânula plástica.

O cilindro gira em tórno de um eixo fixo, permitindo que, em cada volta, tóda a superfície do tubo de ce lofane entre em contato com o líquido dializador que se encon tra em um reservatório.

O celofane permite a passagem de água e eletrólitos, mas, como os seus poros são pequenos, não dei xam passar proteínas e bactérias.

O líquido dializador contém, cloreto de só dio, cloreto de cálcio, cloreto de magnésio, cloreto de potás sio, bicarbonato de sódio e glicose.

Como sabemos que o soluto atravessa a membrana da região mais concentrada para a menos concentra da, usando uma solução apropriada, podemos retirar ou adici onar um soluto ao sangue.

O líquido dializador precisa ser controlado constantemente, caso contrário, a concentração do banho au mentará muito e a difusão se processará do líquido dializador para o sangue.

Uma solução hipertônica em glicose é usa da quando o paciente tem edema.

Após ter passado pelo tubo de diálise o sangue volta à circulação venosa. (fig. 27)

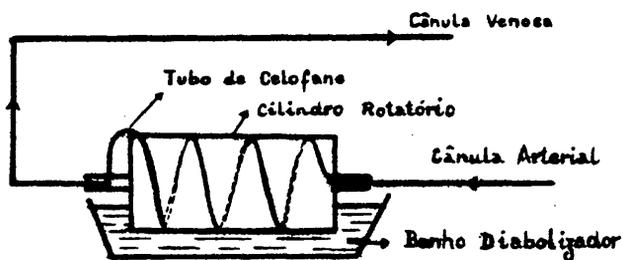


Fig.27 Rim Artificial

KOBER, L. M. - Princípios de físico-química aplicados à enfermagem: capítulos III e IV. Revista da Escola de Enfermagem da USP., 3(1): mar., 1969