

Química Básica para o Anestesiologista

E. M. Cavalcanti¹ & J. T. Silva, TSA²

Cavalcanti E M, Silva J T – Basic chemistry for the anesthesiologist.

The authors reviewed some basic chemical concepts in current use in general anesthetics. They reviewed fundamental subjects applied to daily practice such as: volume calculation, tissue volatility of local anesthetics, practical application of Gas Laws, blood systems and chemistry of local and inhalational anesthetics.

Key Words: ANESTHETICS: gases, laws; CHEMISTRY

SOLUÇÕES

Conceito

Sempre que uma substância se distribui em outra, tem-se uma dispersão. Dispersões são misturas homogêneas ou heterogêneas de duas ou mais substâncias. Merecem maior interesse as dispersões monofásicas – *soluções*, isto é, as misturas homogêneas.

Nas *soluções*, o dispersante é chamado de *solvente* (água destilada, solução salina etc.), e o disperso, *soluto*, constituído de moléculas ou íons, que se mantêm separados uns dos outros por meio de dispersante.

Solubilidade

A quantidade de soluto que determinado solvente é capaz de dissolver depende da natureza do soluto, da pressão e temperatura do meio. Quanto a natureza, observa-se que, geralmente, os solventes polares dissolvem melhor os solutos

polares, enquanto os solutos apolares se dissolvem melhor em solventes apolares. Isto é:

SEMELHANTES	DISSOLVE	SEMELHANTES
-------------	----------	-------------

A água, que é um dispersante polar, dissolve bem o “suco gástrico” -- HCl – que é uma substância polar mas não dissolve as gorduras, que são apolares.

Ao dissolvermos sal em água, observaremos que o cloreto de sódio, Na⁺Cl⁻ a princípio se dissolve, mas a partir de determinada quantidade, ele se deposita no fundo do recipiente. Assim, dizemos que a solução de sal em água está *saturada*. Porém, se usarmos água morna, esta será capaz de dissolver maior quantidade de sal. De um modo geral, a quantidade de soluto que satura determinada solução aumenta com a temperatura. Observa-se que 500 ml de solução de glicose a 5% dissolvem 175 g de cloreto de potássio, KCl, a 30°C. A 50°C, a mesma solução dissolverá 200g de KCl. À quantidade de soluto que satura uma quantidade padrão de solvente sob pressão e temperatura fixas denominamos *coeficientes de solubilidade*¹.

A princípio todas as substâncias são solúveis em água. Algumas, entretanto, têm coeficiente de solubilidade tão baixo que são ditas *insolúveis*.

Concentração das soluções

Concentração de uma solução é a razão entre a quantidade de soluto e a quantidade de solvente (ou de solução).

1 Médico da Fundação SESP-DR/CE. Licenciado em Química pela UFPI. Ex-Estagiário de Anestesiologia do Hospital Geral de Fortaleza e Dr. José Frota, Fortaleza, CE

2 Responsável pelo CET-SBA do Hospital Geral Dr. José Frota. Chefe do Serviço de Anestesia do Hospital Geral do INAMPS

Correspondência para Erisvaldo Moura Cavalcanti
Rua Prof. Anacleto, 544
60000 - Fortaleza, CE

Recebido em 13 de novembro de 1987
Aceito para publicação em 5 de dezembro de 1987
© 1988, Sociedade Brasileira de Anestesiologia

$\text{Concentração} = \frac{\text{soluto}}{\text{solvente (ou solução)}}$
--

A qualquer forma de expressarmos a concentração de uma solução denominamos *título*. *Título em massa* é a relação entre a massa do soluto e a massa total da solução. Em assim sendo, o *título* não tem unidade, é adimensional, e pode também ser expresso em porcentagem:

Ilustrações:

- 500 ml de solução glicosada a 5% contêm 25 g de glicose, porque: $500 \times 5\% = 500 \times 0,005 = 25 \text{ g}^*$
- 10 ml de sulfato de magnésio a 50% contêm 5g de $\text{MgSO}_4 \cdot 10 \times 50\% = 10 \times 0,5 = 5 \text{ g}$.
- 20 ml de lidocaína a 2% contêm 0,4g ou 400 mg de lidocaína: $20 \times 2\% = 20 \times 0,02 = 0,4 \text{ g} = 400 \text{ mg}$.

Nesse instante, torna-se importante sabermos calcular o número de miliequivalentes — grama de uma substância em determinada solução.

Equivalente-grama

Equivalente-grama (Eq) de um elemento químico é o quociente entre o átomo-grama (A) e sua valência (v).

$$\text{Eq} = \frac{A}{v} \longrightarrow \text{elemento químico}$$

Exemplos:

Sódio - Na^+ — $\text{Eq} = \frac{A}{v} = \frac{23}{1} = 23 \text{ g} \quad \text{---} \text{ mEq} = 23 \text{ mg}^*$

Cálcio - Ca^{++} — $\text{Eq} = \frac{A}{v} = \frac{40}{2} = 20 \text{ g} \quad \text{---} \text{ mEq} = 20 \text{ mg}$

Já o equivalente-grama de uma substância composta é a razão entre a molécula-grama (M) e a valência (v) total do 1º elemento da fórmula.

$$\text{Eq} = \frac{M}{v} \longrightarrow \text{substância composta}$$

Exemplos:

Ácido sulfúrico - $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Eq} = \frac{M}{v} = \frac{98}{2 \times 1} = 49 \text{ g}$

Fosfato de cálcio - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Eq} = \frac{M}{v} = \frac{310}{3 \times 2} = 51,6 \text{ g}$

Diante do exposto, podemos determinar quantos mEq de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) existem em 10ml de NaHCO_3 a 8,4%. Veja como:

- I. $\text{Eq} = \frac{M}{v} = \frac{84}{1} = 84 \text{ g} \rightarrow \text{mEq} = 84 \text{ mg}$
- II. 10 ml a 8,4% (ou 0,084) contêm 0,84 g ou 840 mg.
- III. $84 \text{ mg} \rightarrow 1 \text{ mEq}$
 $840 \text{ mg} \rightarrow x \text{ mEq}$ } $x = 10 \text{ mEq}$, ou seja, cada 1 ml = 1 mEq de NaHCO_3

Podemos argüir: qual o significado prático dos equivalentes-grama?

- Os Eq reagem entre si na proporção de 1:1;
- Os Eq se substituem (ou se deslocam) mutuamente.

Diluição das soluções

Diluir uma solução consiste em **diminuir a quantidade de soluto** que ela contém, o que se consegue facilmente através da adição de solvente⁴. Assim, uma solução que tem m_1 gramas de soluto dissolvidos em V_1 litros, tem concentração

$$C_1 = \frac{m_1}{V_1} \quad \text{ou} \quad \boxed{m_1 = C_1 V_1} \quad (I)$$

Adicionando-se solvente até que o volume seja V_2 , teremos que a concentração agora será C_2 , menor que C_1 , mas a massa do soluto permanece a mesma. $C_2 = \frac{m_1}{V_2}$ ou

$$\boxed{m_1 = C_2 V_2} \quad (II)$$

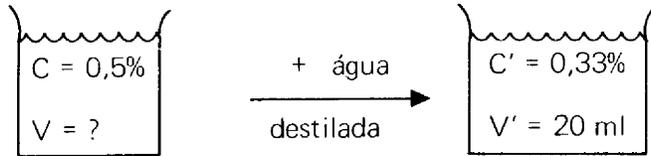
Comparando-se (I) (II)

$$\boxed{C_1 V_1 = C_2 V_2}$$

Ilustração: Que volume de bupivacaína a 0,5% deve ser adicionado em água destilada para que dispnhamos de 20 ml desse anestésico a 0,33%?

* Para todos os cálculos considere a densidade de água = 1 g.m³

*Miliequivalente = equivalente/1000



$$CV = C'V' \therefore 0,5 \times v = 0,33 \times 20 \therefore v = 13\text{ml}$$

Conclusão: Devemos adicionar 7 ml de água destilada a 13 ml de bupivacaína 0,5% a fim de se obter 20 ml a 0,33% (equivalente a 66 mg de bupivacaína).

Pressão de vapor das soluções

Você já reparou que um frasco de enflurano aberto seca ao fim de algum tempo, devido à evaporação do líquido? Isso acontece não só com o enflurano, mas com qualquer líquido volátil. Por que, então, o enflurano num vidro tampado não evapora continuamente até secar? É que, nesse caso, à medida que o líquido evapora, o vapor formado pressiona as paredes do recipiente que o contém e, portanto, exerce pressão também sobre a superfície livre do líquido.

É lógico concluirmos que, quanto maior a quantidade de vapor formado, maior será a pressão que ela exerce sobre o líquido e tanto mais difícil a continuidade da vaporização. Haverá um instante em que a vaporização “se interrompe”, isto é, estabelecer-se-á um equilíbrio entre o número de moléculas que passam para a fase gasosa e as que retornam à fase líquida. Isto ocorre porque, à temperatura constante, à proporção que aumenta a pressão sobre o vapor, ele tende a liquefazer-se. Assim, o aumento da tensão de vapor provoca sua liquefação.

Quando se estabelece esse equilíbrio, o recipiente estará saturado pelos vapores do líquido, e a pressão por eles exercida é a **pressão máxima de vapor do líquido** (PMV)¹. Particularmente, para o enflurano a PMV, a 25°C, é de 217,7 mm Hg. Quanto maior a temperatura do líquido, maior número de moléculas escapará da superfície para a fase de vapor. O acréscimo na temperatura aumenta a energia cinética das moléculas, fazendo-as vencer a tensão superficial. A energia necessária para vaporizar uma determinada massa de líquido é, normalmente, absorvida do próprio líquido e denomina-se calor latente de vaporização.

A PMV e o ponto de ebulição (PE) do líquido variam inversamente, o que determina a segurança do agente anestésico, pois uma baixa PMV e um elevado PE fornecem grande margem de segurança

na prática anestésica. Dentre os anestésicos voláteis, o éter dietílico é o que apresenta a maior PMV, enquanto o metoxiflurano a menor, sendo este, portanto, o que oferece a maior segurança anestésica⁸.

A tabela abaixo evidencia que a concentração necessária durante a infusão anestésica é, obviamente, muito menor que a concentração de saturação (CS). Para se evitar uma sobredose anestésica é necessário o auxílio dos vaporizadores que diluem o vapor anestésico quando este sai da câmara, a fim de obter-se a concentração desejada.

	PMV (mmHg)	PE(°C)	CS%	Indução %
Metoxiflurano	23	105	3	3
Enflurano	174	57	24	3 a 7
Halotano	243	50	32	1 a 4
Éter sulfúrico	442	35	58	10 a 40

Observem que, quanto maior o PE, menor a pressão de vapor, menor a concentração de saturação e menor a concentração indutiva.

GASES

Fundamentos

Um material no estado gasoso pode ser um gás ou um *vapor*.

Ilustremos a diferença colocando num recipiente um pouco de água líquida que será aquecida. Ao atingir 100°C, a água começa a passar abruptamente da fase líquida para a gasosa, até que seja atingida a temperatura de 400°C. Neste ponto passamos a proceder de dois modos diferentes³:

– Comprime-se a água no estado gasoso a 400°C. Observamos que ela não se liquefaz, por maior que seja a pressão imposta.

– Comprime-se a água no estado gasoso a 400°C, baixando-se lentamente a temperatura. Verificamos então que, quando a temperatura atinge 374°C, ela se liquefaz.

Conclui-se, assim, que a água no estado gasoso acima de 374°C não se liquefaz por compressão isotérmica.

Portanto, convencionou-se chamar a temperatura de 374°C de **temperatura crítica** da água.

Podemos afirmar que a água acima de 374°C é um gás e abaixo de 374°C classifica-se como vapor. Ressalte-se que cada substância possui a sua temperatura crítica.

Resumindo:

Vapor	Gás
Material gasoso abaixo de sua temperatura crítica	Material gasoso acima de sua temperatura crítica

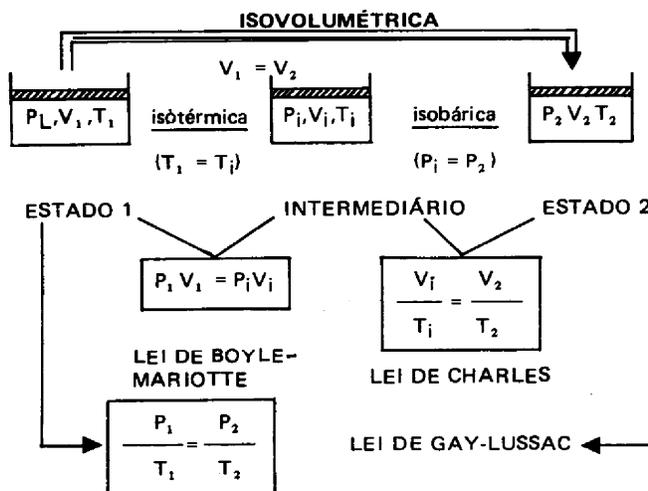
O estado físico de uma substância está condicionado às variáveis: temperatura e pressão. Você precisa saber diferenciar, dentre as infinitas condições, as três situações abaixo:

	Condições normais	Condições ambientais	Condições vitais
Pressão	1 atm ou 760 mmHg 101,08 kPa	≅ 1 atm	pressão arterial
Temperatura	0°C	≅ 20°C	≅ 37 °C

Não confunda Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) com Condições Ambientais e Condições Vitais.

Transformações gasosas

Consideremos uma determinada massa gasosa sofrendo as seguintes transformações³:



Para; qualquer transformação gasosa, vale a relação:

$\frac{\text{pressão} \times \text{volume}}{\text{temperature}}$ que e constante

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{constante} \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Equação} \\ \text{geral dos} \\ \text{gases} \end{array} \right.$$

Lei de Boyle-Mariotte

“Durante uma transformação isotérmica de um gás, a pressão e o volume variam inversamente.”

Isto é:

$$PV = P'V'$$

O fenômeno da respiração ilustra sobremaneira a Lei de Boyle-Mariotte, pois envolvendo movimentos diafragmáticos, expansão e contração da caixa torácica, faz a pressão intrapulmonar variar inversamente com o volume do continente bronco-alveolar, conseqüente ao gradiente gerado pela pressão atmosférica.

Lei de Charles

“Durante uma transformação isobárica de um gás, o volume e a temperatura variam diretamente.”

Isto e: $\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$

A Lei de Charles exemplifica bem o fenômeno que ocorre com o gás exalado dos pulmões, a 37°C, que sofre uma contração volumétrica quando se difunde para dentro do reservatório do sistema, o qual está à temperatura ambiente (20°C)⁷.

Lei de Gay-Lussac

“Durante uma transformação isovolumétrica de um gás, a pressão e a temperatura variam diretamente.”

Isto é: $\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'}$

Quando mobilizamos cilindros contendo os gases usados em anestesia para ambientes de

diferentes temperaturas, estes variam proporcionalmente suas pressões internas, exigindo um dispositivo de segurança que são acionados quando essas pressões se aproximam de valores perigosos. Tal fenômeno pode ser explicado pela Lei de Gay-Lussac.

Equação de estado:

Considere n moles de moléculas de um gás a ocupar o volume V, quando a temperatura é T e exercendo uma pressão P. Clapeyron relacionou as citadas grandezas e chegou a seguinte equação:

$$PV = nRT$$

Equação de Clapeyron,

onde:

- R se chama *constante universal dos gases*, e tem valor 0,082 atm. l/k. mol.

- O número de moles (n) é dado pela razão massa/mol*. Admita, agora, 1 mol de um gás nas CNTP:

$$P = 1 \text{ atm}; T = 0^\circ\text{C ou } 273 \text{ K}^{**}; n = 1 \text{ mol}; R = 0,082; V = ?$$

$$PV = nRT \therefore V = \frac{nRT}{P} \therefore v = \frac{1 \times 0,082 \times 273}{1}$$

$$\dots V = 22,4 \text{ litros}$$

Podemos concluir que "1 mol de *qualquer* gás nas CNTP (e somente nessas condições) ocupa um volume de 22,4 litros".

Ilustração: Determine quantos litros de óxido nitroso (N₂O - mol = 44 g) existem em um cilindro contendo 20 kg desse gás, submetidos a 5 atm de pressão a temperatura ambiente (T = 20°C).

Dados:

$v = ?$ $p = 5 \text{ atm}$ $T = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$ $N_2O \begin{matrix} \text{mol} = 44 \text{ g.} \\ \text{m} = 20.000 \text{ g} \end{matrix}$	}	$PV = nRT \dots PV = \frac{m}{\text{mol}} \cdot R \cdot T.$ Substituindo-se os devidos valores encontraremos $V = 2.183 \text{ litros}$
--	---	---

Lei de Dalton

A pressão exercida por uma mistura de gases (N₂O e O₂, p. ex.) é igual à soma das pressões

* Mol é o mesmo que molécula-grama ou massa molecular expressa em gramas

** No estudo dos gases, utilizamos sempre a escala absoluta ou Kelvin. Equação de Conversão; T(K) = T(°C) + 273

parciais de todos os componentes da mistura. " No exemplo citado:

$$P_{MISTURA} = P_{N_2O} + P_{O_2}$$

A Lei de Dalton nos oferece condições de calcularmos a pressão de cada gás que compõe o ar atmosférico e que, conseqüentemente, será inalado a cada inspiração.

Lembre-se que a pressão parcial de cada gás também pode ser calculada pela Equação de Clapeyron: PV = nRT.

Lei de Amagat

"O volume ocupado pela mistura de gases (N₂O e O₂) é igual a soma dos volumes parciais de todos os componentes da mistura". O exemplo anterior refere-se a "pressão", e este a *volume*:

$$V_{MISTURA} = V_{N_2O} + V_{O_2}$$

Lei de Graham

"A velocidade de difusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua densidade M/V: $V \propto 1/\sqrt{M/V}$ ".

Podemos calcular a relação entre as velocidades de difusão do oxigênio (O₂) e do óxido nitroso (N₂O) da seguinte forma:

$$\frac{V_{O_2}}{V_{N_2O}} = \frac{\sqrt{M_{N_2O}}}{\sqrt{M_{O_2}}}$$

Dados:

$$\left. \begin{matrix} M_{N_2O} = 44 \\ M_{O_2} = 32 \end{matrix} \right\} \frac{V_{O_2}}{V_{N_2O}} = \frac{44}{32} \therefore \frac{V_{O_2}}{V_{N_2O}} = \frac{6,63}{5,65}$$

$$V_{O_2} = 1,18 \times V_{N_2O} \quad (I)$$

Conclui-se que o O₂ se difunde mais rapidamente que o N₂O, haja vista que aquele gás é mais leve que o óxido nitroso.

Um fato interessante:

- Sempre que for aberto o fluxômetro de um cilindro contendo volumes iguais de O₂ e N₂O numa vazão de 4 l.min⁻¹, observar que o oxigênio vazará na proporção de 2,16 l.min⁻¹, enquanto o óxido nitroso o fará a 1,84 l.min⁻¹. Ou seja, a mistura fornecida não é formada por 50% de O₂ e 50% de N₂O como se poderia pensar, mas por 54% de oxigênio e 46% de óxido nitroso.

Explicação:

MISTURA = 4/Min = V O₂ + V N₂O ∴ V N₂O = 4 - V O₂ (II). É sabido que: V O₂ = 1,18 x V N₂O (I). Substituindo-se (II) em (I), vem: V O₂ = 1,18 x (4 - V O₂). Efetuando-se os cálculos teremos:

$$V O_2 = 2,16 \text{ l/min e } V N_2O = 1,84 \text{ l/min}$$

As porcentagens:

4 l - 100%
2,16 l - % O

% O ₂ = 54%	→	% N ₂ O = 46%
------------------------	---	--------------------------

Equilíbrio iônico

Água

Quando misturamos quantidade suficiente de HCl e NaOH a solução resultante não é ácida nem básica. Os íons H⁺ e OH⁻ se neutralizam e formam H₂O. As reações entre ácidos e bases constituem exemplos de equilíbrio químico: a própria água formada dissocia-se em seus íons formadores, ilustrando uma reação reversível: H₂O ⇌ H⁺ + OH⁻. Pelo fato de a água originar H⁺ e OH⁻, ela é um **anfótero**. Além disso, apresenta uma baixíssima, condutividade elétrica. De cada 555 milhões de moléculas, apenas uma formará H⁺ e OH⁻.

Ao produto das concentrações ([H⁺] e [OH⁻]) de íons H⁺ e OH⁻ chamamos de **produto iônico da água** (K_w).

$K_w = [H^+] \times [OH^-]$ A 25°C, o Produto iônico da água (K_w) é constante e vale 10⁻¹⁴ ions - g.l⁻¹

$$K_w = [H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$$

Sendo a água uma substância neutra, [H⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷, porque se K_w = 10⁻¹⁴ -> [H⁺] = 10⁻⁷ e [OH⁻] = 10⁻⁷.

Por esta razão a água é tida como **padrão de neutralidade**.

Soluções	[H ⁺]	[OH ⁻]
Ácida	> 10 ⁻⁷	< 10 ⁻⁷
Neutra	= 10 ⁻⁷	= 10 ⁻⁷
Básica	< 10 ⁻⁷	> 10 ⁻⁷

pHe pOH

Na prática, as [H⁺] e [OH⁻] são expressas por números muito pequenos. Sorensen propôs, em 1909, a escala de pH, visando à simplificação dos cálculos. Criou o operador p, que significa: log.

$$pX = -\log X \text{ ou } pX = \log \frac{1}{X}$$

À semelhança do exposto, temos:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \text{ pOH} = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

pH = logaritmo do inverso da concentração de íons H⁺.

pOH = logaritmo do inverso da concentração de íons OH⁻.

Vimos que, a 25°C, [H⁺] . [OH⁻] = 10⁻¹⁴.

Aplicando-se logaritmos a essa expressão:

$$\log [H^+] . [OH^-] = \log 10^{-14}$$

$$\log [H^+] + \log [OH^-] = -14 \cdot \log 10 \quad (-1)$$

$$= 1$$

$$(-\log [H^+]) + (-\log [OH^-]) = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

Em qualquer solução, a 25°C, pH + pOH = 14.

Para facilitar os cálculos, vamos supor que a referida relação é válida também para o homem em sua temperatura normal (T = 36,5°C). Por exemplo, se o sangue tem pH = 7,384, imediatamente poderemos calcular os valores de pOH, [H⁺] e [OH⁻].

pOH: como pH + pOH = 14 -> pOH = 14 - 7,384 -> pOH = 6,616

[H⁺]: como pH = -log [H⁺] -> [H⁺] = 10^{-pH} -> [H⁺] = 10^{-7,384}

[OH⁻]: como pOH = -log [OH⁻] -> [OH⁻] = 10^{-pOH} -> [OH⁻] = 10^{-6,616}

Note que:

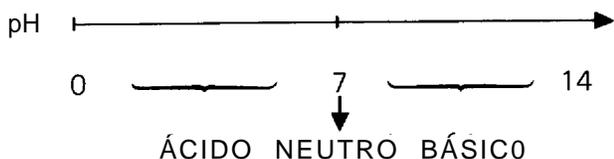
pH = 7 -> [H⁺] = [OH⁻] -> meio NEUTRO

pH < 7 -> [H⁺] > [OH⁻] -> meio ÁCIDO

pH > 7 -> [H⁺] < [OH⁻] -> meio BÁSICO ou ALCALINO

Logo: quanto maior o pH, menor a acidez

ACIDEZ DIMINUI; ALCALINIDADE AUMENTA



Solução-tampão

A força de um ácido ou de uma base é proporcional, respectivamente, às concentrações de H⁺ e OH⁻. Como trabalhamos com números muito pequenos para essas concentrações, os ácidos e as bases aqui apresentados são muito fracos.

Um sistema químico que minimiza alterações de [H⁺] e [OH⁻] "absorvendo" ácido ou base é denominado *sistema tampão*. Misturas de ácido fraco e seu sal, ou base fraca e seu sal não sofrem variações acentuadas no pH, mesmo quando adicionamos quantidades apreciáveis de ácido ou bases fortes².

As soluções-tampão são extremamente importantes para a nossa vida. Todos os processos biológicos necessitam de um pH aproximadamente constante, como, por exemplo, no transporte de O₂ dos pulmões as células pelo sangue, onde é fundamental que o pH seja mantido em torno de 7,4⁵.

Suponha a ionização de um ácido fraco. Ácido carbônico, por exemplo:



A constante de ionização deste ácido (K_a) será:

$$K_a = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

Evidenciando-se o valor de H⁺ teremos:

$$[H^+] = K_a \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

Aplicando-se o operador p, isto é, - log, fica:

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

$$\text{Como: } -\log \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]} = +\log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

resulta:

$pK = pK_a + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$	sal de ácido fraco ácido fraco
--	-----------------------------------

Assim, deduzimos a equação de Henderson-Hasselbach:

$pH = pK_a + \log \frac{[SAL]}{[ÁCIDO]}$
--

Vejamos a seguir como funciona o sistema-tampão:

No sangue, são conhecidas as seguintes concentrações:

$$[HCO_3^-] = 24 \text{ mEq.l}^{-1} \quad [H_2CO_3] = 1,2 \text{ mEq.l}^{-1}$$

$$pK_a = 6,1.$$

Calcule o valor do pH do sangue:

$$pH = pK_a + \log \frac{[sal]}{[ácido]}$$

$$pH = 6,1 + \log \frac{24}{1,2} = 6,1 + \log 20$$

Como log 20 = 1,3, então ∴ pH = 7,40

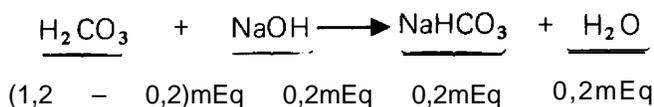
Adicionando-se 0,2 mEq.l⁻¹ de NaOH ao sangue de pH = 7,4, seria suficiente para elevar o pH e desencadear uma situação de alcalose grave. Mas, como o sistema é formado por um ácido fraco (H₂CO₃) e um sal deste ácido (NaHCO₃), temos um sistema-tampão que impedirá grandes variações do pH. Como?

No sangue, os 0,2 mEq de NaOH reagirão com 0,2 mEq de H₂CO₃, formando 0,2 mEq de bicarbonato de sódio (NaHCO₃). Isto porque:

- I. ácido + base → sal + água;
- II. As substâncias reagentes se combinam na proporção de 1 mEq para produzir 1 mEq de cada substância produto;
- III. [H₂CO₃] = 1,2 mEq.l⁻¹

IV. $pK_a = 6,1$ V. $[NaHCO_3] = 24 \text{ mEq.l}^{-1}$

Assim:

Ácido: $[H_2CO_3] = 1,2 - 0,2 = 1 \text{ mEq.l}^{-1}$ Sal: $[NaHCO_3] = 24 + 0,2 = 24,2 \text{ mEq.l}^{-1}$

Calculando-se o novo pH, teremos:

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{24,2}{1} \text{ como } \log 24,2 = 1,383$$

Então:

$$\text{pH} = 6,1 + 1,383 \therefore \boxed{\text{pH} = 7,483}$$

Comparando-se os pH (7,4 e 7,483), observa-se que o sistema-tampão manteve o pH praticamente constante.

Sinopse das funções orgânicas

A quase totalidade dos anestésicos habitualmente usados são compostos orgânicos, o que nos estimula a fornecer a relação das principais funções orgânicas de interesse para o nosso estudo.

Grupo funcional	Função química
R-H	Hidrocarboneto
R-OH	Álcool
Ar - OH	Fenol; Ar - Anel benzênico
$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{H}$	Aldeído
$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} \text{H}$	Ácido orgânico
$\text{R}_1 - \text{O} - \text{R}_2$	Éter

$\text{R}_1 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \text{R}_2$	Éster
$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} \text{Me}$	Sal orgânico; Me é um metal
R-X	Derivado halogenado (F, Cl, Br, I)
R-NH ₂	Amina primária
R ₁ -NH-R ₂	Amina secundária
$\text{R}_1 - \underset{\text{R}_3}{\text{N}} - \text{R}_2$	Amina terciária
$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{N} \text{H}_2$	Amida
R-C≡N	Nitrila

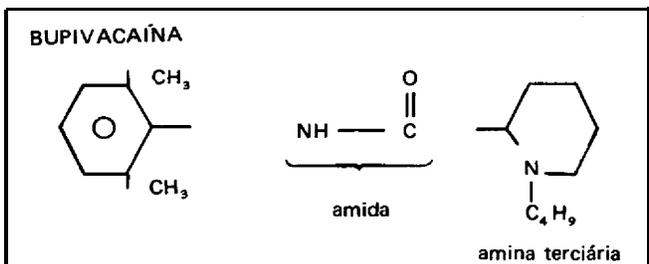
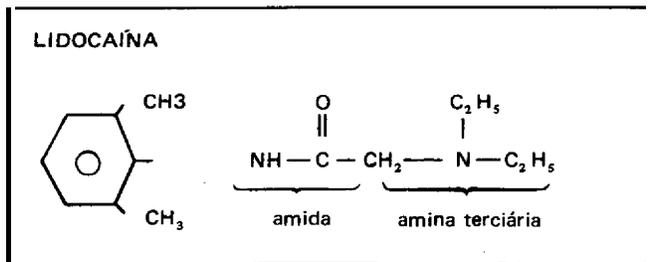
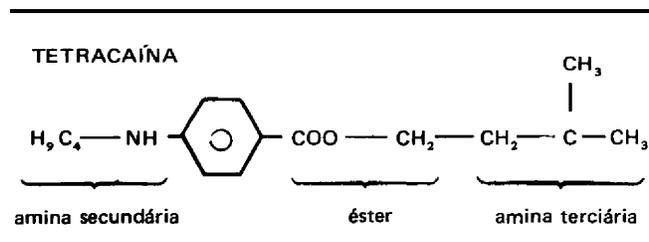
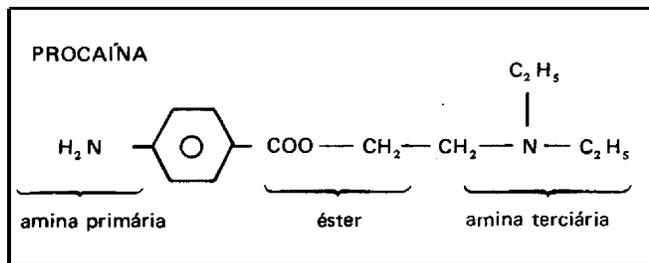
Química dos anestésicos locais

Os anestésicos locais pertencem fundamentalmente a função amina combinada com as funções ésteres ou amidas. Os mais conhecidos representantes destas funções são a procaína (éster - amina), tetracaína (éster - amina), lidocaína (amida - amina) e bupivacaína (amida - amina).

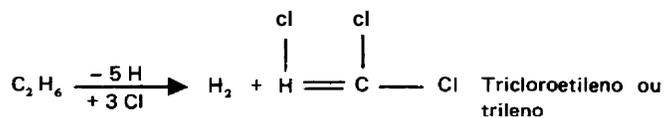
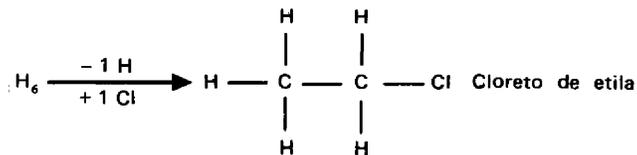
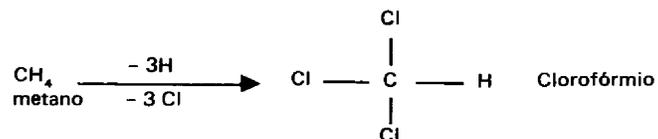
Uma limitada penetração nos tecidos pela procaína levou à sua substituição por anestésicos do tipo amida. A tetracaína tem ainda seu uso na raquianestesia. As amidas (lidocaína e bupivacaína) são muito estáveis, sendo possível sua reesteritização em autoclave⁸. As suas reações tóxicas são menos frequentes do que as dos ésteres.

A solubilidade em água e nas gorduras é importante para a veiculação da droga até as fibras nervosas. O caráter básico das aminas oferece-lhe pronta reação com os ácidos, originando água e sais que são ainda mais solúveis. As soluções comerciais são usualmente de **cloridrato** (sal). Os anestésicos locais se tornam ineficazes em meio fortemente ácido, o que justifica a sua impotência nos tecidos inflamados, onde o pH gira em torno de 5.

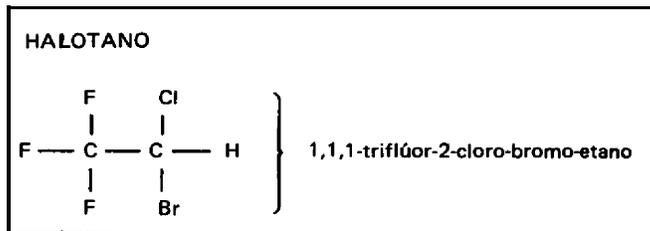
A seguir mostraremos as formulas estruturais de alguns anestésicos locais e as funções químicas a que pertencem.



Halogenados-clorados: O cloro confere propriedades anestésicas aos hidrocarbonetos mono ou polissubstituídos. Os principais anestésicos clorados derivam-se do metano (CH₄) e do etano (C₂H₆) pela substituição de seus hidrogênios por igual número de átomos de cloro.



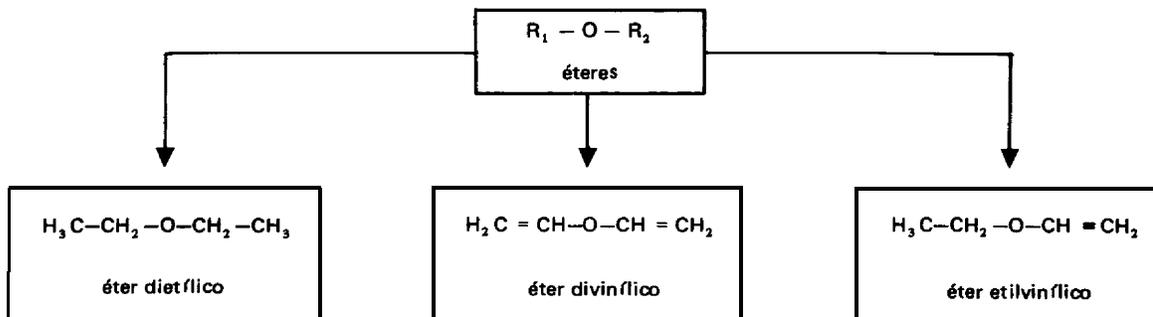
Halogenados-fluorados: O flúor pode substituir hidrogênios dos hidrocarbonetos, originando compostos fluorados estáveis, alguns com propriedades anestésicas. Para este fim, é necessária a presença de pelo menos um hidrogênio na molécula, porque os hidrocarbonetos totalmente halogenados carecem de potência anestésica². Merecem maior atenção:



Grupo do éter

Os éteres, teoricamente derivados da água (H-O-H) pela substituição de seus hidrogênios por radicais orgânicos (R₁-O-R₂), são óxidos orgânicos com poder anestésico.

Dentre eles, daremos destaque aos seguintes:



- sistemas-tampões
 - química dos anestésicos locais e inalatórios
 - pH sanguíneo
 - sistema de tapones
 - química de los anestésicos locales.
- Unitermos: ANESTÉSICOS: gases, leis; QUÍMICA

REFERÊNCIAS

1. Barros R, Nabuco J R – Físico — Química, 4ª ed. Rio de Janeiro: Ed. Ao Livro Técnico, 1984.
2. Collins, Vicente J – Principles of Anesthesiology, 2ª ed, Philadelphia, Pennsylvania, U.S.A., by Lea & Fabiger, 1976.
3. Mateus E, Sardella A – Curso de Química, 2ª ed. São Paulo Ed. Ática, 1985.
4. Feltre R – Físico-Química, 2ª ed. Volume 2, São Paulo, Ed. Moderna, 1984.
5. Médica, Residência em Curso – Manual Ilustração de Anestesiologia Local, Ed. de Publicações Médicas Ltda, Rio de Janeiro, 1985.
6. White A, Handler P and Smith E – Principles of Biochemistry, 5th New York, MacGraw Hill Book, Co., 1973.
7. Cagnolati C A – Física para o Anestesiologista. Rev Bras Anest, 1980; 30: 363-371.
8. Bento Gonçalves – Vapores e Vaporização. Rev Bras Anest, 1978; 1: 97-109.
9. Gauthier-Lafaye P J, Imbelloni L E, Oteni J C – Vaporizadores. Rev Bras Anest, 1983; 33: 379-385.