



UNICEPLAC

Bioquímica

Fundamentos da Bioquímica
Água

Prof^a. Ana Elisa Matias

✓ A água é a substância mais abundante na superfície da Terra;



✓ Trata-se de um recurso fundamental para sobrevivência da humanidade e dos seres vivos.



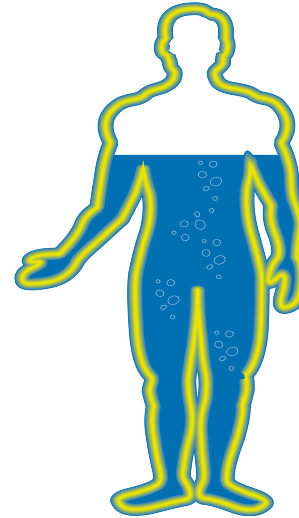
IMPORTÂNCIA DA ÁGUA



- ✓ Seres Vivos
- Biodiversidade
- Ciclos naturais



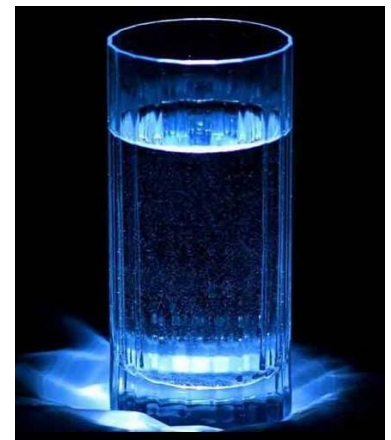
- ✓ Homem
- Biológica
- Econômica
- Social
- Cultural



Aproximadamente
70% do corpo
humano e das
células é composto
de água



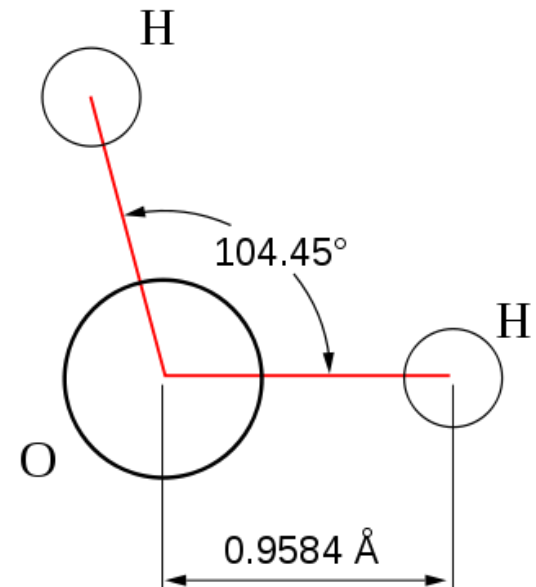
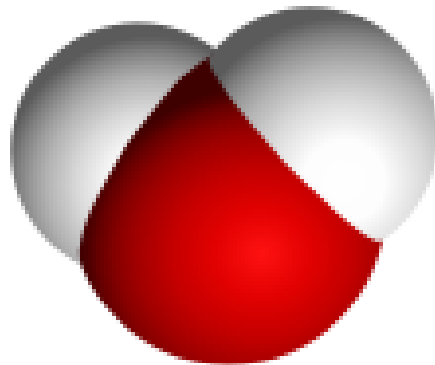
- ✓ Substância mais abundante nos sistemas vivos;
- ✓ Ambiente das primeiras formas de vida;
- ✓ O meio para a maioria das reações bioquímicas é a água;
- ✓ Solvente das substâncias necessárias ao organismo;
- ✓ Formas e funções das moléculas biológicas;
- ✓ Participa das reações que dão suporte a vida;





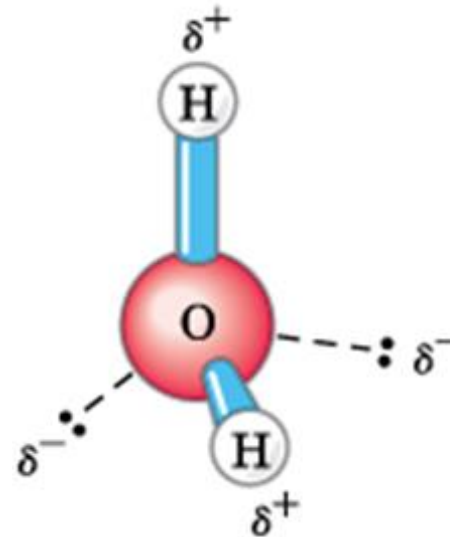
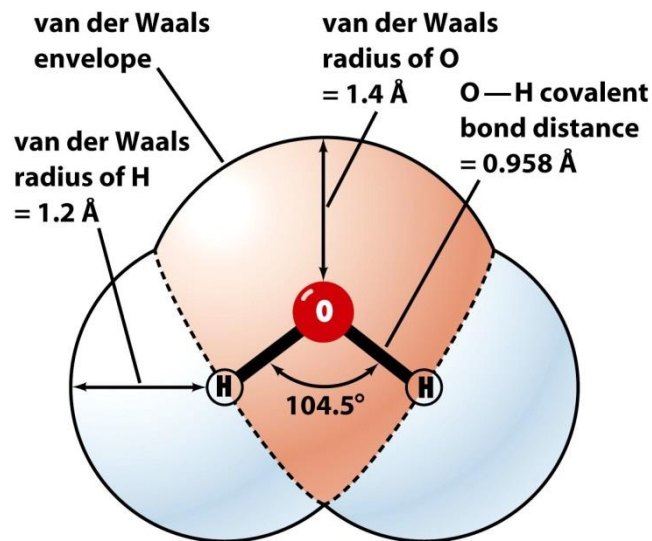
- ✓ Permeia todas as porções de todas as células;
- ✓ Importância em seres vivos: transporte de nutrientes e reações metabólicas;
- ✓ Todos os aspectos de estrutura celular e suas funções são adaptadas às propriedades físico-químicas da água;
- ✓ Animais: Intracelular: 55-60% e Extracelular: 40-45%;
- ✓ Taxas de água – varia de acordo com a espécie, idade e ação metabólica.
- ✓ Vias de Eliminação: pele, pulmões, rins e intestino;

- ✓ A água pura não tem cor, odor ou sabor;
- ✓ Água comum tem gases e minerais dissolvidos;
- ✓ Temperatura de fusão (congelada): $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, volume aumenta em 10% e a densidade é diminuída;
- ✓ Temperatura de ebulição (ferve) a: $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ a pressão de 1 atm;

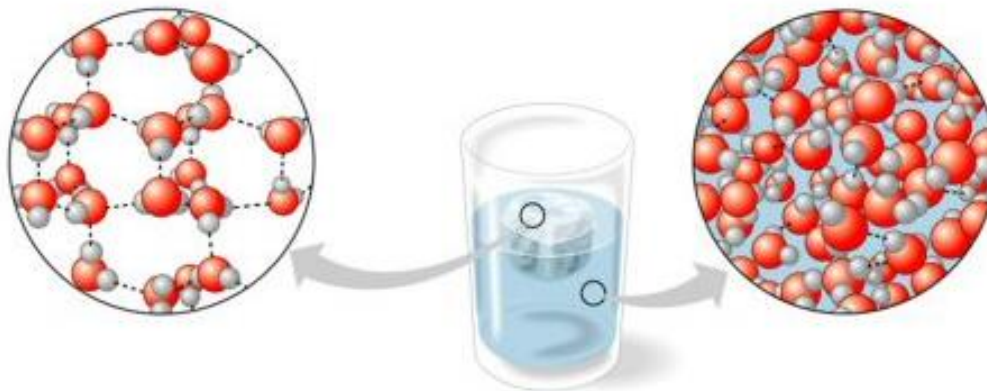


✓ A água é uma molécula polar;

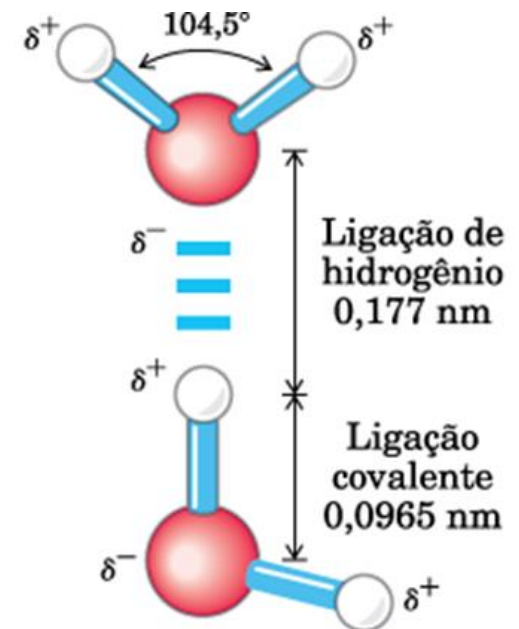
✓ O átomo de oxigênio, com seus elétrons não-compartilhados, carrega uma carga parcial negativa (δ^-) de $-0,66e$, ao passo que os átomos de hidrogênio carregam, cada um, uma carga parcial positiva (δ^+) de $+0,33$, em que e é a carga do elétron;



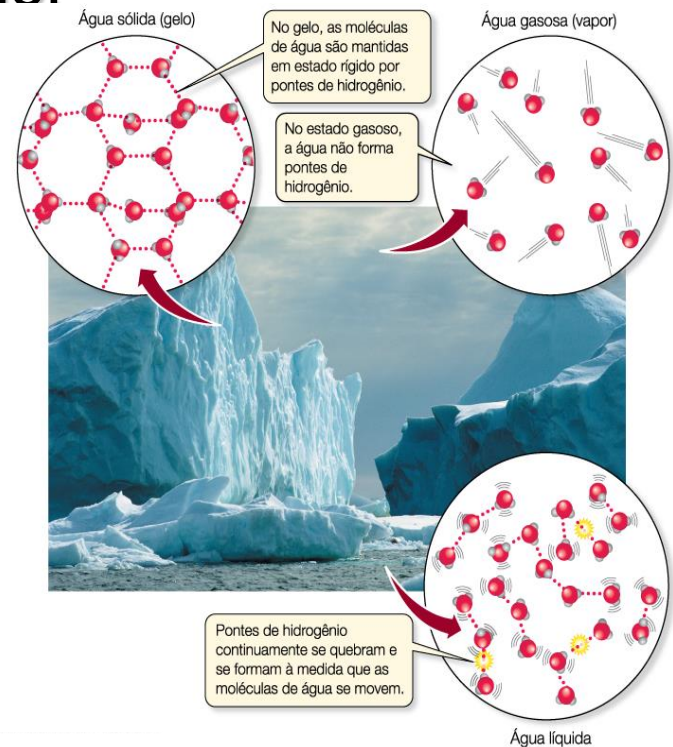
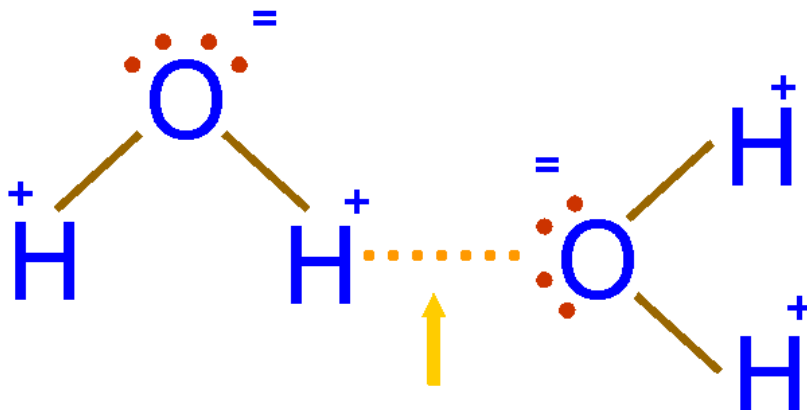
- ✓ As atrações eletrostáticas entre os dipolos de moléculas de água são cruciais para as propriedades da água e para sua função como solvente bioquímico;
- ✓ A associação intermolecular direcional resultante é conhecida como ligação de hidrogênio:



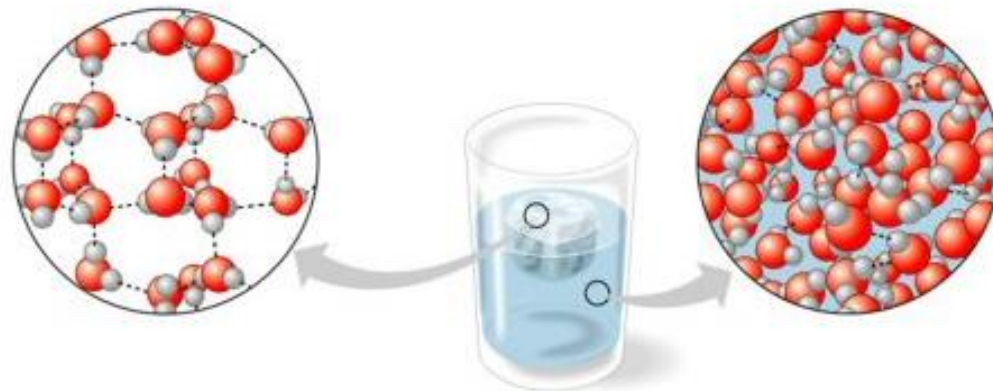
Ligações de hidrogênio entre moléculas de água



- ✓ As ligações de hidrogênio conferem a água suas propriedades incomuns;
- ✓ Atração entre moléculas de água adjacentes;
- ✓ Maior eletronegatividade do oxigênio:
- ✓ Formação de dois dipolos elétricos



- ✓ As interações de hidrogênio são mais fracas que ligações covalentes;
- ✓ Cada molécula de água se une mediante ligações de Hidrogênio a cerca 3 ou 4 moléculas .
- ✓ A fluidez da água se deve a meia-vida curta das ligações: 10^{-9} seg.



Ligações de hidrogênio entre moléculas de água

SOLVENTE UNIVERSAL

✓ A água dissolve vários tipos de substâncias polares e iônicas (hidrofílicas), como vários sais e açúcar, e facilita sua interação química, que ajuda metabolismos complexos.

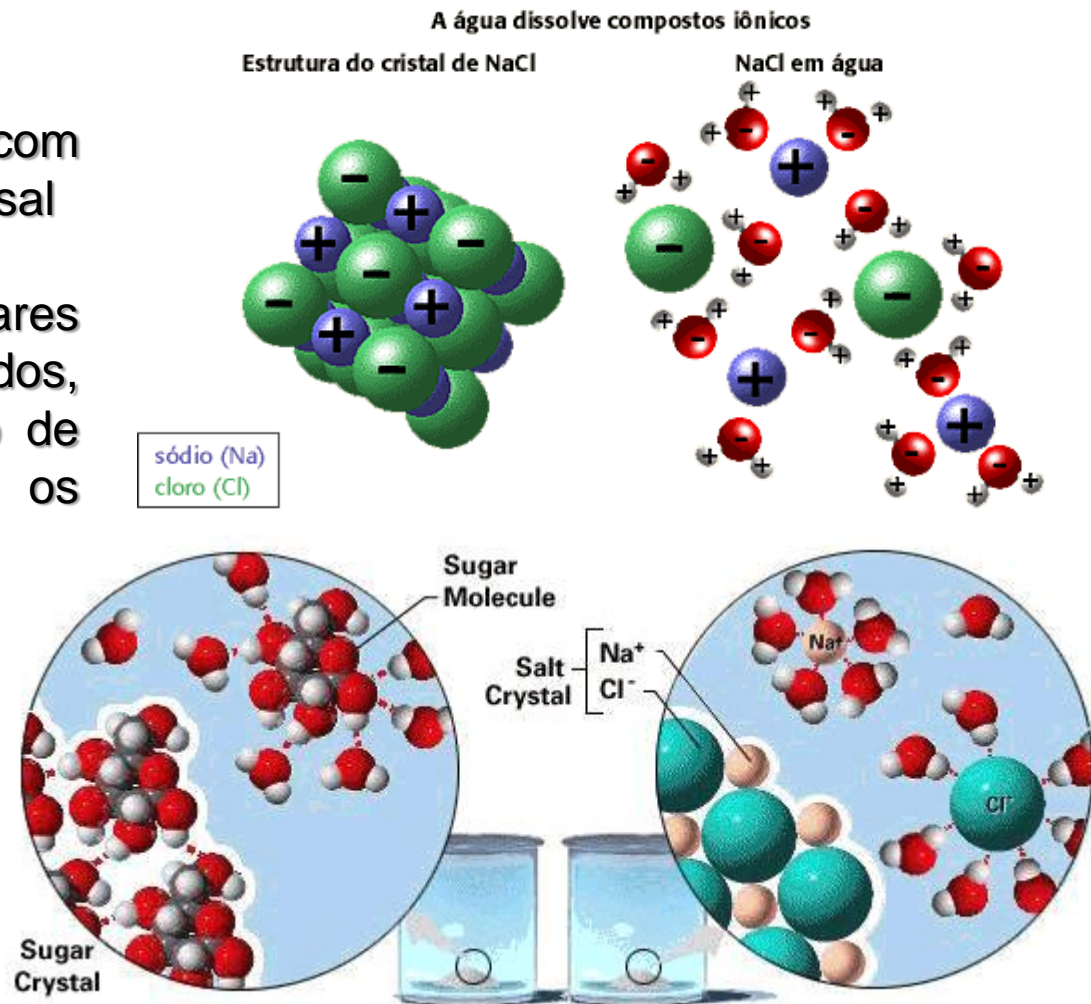


✓ A interação com solutos ocorre porque a água é um líquido polar

✓ A água pode dissolver:

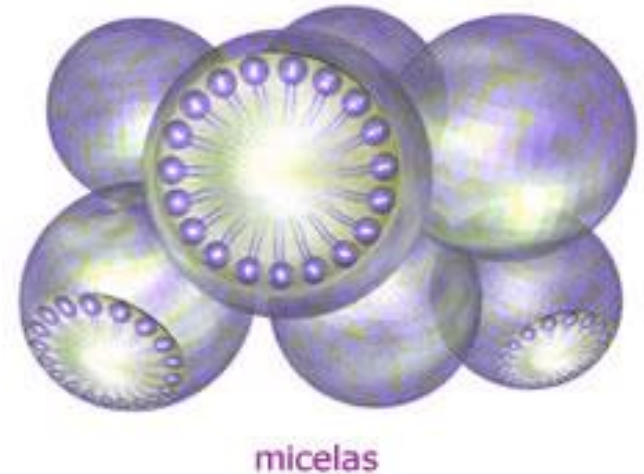
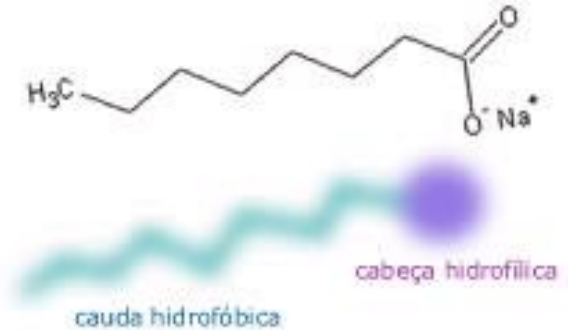
✓ Sais cristalinos: Interatua com íons que unem os átomos do sal

✓ Compostos orgânicos polares (açúcares, álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos) – formação de ligações de hidrogênio com os grupos hidroxila ou carbonila



✓ Substâncias anfipáticas ou anfílicas (fosfolipídeos, proteínas, ácidos nucleicos): apresentam uma parte polar e uma apolar

✓ A água forma micelas, interagindo com a porção hidrofílica e repelindo a porção hidrofóbica



✓ Quando uma substância apolar é adicionada a uma solução aquosa, ela não se dissolve, sendo, em vez disso, excluída pela água. A tendência da água de minimizar seu contato com moléculas hidrofóbicas é chamada efeito hidrofóbico.

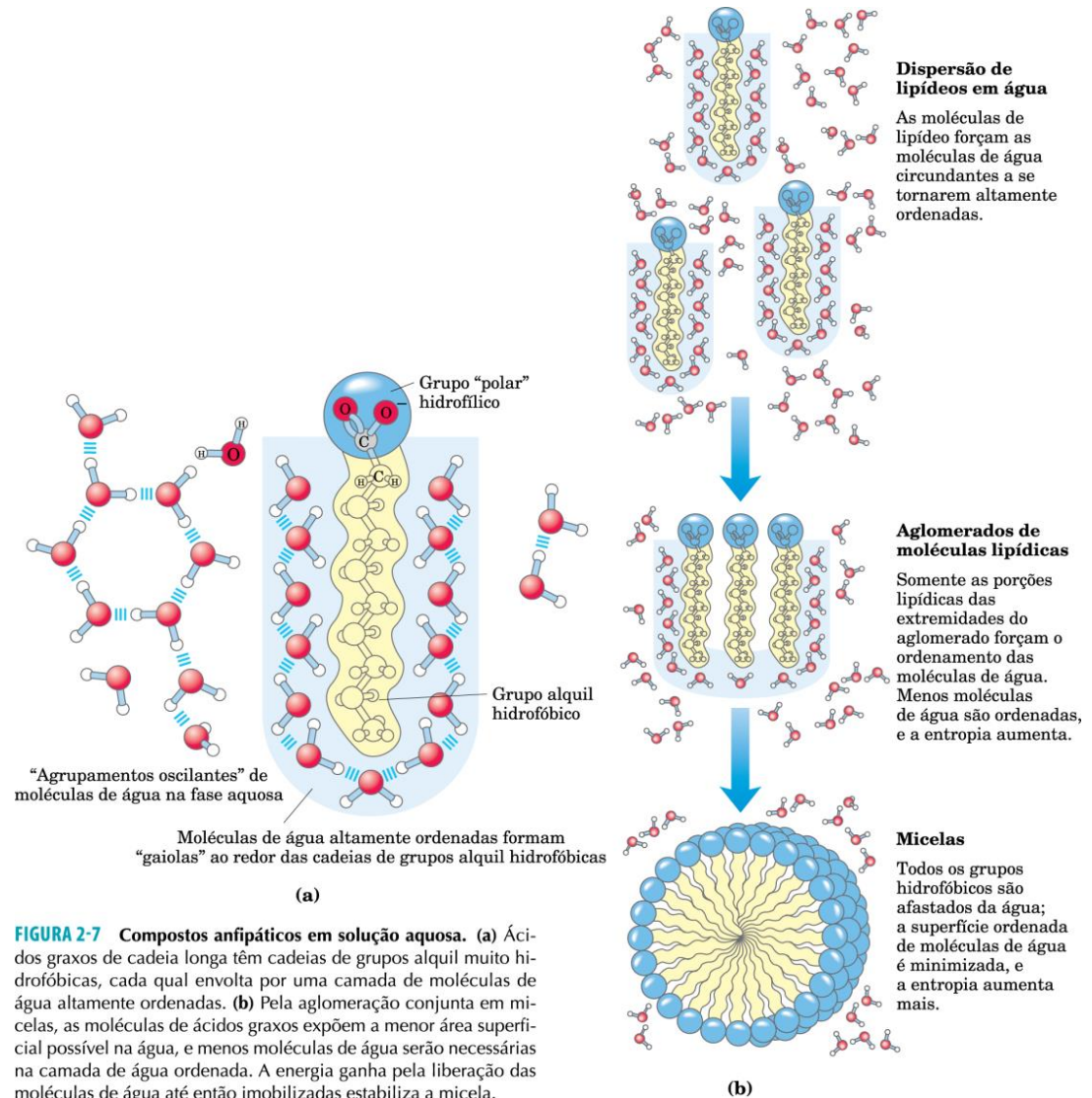


FIGURA 2-7 Compostos anfipáticos em solução aquosa. (a) Ácidos graxos de cadeia longa têm cadeias de grupos alquil muito hidrofóbicas, cada qual envolta por uma camada de moléculas de água altamente ordenadas. (b) Pela aglomeração conjunta em micelas, as moléculas de ácidos graxos expõem a menor área superficial possível na água, e menos moléculas de água serão necessárias na camada de água ordenada. A energia ganha pela liberação das moléculas de água até então imobilizadas estabiliza a micela.

✓ A tensão superficial de um líquido é a quantidade de energia requerida para reduzir ao mínimo sua área superficial

✓ A água líquida tem uma tensão superficial extremamente alta explicada pelas interações de hidrogênio que mantem as moléculas de água fortemente unidas quando comparadas as outras interações intermoleculares



- ✓ Embora muitas das propriedades de solvente da água possam ser explicadas em termos da molécula de água não carregada, o pequeno grau de ionização da água em seus íons (H⁺) e (OH⁻) devem ser considerados;
- ✓ Como reação reversível a ionização da água pode ser descrita por uma constante de equilíbrio;
- ✓ A concentração total de íons de hidrogênio a partir de todas as fontes é experimentalmente mensurável, sendo expressa como o pH das soluções;



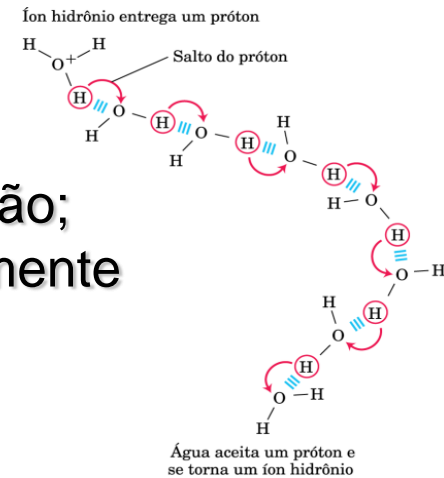
✓ Moléculas de água tem uma leve tendência de sofrer uma ionização reversível, produzindo um íon hidrogênio (um próton) e íon hidróxido:



✓ Entretanto, prótons livres (H^+) não existem em solução;
✓ Os íons hidrogênio formados em água são imediatamente hidratados a íons hidrônio (H_3O^+);



✓ As ligações de hidrogênio entre as moléculas de água fazem com que a hidratação do prótons dissociados seja instantânea;
✓ A ionização da água pode ser medida pela sua condutividade elétrica;
✓ O movimento dos íons hidrônio e hidróxido no campo elétrico é extremamente rápido;



- ✓ O Salto de prótons exerce função nas reações biológicas;
- ✓ Importância de sua quantificação;
- ✓ A posição de equilíbrio de qualquer reação química é sua constante de equilíbrio;



$$K_{eq} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

- ✓ A constante de equilíbrio é fixa e característica para qualquer dada reação química em uma temperatura específica;

✓ A 25 °C uma pequena porção de moléculas da água estão ionizadas.

✓ Em um litro: 55,5 mols de água (concentração molar = 55,5M)



✓ $K_{eq} = 1,8 \times 10^{-6}$

$$1,8 \times 10^{-6} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55,5}$$

✓ $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}^2$

✓ Água neutra: $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$ pH = neutro

- ✓ O grau de ionização da água no equilíbrio é baixo; a 25° C apenas duas entre 10⁹ moléculas na água pura são ionizadas a cada momento;

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

- ✓ Na água pura a concentração de água é 55,5M – grama de H₂O em 1L divididas pela sua massa molecular em grama por mol: (1000g/L)/(18,015g/mol);
- ✓ Assim;

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[55,5M]}$$

- ✓ Ou;

$$(55,5 M)K_{eq} = [H^+][OH^-] = K_w$$

- ✓ Onde K_w é o produto $(55,5 M)K_{eq}$, que é o *produto iônico da água* a 25° C;
- ✓ O valor da K_{eq} , determinado por medidas de condutividade elétrica da água pura é $1,8 \times 10^{-16} M$ a 25° C;
- ✓ Assim;

$$w = [H^+][OH^-] = (55,5 M)(1,8 \times 10^{-16}M) = 1,0 \times 10^{-14}M^2$$

- ✓ Assim, o produto $[H^+][OH^-]$ em uma solução aquosa a $25^\circ C$ é sempre $1,0 \times 10^{-14}M^2$;
- ✓ Quando existem concentrações iguais de H^+ e OH^- como na água pura, diz-se que a solução está em *pH neutro*;
- ✓ Neste pH temos;
 - ✓ $K_w = [H^+][OH^-] = [H^+]^2 = [OH^-]^2$
- ✓ Assim para $[H^+]$ temos;
 - ✓ $[H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,0 \times 10^{-14}M^2}$
 - ✓ $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$
- ✓ Como o produto iônico da água é constante, quando $[H^+]$ é maior do que $1 \times 10^{-7}M$, a concentração de $[OH^-]$ deve ser menor do que $1 \times 10^{-7}M$, e vice versa;

- ✓ Os valores de $[H^+]$ para a maioria das soluções são inconvenientemente pequenos e portanto não são práticos para fins de comparação;
- ✓ Uma comparação mais prática é conhecida como pH;
- ✓ O pH de uma solução é calculado como $-\log_{10} [H^+]$, o logarítmo negativo na base 10 da concentração de íon hidrogênio;

Assim;

$$\text{pH} = - \log [H^+]$$

- ✓ Por exemplo, se a concentração de H^+ é 1×10^{-7} moles/litro, ou 10^{-7} , seu pH é:

$$\text{pH} = -\log_{10} 10^{-7} = -(-7) = 7$$

- ✓ O pH afeta a estrutura e a atividade das biomoléculas;

- ✓ Em uma reação de ionização há sempre um par ácido-base conjugado. Para cada doador de próton (ácido) há sempre um receptor (base).
- ✓ A ionização é alta em ácidos fortes (HCl , H_2SO_4) e baixa em ácidos fracos (acético).
- ✓ Constantes de dissociação (K_a): a força de ionização de um ácido.
- ✓ Conceito de pK : valor de pH no qual 50% do ácido encontra-se dissociado.

IMPORTANTE: Quanto menor o pK , maior é a força de ionização do ácido

✓ O

Íon hidrônio entrega um próton

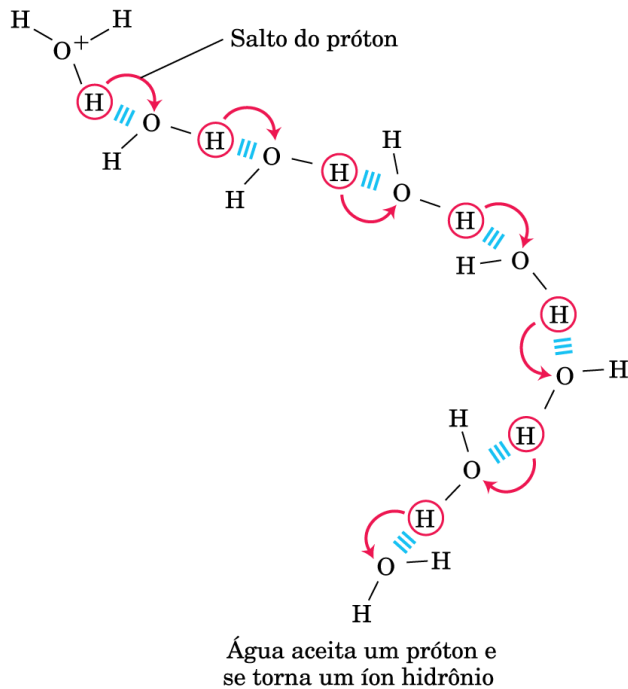


Figura 2.16 Valores de pH de algumas substâncias familiares Um instrumento eletrônico pode ser usado para medir o pH de uma solução.

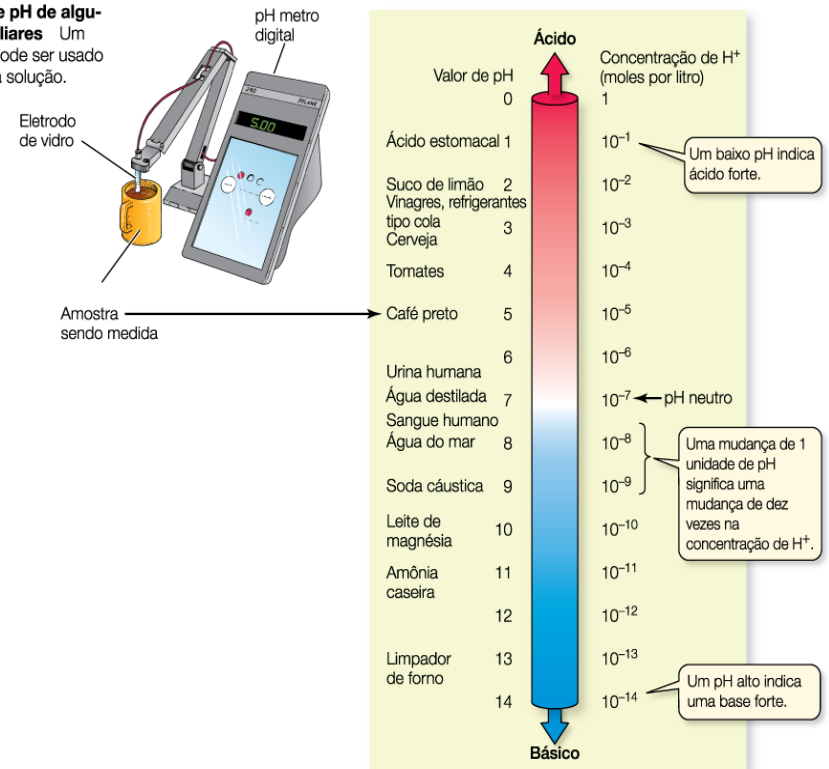


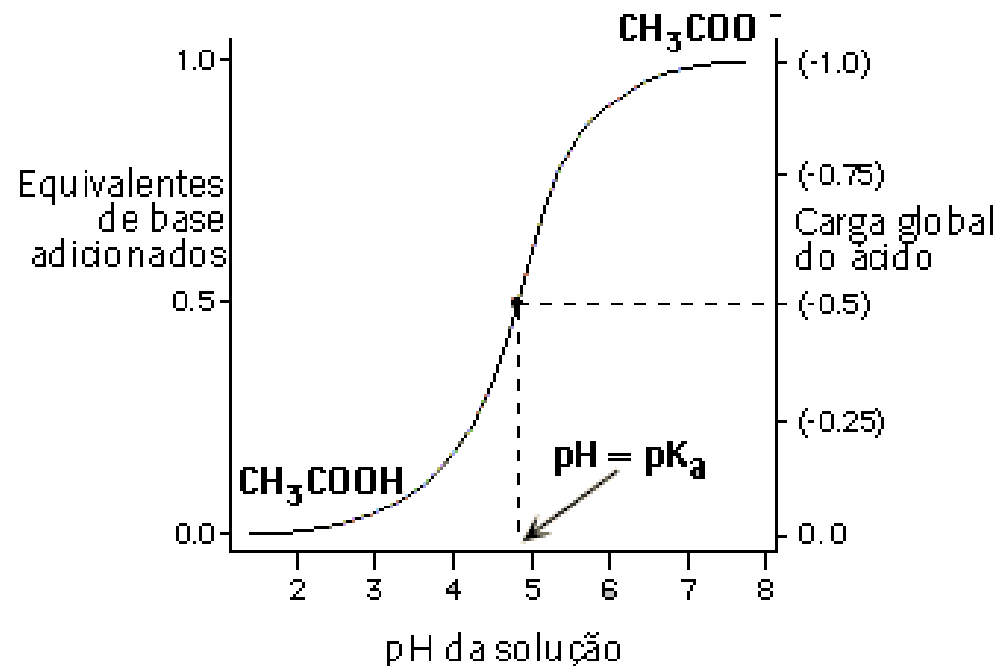
FIGURA 2-13 Salto de prótons. Pequenos “saltos” de prótons entre uma série de moléculas de água ligadas por hidrogênio resultam em um movimento líquido extremamente rápido de um próton em uma longa distância. Como o íon hidrônio (parte de cima, à esquerda) doa um próton, uma molécula de água a uma certa distância (à direita, inferior) adquire um, se tornando um íon hidrônio. O salto de prótons é muito mais rápido do que a difusão verdadeira e explica a mobilidade iônica incrivelmente alta dos íons H⁺ comparados com outros cátions monovalentes como Na⁺ e K⁺.

✓ A titulação é usada para determinar a concentração de um ácido em uma solução.

✓ Volume do ácido é titulado com uma base forte (NaOH) até a neutralização deste ácido.

✓ A concentração do ácido na solução original pode ser calculada a partir do volume e da concentração de NaOH adicionado;

Curva de ionização do ácido acético ($pK_a = 4,8$)



- ✓ Substâncias que em solução aquosa dão a estas soluções a propriedade de resistir a variações do seu pH quando as mesmas são adicionadas em quantidades pequenas de ácidos (H^+) ou base (OH^-).
- ✓ As alterações temporárias de pH no organismo são controladas por um sistema de tampões;
- ✓ Esses sistemas correspondem à combinação de um ácido fraco HA com a base conjugada A^- , ou uma base fraca com o seu ácido conjugado;
- ✓ Esses sistemas podem inativar íons hidrônio e hidroxila;

Sistema Tampão Bicarbonato

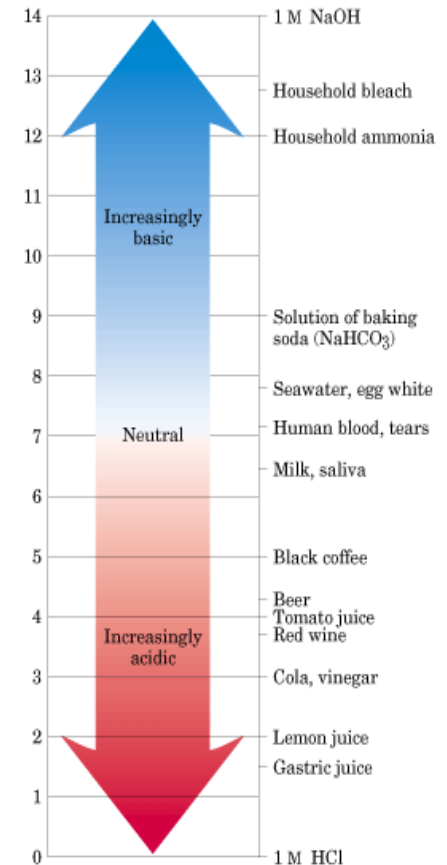
- ✓ É um sistema tampão fisiológico efetivo
- ✓ Principal tampão do espaço extracelular: ácido carbônico /Bicarbonato
- ✓ Componentes: Ácido- CO_2 e Básico- íon bicarbonato (HCO_3^-)
- ✓ O ácido carbônico é formado a partir de CO_2 e H_2O e está em equilíbrio com o reservatório de CO_2 localizado nos pulmões.
- ✓ Quando H^+ é adicionado no sangue, a concentração de H_2CO_3 aumenta, aumentando a concentração de CO_2 no sangue, aumentando a pressão deles nos espaços aéreos e o CO_2 é expirado.
- ✓ Quando a OH^- é adicionado ocorrem eventos opostos
- ✓ A finalidade do tampão é manter o pH do sangue praticamente constante.
- ✓ Os componentes do sistema-tampão do bicarbonato são produzidos metabolicamente em grande quantidade. Portanto, o corpo não depende da ingestão de compostos exógenos ou de sínteses complexas para a manutenção desse sistema-tampão.

Condição	Causas possíveis
acidose respiratória	apnéia ou capacidade pulmonar prejudicada, com acúmulo de CO_2 nos pulmões.
acidose metabólica	ingestão de ácido, produção de cetoácidos no diabetes descompensado ou disfunção renal. (Em todas elas, há um <i>acúmulo</i> de H^+ não decorrente de um excesso de CO_2 .)
Condição	Causas possíveis
alcalose respiratória	hiperventilação, produzindo diminuição do CO_2 no sangue.
alcalose metabólica	ingestão de álcali (base), vômitos prolongados (perda de HCl) ou desidratação extrema levando a retenção de bicarbonato pelos rins. (O aspecto comum é a <i>perda</i> de H^+ não decorrente de uma baixa do CO_2 sanguíneo)

Importância do pH

- ✓ Atividade catalítica das enzimas
- ✓ Conformação de proteínas
- ✓ Transporte de O₂
- ✓ Dissociação de moléculas
- ✓ Diagnóstico de doenças (sangue e urina)

-Ex: plasma sanguíneo do animal com diabetes é menor do que 7,4 (acidose)



FIM DA AULA 3
