

Prof. Marcus Ennes

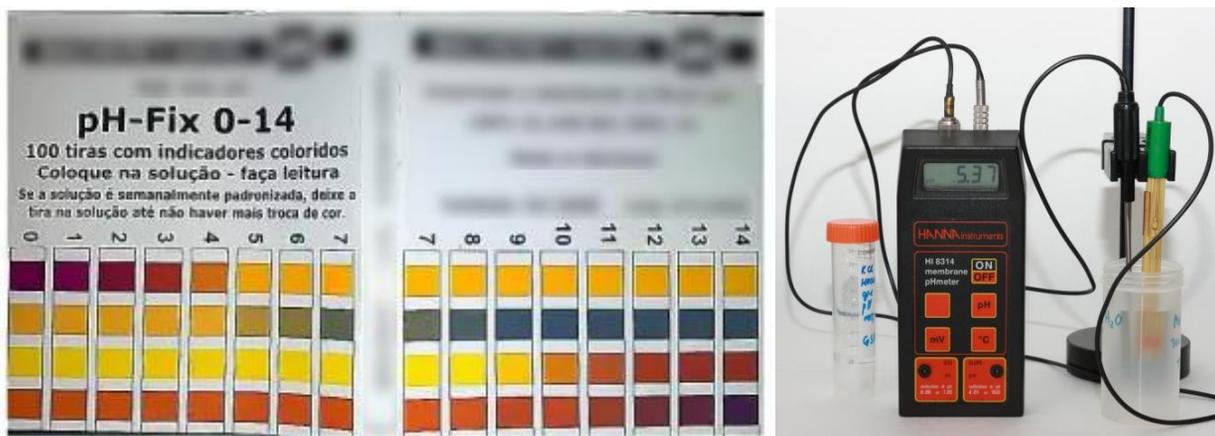
Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 49: Equilíbrio iônico – Parte 2

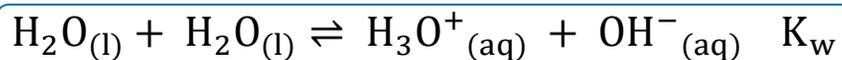
Nosso conhecimento empírico nos induz a pensar que a água é uma boa condutora de eletricidade. Entretanto isso não é verdade. O fato da água mineral ou de torneira conduzirem eletricidade se dá pela presença de diversos íons (espécies com carga), como sódio, estrôncio, sulfato, bicarbonato, cloreto, dentre muitos outros, que formam uma mistura homogênea com a água, chamada de solução. Em amostras de água pura, como a água destilada e a água deionizada, muito utilizadas em laboratório, não temos a presença destes íons, e os únicos íons presentes são aqueles derivados da reação de autoionização da água, que encontram-se numa concentração muito baixa. Aproximadamente 1 a cada 10 milhões de moléculas de água sofre ionização (autoprotólise), e por este motivo a água pura é uma má condutora de eletricidade.

A relação entre a quantidade total de moléculas de água e a quantidade de íons gerados a partir da chamada autoprotólise é interpretada através de uma constante específica de equilíbrio iônico, chamada K_w , na qual o termo “w” vem de água em inglês (water). A constante K_w irá relacionar as concentrações de íons H^+ e OH^- à uma determinada temperatura. Em função desta constante e da concentração dos íons presentes, podem ser desenvolvidas escalas de acidez e basicidade, como pH e pOH, que irão descrever uma gama concentrações de íons H^+ ou OH^- sem a utilização de uma unidade de concentração, como mol/L.



Constante de autoionização da água (K_w)

A água atua como uma substância anfótera, ou seja, comporta-se ora como ácido (por possuir íons H^+), ora como base (por possuir íons OH^-). Primeiramente vamos escrever a reação de autoionização ou autoprotólise da água:



A partir desta reação podemos deduzir a fórmula da constante K_w . Conforme já foi dito, 1 a cada 10 milhões (10^7) sofre ionização. Estes números serão diretamente observados no valor da constante, à 25°C:

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

Sabendo que as espécies H^+ e OH^- são provenientes da mesma molécula (H_2O) e tendo em mente que a proporção na reação de autoionização é 1 : 1 : 1 : 1, podemos afirmar que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= [\text{OH}^-] = x \\ K_w &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \\ x^2 &= 10^{-14} \quad \therefore x = 10^{-7} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Ou seja, a concentração de íons H^+ e OH^- é muito baixa, o que justifica quantitativamente o fato da água pura ser uma má condutora de eletricidade.

O valor de K_w para a temperatura de 25°C bem como a equação de autoionização da água não são obrigatoriamente fornecidos, então devemos tê-los em mente sempre. Valores de K_w para temperaturas diferentes de 25°C são fornecidos.

Potencial hidrogeniônico (pH)

Matematicamente a definição de pH é bem simples. Equivale ao cologaritmo da concentração de íons H^+ . O cologaritmo nada mais é que o logaritmo com sinal de negativo. Temos então:

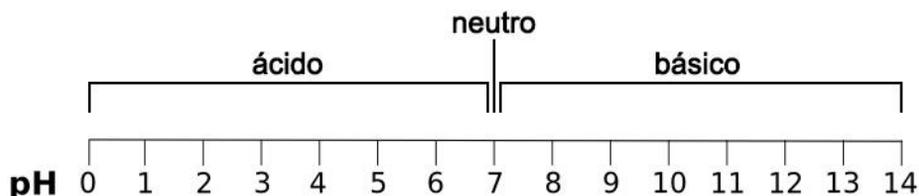
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

A partir da equação acima podemos concluir que quanto maior for a concentração de íons H^+ , menor será o pH. A vantagem de se trabalhar com o pH em vez de $[\text{H}^+]$ se dá pois as concentrações de íons H^+ decimais pode ser simplificada representadas com um número inteiro. Sabendo que a base do logaritmo é 10, podemos matematicamente deduzir a seguinte relação:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

A relação acima nos permite prever facilmente o pH de uma solução a partir da concentração de íons H^+ ou prever $[\text{H}^+]$ a partir do pH, sem a aplicação do cologaritmo. Por exemplo, se $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ mol/L então $\text{pH} = 3$. Outro exemplo, se tivermos $\text{pH} = 5$, teremos $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ mol/L.

A escala de pH varia de 0 a 14, ou seja, permite trabalhar em um intervalo de concentração de íons H^+ que vai de 1 mol/L a 10^{-14} mol/L. Para valores de pH de 0 até 7 o meio é definido como ácido. Quando o pH encontra-se de 7 até 14 o meio é definido como básico. Quando o pH é igual a 7 o meio é definido como neutro. Ilustrando a escala de pH, temos:



Uma dúvida comum que surge é se podem existir valores de pH menores que 0 ou acima de 14. Sim, podem. Entretanto temos que ter em mente que a escala de pH foi criada para um intervalo de trabalho. Para soluções concentradas de espécies fortes podemos trabalhar diretamente com o valor da concentração de íons H^+ , visto que estes serão numericamente valores maiores, e não torna-se tão difícil a compreensão. Para soluções diluídas de espécies fortes ou fracas fica mais simplificado trabalhar com a escala de pH, que transformará valores de concentração decimais em números maiores.

Potencial hidroxiliônico (pOH)

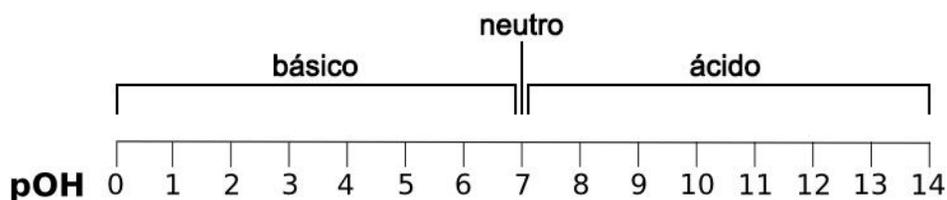
O conceito de pOH é análogo ao conceito de pH, só que este trabalha com a concentração de íons OH^- , de forma que:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Quanto maior a concentração de OH^- , menor o pOH. Explorando matematicamente a base do logaritmo (10) temos:

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

A escala de pOH tem o mesmo intervalo da escala de pH, entretanto invertem-se as posições dos termos ácido e básico, observe:



Assim como na escala de pH, também podemos ter valores negativos ou acima de 14 na escala de pOH. A análise se dá da mesma forma, se trabalharmos com espécies forte concentradas a concentração de íons OH^- já é um valor numérico maior. Para soluções diluídas de espécies fortes ou fracas o pOH transforma a concentração de OH^- , que é um valor pequeno, em um número maior.

Relação pH x pOH

Para concluir podemos deduzir uma última relação entre pH e pOH:

$$\begin{aligned}K_w &= [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \\-\log K_w &= -\log ([H^+] \cdot [OH^-]) \\pH + pOH &= -\log 10^{-14} \\pH + pOH &= 14\end{aligned}$$

Sendo assim, sabendo o valor de um dos potenciais, há como calcular o valor do outro. Por exemplo, se $pH = 3$ teremos $pOH = 11$. Esta relação também é válida para valores de pH ou pOH negativos ou acima de 14.



ATIVIDADES PROPOSTAS

1) Uma amostra de água mineral natural a 25°C foi testada com três indicadores ácido-base. Os resultados desse teste estão indicados na última coluna da tabela.

Ind.	Viragem de cor do indicador	Intervalo de pH de viragem de cor	Cor da amostra de água mineral
Vermelho neutro	Vermelho-azulado para amarelo-alaranjado	6,8 a 8,0	Amarelo-alaranjado
Amarelo de alizarina	Amarelo-claro para amarelo-acastanhado	10,0 a 12,1	Amarelo-claro
Púrpura de m-cresol	Amarelo para púrpura	7,4 a 9,0	Púrpura

Analisando as informações da tabela e sabendo que o produto iônico (constante) da água a 25°C, K_w , é igual a 1×10^{-14} , a concentração de íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ nessa água mineral, em mol/L, está entre

- 1×10^{-9} e 1×10^{-8} .
- 1×10^{-10} e 1×10^{-9} .
- 1×10^{-5} e 1×10^{-4} .
- 1×10^{-6} e 1×10^{-5} .
- 1×10^{-12} e 1×10^{-10} .

2) Em química, pH é uma escala numérica adimensional utilizada para especificar a acidez ou a basicidade de uma solução aquosa. A rigor, o pH refere-se à concentração molar de cátions hidrônio (H^+ ou H_3O^+) presentes no meio e indica se esse meio, ou mistura, é ácido, básico ou neutro.

A tabela mostra alguns exemplos do pH de substâncias usadas em nosso cotidiano.

Substâncias	pH
Água potável	5 a 8
Água pura	7
Amoníaco	12
Suco de limão	2

A $[\text{OH}^-]$ do amoníaco de uso doméstico é

- 10^{-2}
- 10^{-8}
- 10^{-12}
- 10^{-7}
- 10^{-9}

3) Uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) apresenta pH igual a 9. Considerando-se o valor de K_w igual a 10^{-14} , a concentração de íons OH^- nessa solução é igual a

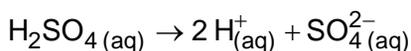
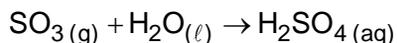
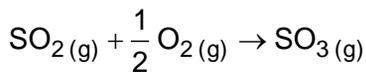
- 10^{-7} mol/L.
- 10^{-8} mol/L.
- 10^{-5} mol/L.
- 10^{-9} mol/L.
- 10^{-6} mol/L.

4) O dióxido de enxofre (SO_2) é o responsável pelo maior aumento na acidez da chuva. Ele é produzido diretamente como subproduto da queima de combustíveis fósseis como a gasolina, o carvão e o óleo diesel. O óleo diesel e o carvão são muito impuros e contêm grandes quantidades de enxofre em sua composição, sendo responsáveis por uma grande parcela da emissão de SO_2 para a atmosfera. Atualmente, no Brasil, a Petrobrás tem investido muito na purificação do diesel, a fim de diminuir drasticamente as impurezas que contêm enxofre. O dióxido de enxofre pode sofrer oxidação na atmosfera e formar o trióxido de enxofre (SO_3) que, por sua vez, em contato com a água da chuva, irá formar o ácido sulfúrico (H_2SO_4), que é um ácido forte.

(Disponível

em: <http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidafont.html#formacao>. Acesso em: 07 de nov.2018. Adaptado).

Esse processo pode ser descrito por:



Uma amostra de chuva, contendo exclusivamente ácido sulfúrico ($\alpha = 100\%$), mostrou uma concentração de $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

O pH da referida chuva é de, aproximadamente:

Dados: $\log 5 = 0,7$

- a) 1.
- b) 2.
- c) 4.
- d) 5.
- e) 6.

5) A tabela a seguir mostra o pH de algumas substâncias no estado líquido.

Bebida	pH
Vinagre	3,0
Refrigerante	4,0
Leite de magnésia	10,0
Amônia líquida	11,0

Qual delas apresenta concentração molar de íons OH^- em um meio aquoso igual a 10^{-4} mol/L ?

- a) Vinagre
- b) Refrigerante
- c) Leite de magnésia
- d) Amônia líquida

6) A concentração de íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ em determinada solução de hidróxido de amônio, a 25°C , é igual a $1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. O pOH dessa solução é

- a) 0.
- b) 1.
- c) 3.
- d) 11.
- e) 13.

7) Uma solução de hidróxido de potássio foi preparada pela dissolução de 0,056 g de KOH em água destilada, obtendo-se 100 mL dessa mistura homogênea.

Dado: $\text{MM}(\text{KOH}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

De acordo com as informações apresentadas, verifica-se que essa solução apresenta

- a) $\text{pH} = 2$
- b) $\text{pH} < 7$
- c) $\text{pH} = 10$
- d) $\text{pH} = 12$
- e) $\text{pH} > 13$

8) O Potencial Hidrogeniônico, mais conhecido como pH, consiste num índice que indica a acidez, neutralidade ou alcalinidade de um meio qualquer. Os valores de pH variam de 0 a 14. As hortênsias são flores que se colorem obedecendo ao pH do solo. É como se o pH fosse o estilista desse tipo de flor. Em solos onde a acidez é elevada, as hortênsias adquirem a coloração azul, agora, nos solos alcalinos, elas ficam rosa. Fonte:

<<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/o-ph-solo-coloracao-das-plantas.htm>>.

Considerando as informações acima, em um solo com concentração de íons OH^- de $10^{-12} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$, o pH desse solo e a cor das hortênsias nele plantadas serão

- a) 2,0 e cor rosa.
- b) 2,0 e cor azul.
- c) 12,0 e cor rosa.
- d) 12,0 e cor azul.

9) O pH de uma solução cuja concentração hidroxiliônica é $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ é

- a) 2.
- b) 4.
- c) 7.
- d) 9.
- e) 10.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Considere o rótulo de uma garrafa de água mineral.

CLASSIFICAÇÃO: Água Mineral Fluoretada e Vanádica.

CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS

pH a 25°C.....	6,79
Temperatura da água na fonte.....	21,3°C
Condutividade elétrica a 25°C.....	296µS/cm
Resíduo de evaporação a 180°C, calculado.....	245,24mg/L
Radioatividade na fonte a 20°C e 760 mmHg.....	0,97 maches

COMPOSIÇÃO QUÍMICA (mg/L)

Bicarbonato.....	158,79
Cálcio.....	31,426
Sódio.....	15,583
Magnésio.....	13,193
Cloreto.....	8,43
Potássio.....	0,438
Fluoreto.....	0,14
Estrôncio.....	0,111
Vanádio.....	0,026

CONSERVAR AO ABRIGO DO SOL, EM LOCAL LIMPO, SECO, AREJADO E SEM ODOR. NÃO CONGELAR. EVITAR CHOQUE FÍSICO.

10) Sob temperatura de 25°C uma amostra de água de poço apresentou pOH = 8,21.

Assinale a alternativa que corresponde à razão da concentração dos íons [H⁺] (em mol/L) entre a água mineral e a água de poço.

- a) 0,1
- b) 10
- c) 1,17
- d) 10^{1,42}

11) A dequada é um fenômeno que ocorre comumente na região do Pantanal, quando as cinzas de queimadas caem nos rios e lagos da região. Uma das consequências desse fenômeno é a alteração do pH da água desses rios e lagos. Isso se deve à concomitante dissolução e reação do óxido de potássio (K₂O) presente nas cinzas do material queimado. A dissolução e reação do óxido de potássio na água pode ser representada pela equação

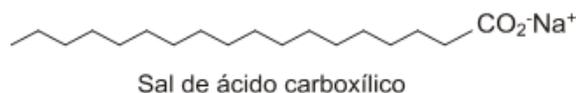


Pode-se afirmar que, nesse fenômeno, o pH da água desses ambientes tende a se

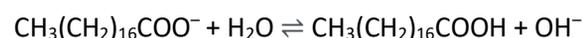
- a) abaixar, tornando a água mais alcalina.
- b) aumentar, tornando a água mais ácida.
- c) elevar, tornando a água mais alcalina.
- d) abaixar, tornando a água mais ácida.

12) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de

facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:



Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira

- a) mais eficiente em pH básico.
- b) mais eficiente em pH ácido.
- c) mais eficiente em pH neutro.
- d) eficiente em qualquer faixa de pH.
- e) mais eficiente em pH ácido ou neutro.

13) Decisão de asfaltamento da rodovia MG-010, acompanhada da introdução de espécies exóticas, e a prática de incêndios criminosos ameaçam o sofisticado ecossistema do campo rupestre da reserva da Serra do Espinhaço. As plantas nativas desta região, altamente adaptadas a uma alta concentração de alumínio, que inibe o crescimento das raízes e dificulta a absorção de nutrientes e água, estão sendo substituídas por espécies invasoras que não teriam naturalmente adaptação para este ambiente; no entanto, elas estão dominando as margens da rodovia, equivocadamente chamada de “estrada ecológica”. Possivelmente, a entrada de espécies de plantas exóticas neste ambiente foi provocada pelo uso, neste empreendimento, de um tipo de asfalto (cimento solo) que possui uma mistura rica em

cálcio, que causou modificações químicas aos solos adjacentes à rodovia MG-010.

Essa afirmação baseia-se no uso de cimento-solo, mistura rica em cálcio que

- a) inibe a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.
- b) inibe a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.
- c) aumenta a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.
- d) aumenta a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.
- e) neutraliza a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.

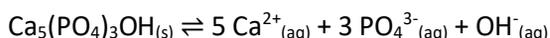
14) Pipeta-se 50 mL de solução aquosa 0,02 mol/L de ácido clorídrico e transfere-se para um balão volumétrico de 1000 mL, ajustando-se para esse volume a solução final, usando água pura. O pH da solução final é:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 7
- e) 9

15) A tabela lista os valores de pH de algumas bebidas consumidas pela população.

Bebida	pH
Refrigerante	5,0
Café	3,0
Vinho	4,5
Suco de limão	2,5
Chá	6,0

O esmalte dos dentes é constituído de hidroxiapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$), um mineral que sofre desmineralização em meio ácido, de acordo com a equação química:



Das bebidas listadas na tabela, aquela com menor potencial de desmineralização dos dentes é o

- a) chá.
- b) café.

- c) vinho.
- d) refrigerante.
- e) suco de limão.

16) A chuva em locais não poluídos é levemente ácida. Em locais onde os níveis de poluição são altos, os valores do pH da chuva podem ficar abaixo de 5,5, recebendo, então, a denominação de "chuva ácida". Este tipo de chuva causa prejuízos nas mais diversas áreas: construção civil, agricultura, monumentos históricos, entre outras. A acidez da chuva está relacionada ao pH da seguinte forma: concentração de íons hidrogênio é igual a 10 elevado a -pH, sendo que o pH pode assumir valores entre 0 e 14.

Ao realizar o monitoramento do pH da chuva em Campinas (SP) nos meses de março, abril e maio de 1998, um centro de pesquisa coletou 21 amostras, das quais quatro têm seus valores mostrados na tabela:

Mês	Amostra	pH
Março	6ª	4
Abril	8ª	5
Abril	14ª	6
Maio	18ª	7

A análise da fórmula e da tabela permite afirmar que:

- I. da 6ª para a 14ª amostra ocorreu um aumento de 50% na acidez.
- II. a 18ª amostra é a menos ácida dentre as expostas.
- III. a 8ª amostra é dez vezes mais ácida que a 14ª.
- IV. as únicas amostras de chuvas denominadas ácidas são a 6ª e a 8ª.

São corretas apenas as afirmativas

- a) I e II.
- b) II e IV.
- c) I, II e IV.
- d) I, III e IV.
- e) II, III e IV.

17) Uma solução aquosa contendo hidróxido de potássio como soluto possui pH 12. Sendo o produto iônico da água igual a $1,0 \times 10^{-14}$, a

25°C, a concentração de OH^- em quantidade de matéria (mol L^{-1}) nessa solução é:

- a) 10^{-1}
- b) 10^{-2}
- c) 10^{-6}
- d) 10^{-8}
- e) 10^{-12}

18) Considere uma solução aquosa de HCl de concentração $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ completamente dissociado (grau de dissociação: $\alpha = 100\%$). Tomando-se apenas 1,0 mL dessa solução e adicionando-se 9,0 mL de água pura, produz-se uma nova solução. O valor do potencial hidrogeniônico (pH) dessa nova solução será de

- a) 1,0
- b) 2,0
- c) 3,0
- d) 4,0
- e) 5,0

19) Cinco indústrias de ramos diferentes foram instaladas ao longo do curso de um rio. O descarte dos efluentes dessas indústrias acarreta impacto na qualidade de suas águas. O pH foi determinado em diferentes pontos desse rio, a 25°C, e os resultados são apresentados no quadro.

Pontos de coleta	Valor do pH
Antes da primeira indústria	5,5
Entre a primeira e a segunda indústria	5,5
Entre a segunda e a terceira indústria	7,5
Entre a terceira e a quarta indústria	7,0
Entre a quarta e a quinta indústria	7,0
Após a quinta indústria	6,5

A indústria que descarta um efluente com características básicas é a

- a) primeira.
- b) segunda.
- c) terceira.
- d) quarta.
- e) quinta.

20) O pH é um dos parâmetros da qualidade da água doce para consumo. Os valores dos parâmetros da qualidade da água para consumo são regulados pelo Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), entre outros órgãos reguladores. Na Resolução nº 357/2005 do Conama, em relação ao pH para águas doces, definem-se valores aceitos, como os apresentados no quadro abaixo.

Classe de água doce	Usos principais	pH
1	Destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento simplificado, e à proteção de comunidades aquáticas.	6 a 9
2	Destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento convencional, à proteção de comunidades aquáticas e à recreação de contato primário, entre outras.	6 a 9
3	Destinadas ao abastecimento para consumo humano, após tratamento convencional ou avançado.	6 a 9

Em um laboratório de análise de águas, obtêm-se os seguintes valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para quatro amostras de águas, identificadas como IAD, IIAD, IIIAD e IVAD.

Amostra	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ em mol/L
IAD	10^{-4}
IIAD	10^{-5}
IIIAD	10^{-7}
IVAD	10^{-10}

Em relação à qualidade da água, a amostra adequada para consumo humano é a

- a) IIIAD.
- b) IIAD.
- c) IVAD.
- d) IAD.



GABARITOS

1) C

2) A

3) C

4) C

5) C

6) C

7) D

8) B

9) E

10) A

11) C

12) A

13) A

14) C

15) A

16) E

17) B

18) B

19) B

20) A