



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO  
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO  
Projeto Pró-Ensino de Química Geral

# **APOSTILA DE RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS SOBRE EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE: CÁLCULO DE pH DE SOLUÇÕES SALINAS**

São Mateus/ES

2020

## EXERCÍCIOS SOBRE CÁLCULO DE pH DE SOLUÇÕES SALINAS

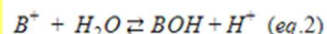
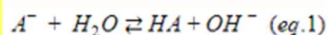
1. (Exer. 83. Cap. 16, BROWN, 2016, p. 755) Preveja se as soluções aquosas dos seguintes compostos são ácidas, básicas, ou neutras: **(a)**  $NH_4Br$ ; **(b)**  $FeCl_3$ ; **(c)**  $Na_2CO_3$ ; **(d)**  $KClO_4$ ; **(e)**  $NaHC_2O_4$ .
2. (Exer. 59. Cap. 10, ATKINS, 2001, p. 555) **(a)** Uma amostra de 10,0 g de acetato de potássio,  $KCH_3CO_2$ , é dissolvida em 0,250L de solução. Qual é o pH da solução? **(b)** Qual é o pH da solução resultante da diluição de 5,75g de brometo de amônia,  $NH_4Br$ , em 0,100L de solução?  
 $K_a(HCH_3CO_{2(aq)}) = 1,8 \times 10^{-5}$   
 $K_b(NH_3) = 1,8 \times 10^{-5}$
3. (Exer. 85. Cap. 16, BROWN, 2016, p. 755) Um sal desconhecido é  $NaF$ ,  $NaCl$  ou  $NaOCl$ . Quando 0,050 mols do sal é dissolvido em água para formar 0,500L de solução, o pH da solução é 8,08. Qual é esse sal?  
 $K_a(HF) = 6,8 \times 10^{-4}$   
 $K_a(HOCl) = 3,0 \times 10^{-8}$
4. (Exer. 57. Cap. 10, ATKINS, 2001, p. 555) Calcule o pH das seguintes soluções: **(a)**  $NaCH_3CO_{2(aq)}$  0,20 mol/L; **(b)**  $NH_4Cl_{(aq)}$  0,10 mol/L; **(c)**  $AlCl_{3(aq)}$  0,10 mol/L; **(d)**  $KCN_{(aq)}$  0,15 mol/L.  
 $K_a(HCH_3CO_2) = 1,76 \times 10^{-5}$   
 $K_b(NH_3) = 1,8 \times 10^{-5}$   
 $K_a(Al^{+3}) = 1,4 \times 10^{-5}$   
 $K_a(HCN) = 6,17 \times 10^{-10}$
5. (Exer. 79. Cap. 16, BROWN, 2005, p. 607) O ácido sórbico ( $HC_6H_7O_2$ ) é um ácido monoprótico fraco com  $K_a = 1,7 \times 10^{-5}$ . Seu sal (sorbato de potássio) é adicionado ao queijo para inibir a formação de mofo. Qual

é o pH de uma solução que contém 11,25g de sorbato de potássio em 1,75L de solução?

Obs.: Nos exercícios originais dos livros você precisará procurar as constantes de dissociação ácida e básica. Nessa apostila de resoluções de exercícios, estas constantes foram inseridas a fim de facilitar a resolução das questões selecionadas.

## REVISANDO – COMPORTAMENTO ÁCIDO/BÁSICO DE ALGUNS SAIS

Como a água tem, simultaneamente, o caráter de ácido fraco e base fraca, produz-se, por ionização da mesma, íons  $H^+$  e  $OH^-$  em pequena proporção. Ao mesmo tempo, a água pode reagir com ânions de ácidos fracos (eq. 1) e cátions de bases fracas (eq. 2), estabelecendo os seguintes equilíbrios iônicos:



Onde “HA” representa o ácido fraco e “BOH” a base fraca.

Os equilíbrios acima representados, quando lidos da esquerda para a direita são chamados de reações de hidrólise (reação com água) e constituem o inverso das reações de neutralização (reação entre um ácido e uma base, por exemplo HA e  $OH^-$  (eq. 1), e  $H^+$  e BOH (eq. 2)).

A intensidade da hidrólise para um dado íon pode ser calculada pela **Constante de Hidrólise (Kh)** que nada mais é do que uma constante de equilíbrio ácido/básico, ou seja, uma constante **Ka** ou **Kb**.

$$Kh (Ka) = \frac{[BOH] \times [H^+]}{[B^+]} \quad Kh (Kb) = \frac{[HA] \times [OH^-]}{[A^-]}$$

## RESOLUÇÕES COMENTADAS DOS EXERCÍCIOS SOBRE

### CÁLCULO DE pH DE SOLUÇÕES SALINAS

1.. (Exer. 75. Cap. 16, BROWN, 2005, p. 607) **Determine se as soluções aquosas dos seguintes compostos são ácidas, básicas, ou neutras: (a)  $NH_4Br$ ; (b)  $FeCl_3$  (c)  $Na_2CO_3$  (d)  $KClO_4$  (e)  $NaHC_2O_4$ .**

Para resolver da melhor maneira essa questão é preciso compreender que:

- Em água os sais, que são compostos iônicos, se dissociam liberando íons (cátions e ânions) em solução e que podemos determinar se o pH de uma solução é ácido, básico ou neutro identificando os íons na solução e estimando como cada um afetará o pH.
- Alguns íons podem afetar o pH da solução porque muitos deles são capazes de reagir com a água para gerar  $H^+_{(aq)}$  ou  $OH^-_{(aq)}$  (esse tipo de reação é chamada de **hidrólise**).
- Sais com cátions e ânions de bases e ácidos fortes dissociam totalmente em solução e estes íons têm tendência desprezível para abstrair os prótons da água, conseqüentemente não sofrem hidrólise.

- Existe uma maneira quantitativa para prever se o cátion ou o ânion do sal são capazes de reagir com água. Ela pode ser feita através dos valores das constantes de dissociação ácida ( $K_a$ ) ou básica ( $K_b$ ), uma vez que quanto menor o valor de  $K_a$  ou  $K_b$ , mais fraco será o ácido ou a base, de modo que o cátion ou o ânion afetarão significativamente o pH da solução pois os mesmos terão alta tendência para sofrer hidrólise.
- Existe também uma maneira qualitativa para prever se o cátion ou o ânion do sal não são capazes de reagir com a água pode ser feita através do conhecimento de quais são os ácidos e as bases fortes.

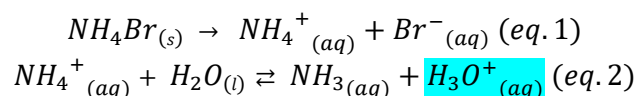
Resumidamente:

**Ácidos fortes** - os sete ácidos fortes mais comuns incluem seis ácidos monoprotônicos, são eles: ácido clorídrico ( $HCl$ ), ácido bromídrico ( $HBr$ ), ácido iodídrico ( $HI$ ), ácido nítrico ( $HNO_3$ ), ácido clórico ( $HClO_3$ ) e ácido perclórico ( $HClO_4$ ), e um ácido diprotônico: o ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ).

**Bases fortes** - as bases fortes solúveis mais comuns são os hidróxidos iônicos dos metais alcalinos (grupo 1) e os metais alcalinos terrosos (grupo 2), contudo apesar de todos os hidróxidos dos metais alcalinos (grupo 1) serem eletrólitos fortes,  $LiOH$ ,  $RbOH$  e  $CsOH$  não são comumente encontrados em laboratório e os hidróxidos dos metais alcalinos terrosos mais pesados,  $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$  e  $Ba(OH)_2$ , também são eletrólitos fortes. Entretanto, eles têm solubilidades limitadas, logo são usados apenas quando a alta solubilidade não for crítica.

(a) Como  $NH_4Br$  é um composto iônico, em água o composto se dissocia em seus íons componentes (eq. 1),  $NH_4^+$  e  $Br^-$ , e para saber o pH final da solução faremos a análise em separado de cada íon para saber o caráter ácido ou básico de cada um em solução. Como  $Br^-$  é base conjugada de um ácido forte,  $HBr$ , sabemos que  $Br^-$  não tem influência no pH, pois não sofre hidrólise. É simplesmente um íon espectador na química-ácido base. Assim, a análise se a solução aquosa é ácida ou básica deve se ater ao comportamento do íon  $NH_4^+$ . Sendo assim, uma vez que  $NH_4^+$  é ácido conjugado de uma base fraca,  $NH_3$ , o cátion  $NH_4^+$

hidrolisar (eq.2) produzindo íons  $H^+$ , conseqüentemente tornará a solução ácida.

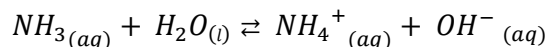


Note que o  $NH_4^+$  ioniza-se em água liberando íons  $H^+$  e essa pequena partícula interage fortemente com os pares de elétrons não-ligantes das moléculas de água para formar os íons de hidrogênio hidratados, conhecidos como íons hidrônio,  $H_3O^+$ .

Obs.: Nesta apostila de resolução optou-se por mostrar o hidrônio nas reações de hidrólise que liberam  $H^+$ . 💡

Para reforçar o conteúdo é importante entender o que faz com que o ácido conjugado de uma base fraca sofra o processo de hidrólise (eq. 2). É interessante compreender os detalhes da classificação do  $NH_3$  como base fraca e do  $NH_4^+$  como ácido conjugado da base fraca, através da teoria de Brønsted-Lowry. Veja no quadro abaixo:

A teoria proposta por Brønsted-Lowry diz o seguinte: ácido é a espécie química que doa prótons, já uma base é o receptor de prótons. Sabendo disso vamos analisar o comportamento do  $NH_3$  em água:



Perceba que em água  $NH_3$  recebe o íon  $H^+$  (o íon  $H^+$  é um próton, pois este não possui nenhum elétron de valência em sua vizinhança), o que o caracteriza como uma base de Brønsted-Lowry, enquanto a água, ao doar um próton para o  $NH_3$ , age como um ácido de Brønsted-Lowry. Nesse sentido, uma vez que o  $NH_4^+$  (ácido conjugado da base  $NH_3$ ) é formado, mede-se experimentalmente o pH da solução e verifica-se que a solução possui um caráter ácido. Por isto, compreende-se que a razão da solução possuir caráter ácido é o acontecimento de uma reação de hidrólise entre o  $NH_4^+$

formado e a água da solução. Subentende-se, portanto, que se há hidrólise do  $NH_4^+$  em solução de  $NH_3$ , então o  $NH_3$  é uma base fraca, e como  $NH_3$  é uma base fraca, o íon  $NH_4^+$  pode doar um próton de volta para a solução, agindo como ácido, a fim de regenerar o  $NH_3$ , por esse motivo o  $NH_4^+$  é considerado ácido conjugado da base  $NH_3$ . Assim, existe um equilíbrio dinâmico, e isso sempre será verdadeiro para reações envolvendo ácidos e bases fracas. Por esse motivo, a reação descrita na equação 2 acontece.

**(b)** Como  $FeCl_3$  é um composto iônico, em água o composto se dissocia em seus íons componentes (eq. 3),  $Fe^{+3}$  e  $Cl^-$ , e para saber o pH final da solução faremos a análise em separado de cada íon para saber o caráter ácido ou básico de cada um em solução. Como  $Cl^-$  é base conjugada de um ácido forte,  $HCl$ , sabemos que  $Cl^-$  não tem influência no pH, pois não sofre hidrólise. É simplesmente um íon espectador na química-ácido base. Assim, a análise se a solução aquosa é ácida ou básica deve se ater ao comportamento do íon  $Fe^{+3}$ . Sendo assim, uma vez que  $Fe^{+3}$  é ácido conjugado de uma base fraca,  $Fe(OH)_3$ , o cátion  $Fe^{+3}$  hidrolisará (eq. 4) produzindo íons  $H^+$ , conseqüentemente tornará a solução ácida.

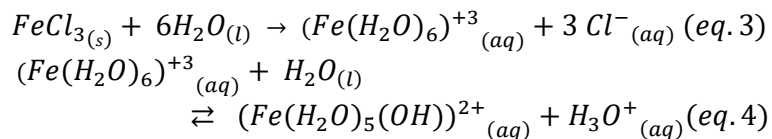
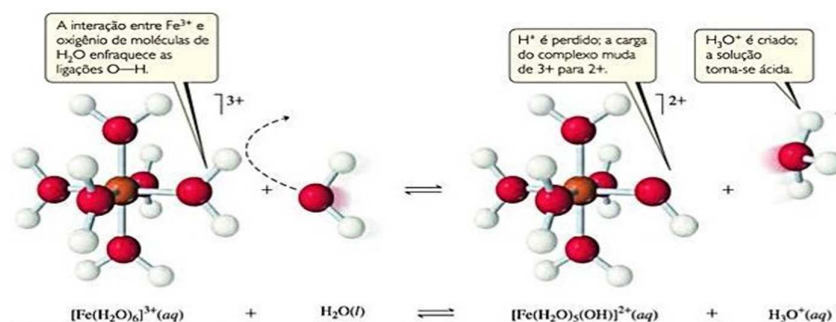


Figura 1: Ilustração de como o íon  $Fe^{+3}$  hidratado atua como ácido, doando um  $H^+$  a uma molécula livre de  $H_2O$  e formando  $H_3O^+$ .



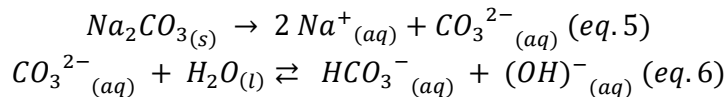
Fonte: BROWN, 2012, p.737.

**Como um cátion metálico pode produzir soluções ácidas em água, mesmo que os cátions por si só não tenham íons hidrogênio???**

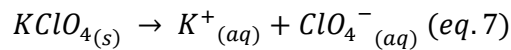
Isso acontece porque as moléculas de água da solução compartilham seus elétrons livres com o cátion metálico (veja como acontece na dissociação do  $FeCl_3$  em água (eq. 3), onde moléculas de água rodeiam o cátion metálico:  $(Fe(H_2O)_6)^{+3}$ , e na figura 1). Então, essa perda parcial de elétrons enfraquece as ligações O – H e permite que um ou mais íons de hidrogênio sejam perdidos. Além disso, quanto menor forem os cátions metálicos e quanto maior a carga desses, mais atração será exercida sobre os elétrons livres da molécula de  $H_2O$  e assim formam soluções mais ácidas.

Sendo assim, cátions dos grupos 1 e 2, e os de carga +1 e +2 dos outros grupos, exercem tão pouca atração pelos elétrons livres da molécula de água, que os íons hidratados não agem como ácidos (ATKINS, 2001, p.153).

- (c) Como  $Na_2CO_3$  é um composto iônico, em água o composto se dissocia em seus íons componentes (eq. 5),  $Na^+$  e  $CO_3^{2-}$ , e para saber o pH final da solução faremos a análise em separado de cada íon para saber o caráter ácido ou básico de cada um em solução. Como  $Na^+$  é ácido conjugado de uma base forte,  $Na(OH)$ , sabemos que  $Na^+$  não tem influência no pH, pois não sofre hidrólise. É simplesmente um íon espectador na química-ácido base. Assim, a análise se a solução aquosa é ácida ou básica deve se ater ao comportamento do íon  $CO_3^{2-}$ . Sendo assim, uma vez que  $CO_3^{2-}$  é base conjugada de um ácido fraco,  $HCO_3^-$ , o ânion  $CO_3^{2-}$  hidrolisará (eq.6) produzindo íons  $OH^-$ , conseqüentemente tornará a solução básica.



(d) Como  $KClO_4$  é um composto iônico, em água o composto se dissocia em seus íons componentes (eq.7),  $K^+$  e  $ClO_4^-$ , e para saber o pH final da solução faremos a análise em separado de cada íon para saber o caráter ácido ou básico de cada um em solução. Assim, a solução contém o cátion  $K^+$ , que é ácido conjugado de uma base forte,  $K(OH)$ , e o ânion  $ClO_4^-$  que é base conjugada de um ácido forte,  $HClO_4$ . Portanto, nenhum dos dois íons na solução de  $KClO_4$  reagirá com água (sofrerá hidrólise) em uma extensão apreciável, fazendo com que a solução seja neutra.



(e)

💡 É IMPORTANTE RELEMBRAR - Ácidos polipróticos 💡

Os ácidos polipróticos são ácidos com mais de um átomo de Hidrogênio ionizável. Por exemplo, o ácido oxálico ( $H_2C_2O_4$ ) pode ser submetido a duas ionizações sucessivas:

$$H_2C_2O_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HC_2O_4^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \text{ (eq.1)}$$

$$Ka_1(H_2C_2O_4) = 5,9 \times 10^{-2}$$

$$HC_2O_4^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_2O_4^{2-}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \text{ (eq.2)}$$

$$Ka_2(HC_2O_4^-) = 6,4 \times 10^{-5}$$

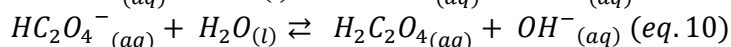
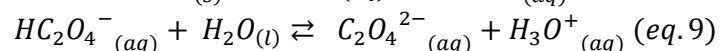
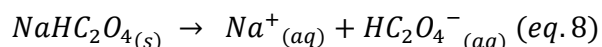
Observe que as constantes de acidez são classificadas como  $Ka_1$  e  $Ka_2$ , onde  $Ka_1$  se refere ao equilíbrio envolvido na remoção do primeiro próton do ácido poliprótico e  $Ka_2$  se refere ao equilíbrio envolvido na remoção do segundo próton do ácido poliprótico.

Além disso, é importante ressaltar que os valores de  $Ka$  tornam-se sucessivamente menores à medida que ocorrem remoções sucessivas de prótons. (BROWN. 2016, p.728.)

Como  $NaHC_2O_4$  é um composto iônico, em água o composto se dissocia em seus íons componentes (eq. 8),  $Na^+$  e  $HC_2O_4^-$ , e para saber o pH final da solução faremos a análise em separado de cada íon para saber o caráter ácido ou básico de cada um em solução. Como  $Na^+$  é ácido conjugado de uma base forte,  $Na(OH)$ , sabemos que  $Na^+$

não tem influência no pH, pois não sofre hidrólise. É simplesmente um íon espectador na química-ácido base. Assim, a análise se a solução aquosa é ácida ou básica deve se ater ao comportamento do **ânion anfiprótico** (que apresenta caráter ácido e básico ao mesmo tempo) hidrogeno oxalato ( $HC_2O_4^-$ ).

Precisamos considerar o fato de que o hidrogeno oxalato ( $HC_2O_4^-$ ) pode agir como ácido (eq. 9), uma vez que ele possui um hidrogênio ionizável, ou pode agir como base (eq. 10), se o  $HC_2O_4^-$  aceitar um átomo de hidrogênio, provindo da autoionização da água, e voltar ao ácido original. Devido à essa habilidade do  $HC_2O_4^-$  de, respectivamente, doar ou aceitar prótons, ele é conhecido como um composto **anfotérico ou anfiprótico**.



### SOLUÇÕES DE SAIS DE ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

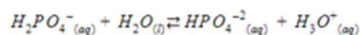
Reações de hidrólise quando se tem um ânion de ácido poliprótico envolvido



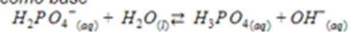
A base conjugada de um ácido poliprótico é **anfiprótica**, isto é, em solução pode agir como um ácido ou como uma base. Ela pode doar seu átomo de hidrogênio ácido ou aceitar um átomo de hidrogênio e voltar ao ácido original. (ATKINS. 2012, p.456.)

Por exemplo, o sal  $NaH_2PO_4$  em solução dissocia-se em  $Na^+$  e  $H_2PO_4^-$ , e o íon  $H_2PO_4^-$  é base conjugada de ácido poliprótico ( $H_3PO_4$ ), por essa razão este íon em água pode agir como um ácido ou como uma base, das seguintes maneiras:

Atuação como ácido



Atuação como base



Sendo assim, como  $H_2PO_4^-$  é **anfiprótico**, não é imediatamente aparente se uma solução de  $NaH_2PO_4$  em água é ácida ou básica. Entretanto, dessas duas reações possíveis, a com maior constante de equilíbrio determina se a solução é ácida ou básica. (BROWN. 2016, p.739.)

É importante saber que a reação com maior valor de constante de hidrólise determinará se a solução é ácida ou básica. Sendo assim,

precisamos conhecer o valor da constante de hidrólise (correspondente a  $K_a$ ) para a equação 9 e o valor da constante de hidrólise (correspondente a  $K_b$ ) para a equação 10.

Primeiramente, valor de  $K_a$  para o  $HC_2O_4^-$  (eq. 9), como mostrado na tabela 16.3 do livro do Brown (p. 728), é igual à  $6,4 \times 10^{-5}$ , conforme apresentado na Figura 2.

Figura 2. Imagem da tabela das constantes de acidez de alguns ácidos polipróticos.

Nome	Fórmula	$K_{a1}$	$K_{a2}$	$K_{a3}$
Ascórbico	$H_2C_6H_6O_6$	$8,0 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$	
Carbônico	$H_2CO_3$	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$	
Cítrico	$H_3C_6H_5O_7$	$7,4 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Oxálico	HOOC—COOH	$5,9 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-5}$	
Fosfórico	$H_3PO_4$	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$4,2 \times 10^{-13}$
Sulfuroso	$H_2SO_3$	$1,7 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-8}$	
Sulfúrico	$H_2SO_4$	Grande	$1,2 \times 10^{-2}$	
Tartárico	$C_2H_2O_2(COOH)_2$	$1,0 \times 10^{-3}$	$4,6 \times 10^{-5}$	

Fonte: Brown, 2016, pg.728.

Em seguida, precisamos encontrar o valor de  $K_b$  para o  $HC_2O_4^-$  (eq. 10). Para tanto é possível calcular esse valor de  $K_b$  para  $HC_2O_4^-$  (eq. 10), a partir do valor de  $K_a$  para seu ácido conjugado,  $H_2C_2O_4$  (eq. 9). Esse cálculo será possível pois existe uma relação importante entre a constante de dissociação ácida ( $K_a$ ) para um ácido e a constante de dissociação básica ( $K_b$ ) para a respectiva base conjugada, e ela é a seguinte: **o produto entre  $K_a$  para um ácido e  $K_b$  para a respectiva base conjugada é igual a constante do produto iônico da água ( $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ ) :**

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$K_b = (K_w \div K_a)$$

Portanto, vamos encontrar o valor de  $K_b$  para a base  $HC_2O_4^-$  (eq. 10), a partir do valor de  $K_a$  para o ácido conjugado  $H_2C_2O_4$  (o valor de  $K_a$  para o  $H_2C_2O_4$  pode ser encontrado na tabela 16.3 do livro do Brown (p. 728), e é igual à  $5,9 \times 10^{-2}$ , conforme a Figura 3.

Figura 3. Imagem da tabela das constantes de acidez de alguns ácidos polipróticos.

Nome	Fórmula	$K_{a1}$	$K_{a2}$	$K_{a3}$
Ascórbico	$H_2C_6H_6O_6$	$8,0 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$	
Carbônico	$H_2CO_3$	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$	
Cítrico	$H_3C_6H_5O_7$	$7,4 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Oxálico	HOOC—COOH	$5,9 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-5}$	
Fosfórico	$H_3PO_4$	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$4,2 \times 10^{-13}$
Sulfuroso	$H_2SO_3$	$1,7 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-8}$	
Sulfúrico	$H_2SO_4$	Grande	$1,2 \times 10^{-2}$	
Tartárico	$C_2H_2O_2(COOH)_2$	$1,0 \times 10^{-3}$	$4,6 \times 10^{-5}$	

Fonte: Brown, 2016, pg.728.

Então, calcula-se:

$$\begin{aligned}
 K_a (H_2C_2O_4) \times K_b (HC_2O_4^-) &= K_w \\
 5,9 \times 10^{-2} \times K_b (HC_2O_4^-) &= 1,0 \times 10^{-14} \\
 K_b (HC_2O_4^-) &= 1,69 \times 10^{-13}
 \end{aligned}$$

Finalmente, sabendo que o valor de  $K_a$  para a equação 9 é igual a  $6,4 \times 10^{-5}$ , e o valor de  $K_b$  para a equação 10 é igual a  $1,69 \times 10^{-13}$ , podemos concluir que a reação com maior constante de ionização é a reação descrita na equação 9, e esta determina, portanto, que a solução é ácida.

2..

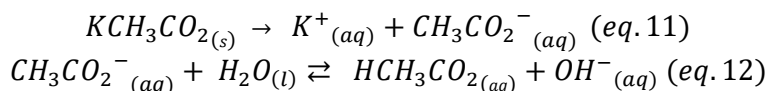
(a) Uma amostra de 10,0g de acetato de potássio,  $KCH_3CO_2$ , é dissolvida em 0,250L de solução. Qual é o pH da solução?

(b) Qual é o pH da solução resultante da diluição de 5,75g de brometo de amônia,  $NH_4Br$ , em 0,100L de solução?

$$K_a (HCH_3CO_2(aq)) = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_b (NH_3) = 1,8 \times 10^{-5}$$

(a) Para iniciar a resolução da questão é preciso determinar se a solução aquosa do  $KCH_3CO_2$  é ácida, básica ou neutra. Então, saiba que  $KCH_3CO_2$  em água se dissocia em seus íons componentes (eq. 11),  $K^+$  e  $CH_3CO_2^-$ . O cátion  $K^+$  é ácido conjugado de uma base forte,  $KOH$ , portanto não tem influência no pH, pois não sofre hidrólise. Enquanto, o ânion acetato,  $CH_3CO_2^-$ , é base conjugada de um ácido fraco, o ácido acético ( $HCH_3CO_2$ ). Sendo assim, o ânion  $CH_3CO_2^-$  hidrolisará (eq. 12) produzindo íons  $OH^-$  e, conseqüentemente, tornará a solução básica. Portanto, o equilíbrio a ser considerado é respectivo à equação 12.



Sabendo qualitativamente que a solução de  $KCH_3CO_2$  tem caráter básico, devido à hidrólise do seu ânion  $CH_3CO_2^-$ , podemos calcular a concentração de  $OH^-$  usando a tabela de equilíbrio. Em seguida, calculado a concentração de  $OH^-$ , converta-o em pOH ( $pOH = -\log [OH^-]$ ), e então converta pOH em pH pelo uso da relação  $pH + pOH = 14,00$ .

O próximo passo para a resolução da questão é construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 1) na qual colocamos as concentrações dos compostos que aparecem na expressão da constante de dissociação básica do  $CH_3CO_2^-$  ( $K_b (CH_3CO_2^-) = \frac{[HCH_3CO_2] \times [OH^-]}{[CH_3CO_2^-]}$ ), e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio de  $HCH_3CO_2$ ,  $OH^-$  e  $CH_3CO_2^-$ .

A questão informa que 10g de  $KCH_3CO_2$ , é dissolvida em 0,25L de solução. Perceba que se concentração é igual a razão entre o número de mols e o volume da solução, podemos calcular a concentração em mol/L do  $KCH_3CO_2$  que é a mesma concentração do  $CH_3CO_2^-$ , de acordo com a proporção estequiométrica de 1:1 na equação 11. Portanto, calcula-se:

$$MM (KCH_3CO_2) = 98 \text{ g/mol}$$

$$m (KCH_3CO_2) = 10 \text{ g}$$

Sendo, número de mols igual a razão entre a massa e a massa molar do soluto, então:

$$n(KCH_3CO_2) = \frac{m(KCH_3CO_2)}{MM(KCH_3CO_2)} = \frac{10}{98} = 0,102 \text{ mols de } KCH_3CO_2.$$

E, sendo concentração igual a razão entre o número de mols e o volume da solução, então:

$$C(KCH_3CO_2) = \frac{n(KCH_3CO_2)}{V} = \frac{0,102}{0,25} = 0,408 \text{ mol/L de } KCH_3CO_2.$$

Consequentemente, a concentração de  $CH_3CO_2^-$  é, também, igual a 0,408 mol/L.

Tabela 1: Tabela de equilíbrio de hidrólise do  $CH_3CO_2^-$ .

Dados	$CH_3CO_2^- (aq)$	$HCH_3CO_2(aq)$	$OH^- (aq)$
Inicial	0,408 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Variação	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,408 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $K_a (HCH_3CO_2)$  é igual a  $1,8 \times 10^{-5}$ , assim o  $K_b$  de sua base conjugada, o íon  $CH_3CO_2^-$ , é:

$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

A seguir, inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio na expressão de  $K_b$  e obtemos:

$$K_b (CH_3CO_2^-) = \frac{[HCH_3CO_2] \times [OH^-]}{[CH_3CO_2^-]}$$

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X] \times [X]}{[0,408 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que  $X$  é menor que 5% de 0,408 mol/L (  $0,05 \times 0,408 = 0,0204$  mol/L); assim podemos simplificar a expressão para:

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X]^2}{[0,408]}$$

De modo que:

$$X = 1,51 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

O valor encontrado para  $X$ , é muito menor que 5% de 0,408 mol/L. Além disso, o valor de  $X$  corresponde à concentração em mol/L de  $OH^-$ . Sendo assim, é possível calcular o  $pOH$  :

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

$$pOH = -\log [1,51 \times 10^{-5}]$$

$$pOH = 4,82$$

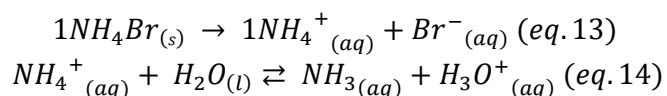
E,  $pH + pOH = 14$ , então:

$$pH + 4,82 = 14$$

$$pH = 9,18$$

A solução é, portanto básica como esperado.

- (b) Para iniciar a resolução é preciso determinar se a solução aquosa de  $NH_4Br$  é ácida, básica ou neutra. Então, saiba que  $NH_4Br$  em água se dissocia em seus íons componentes (eq. 13),  $NH_4^+$  e  $Br^-$ . O ânion  $Br^-$  é base conjugada de um ácido forte,  $HBr$ , portanto não tem influência no pH, pois não sofre hidrólise. Enquanto, o cátion  $NH_4^+$  é ácido conjugado de uma base fraca,  $NH_3$ . Sendo assim, o cátion  $NH_4^+$  hidrolisará (eq. 14) produzindo íons  $H^+$ e, conseqüentemente, tornará a solução ácida. Portanto, o equilíbrio a ser considerado é respectivo à equação 14.



Sabendo qualitativamente que a solução de  $NH_4Br$  tem caráter ácido, devido à hidrólise do seu cátion  $NH_4^+$ , podemos calcular a concentração de  $H^+$  usando a tabela de equilíbrio e, a partir da concentração de  $H^+$ , será possível calcular o pH.

O próximo passo para a resolução da questão é construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 2) na qual colocamos as concentrações dos compostos que aparecem na expressão da constante de dissociação ácida do  $NH_4^+$  ( $Ka(NH_4^+) = \frac{[NH_3] \times [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$ ), e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio de  $NH_4^+$ ,  $NH_3$  e  $H_3O^+$ .

A questão informa que 5,75g de  $NH_4Br$ , é dissolvida em 0,1L de solução. Perceba que se a concentração é igual a razão entre o número de mols e o volume da solução, podemos calcular a concentração em mol/L do  $NH_4Br$  que é a mesma concentração do  $NH_4^+$ , de acordo com a proporção estequiométrica de **1:1** na equação 13. Portanto, calcula-se:

MM ( $NH_4Br$ ) = 98 g/mol  
 m ( $NH_4Br$ ) = 5,75 g  
 Sendo, número de mols igual a razão entre a massa e a massa molar do soluto, então:

$$n(NH_4Br) = \frac{m(NH_4Br)}{MM(NH_4Br)} = \frac{5,75}{98} = 0,059 \text{ mols de } NH_4Br.$$

E, sendo concentração igual a razão entre o número de mols e o volume da solução, então:

$$C(NH_4Br) = \frac{n(NH_4Br)}{v} = \frac{0,059}{0,1} = 0,59 \text{ mol/L de } NH_4Br.$$

Consequentemente, a concentração de  $NH_4^+$  é, também, igual a 0,59mol/L.

Tabela 2: Tabela de equilíbrio da hidrólise do  $NH_4^+$ .

Dados	$NH_4^+_{(aq)}$	$NH_{3(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)}$
Inicial	0,59 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Variação	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,59 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $Kb(NH_3)$  é igual a  $1,8 \times 10^{-5}$ , assim o  $Ka$  de seu ácido conjugado, o íon  $NH_4^+$ , é:

$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_a = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

A seguir, inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio na expressão de  $K_b$  e obtemos:

$$K_a(NH_4^+) = \frac{[NH_3] \times [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X] \times [X]}{[0,59 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que  $X$  é menor que 5% de 0,59 mol/L (5% de 0,59 =  $(0,05 \times 0,59) = 2,95 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ ); assim podemos simplificar a expressão para:

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X]^2}{[0,59]}$$

De modo que:

$$X = 1,81 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

O valor encontrado para  $X$ , é muito menor que  $2,95 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ . Além disso, o valor de  $X$  corresponde à concentração em mol/L de  $H_3O^+$ . Sendo assim, é possível calcular o pH :

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log [1,81 \times 10^{-5}]$$

$$pH = 4,74$$

A solução é, portanto ácida como esperado.

#### Para lembrar:

pH < 7, meio ácido;  
 pH = 7, meio neutro;  
 pH > 7, meio básico.

**3.. Um sal desconhecido é  $NaF$ ,  $NaCl$  ou  $NaOCl$ . Quando 0,050 mols do sal é dissolvido em água para formar 0,500L de solução, o pH da solução é 8,08. Qual é esse sal?**

$$K_a(HF) = 6,8 \times 10^{-4}$$

$$K_a(HOCl) = 3,0 \times 10^{-8}$$

Para resolver essa questão vamos analisar os possíveis sais sugeridos pela questão para descobrir qual é o sal que realmente está na solução, chamaremos esse sal de “sal X”. Portanto, dividimos estrategicamente a resolução em 3 partes:

1. Primeiramente, precisamos analisar qualitativamente cada sal, a partir de seu comportamento em meio aquoso, ou seja, se algum dos íons de cada sal sofrerá ou não hidrólise.

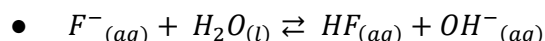
Vamos analisar:

- $NaF_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$  : a solução do sal  $NaF$  contém cátions  $Na^+$ , cátion de base forte  $Na(OH)$  e , portanto, não afetará o pH por não sofrer hidrólise. Contudo, o ânion,  $F^-$ , é base conjugada de ácido fraco  $HF$ , e hidrolisará produzindo íons  $OH^-$ , ( $F^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ ), conseqüentemente, tornando a solução básica.
- $NaCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$  : a solução do sal  $NaCl$  contém íons  $Na^+$ , cátion de base forte  $Na(OH)$ , e o ânion,  $Cl^-$ , é base conjugada de ácido forte  $HCl$ . Nenhum dos dois íons na solução reagirá com água (hidrólise) em uma extensão apreciável, fazendo com que a solução seja neutra.
- $NaOCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + OCl^-_{(aq)}$  : a solução do sal  $NaOCl$  contém cátions  $Na^+$ , cátion de base forte  $Na(OH)$  e , portanto, não afetará o pH por não sofrer hidrólise. Contudo, o ânion,  $OCl^-$ , é base conjugada de ácido fraco  $HOCl$ , e hidrolisará produzindo íons  $OH^-$ , ( $OCl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HOCl_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ ), conseqüentemente, tornando a solução básica.

**Conclusão da análise feita na 1ª parte:** o sal  $NaCl$  não pode ser o sal do enunciado da questão, pois este, tem o pH neutro, diferente do sal em

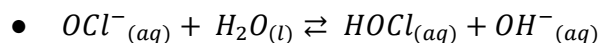
solução da questão, que tem pH básico (pH>7). Portanto, a partir de agora, a análise será feita somente a partir dos sais  $NaF$  e  $NaOCl$ , para descobrir qual é o sal referente ao “sal X”.

2. Agora a análise será quantitativa. Uma vez que temos as constantes de dissociação ácida ( $K_a$ ) dos ácidos conjugados [ $(K_a(HF) = 6,8 \times 10^{-4})$  e  $(K_a(HOCl) = 3,0 \times 10^{-8})$ ] dos respectivos ânions ( $F^-$  e  $OCl^-$ ) de cada sal ( $NaF$  e  $NaOCl$ ), podemos calcular a constante de dissociação básica de cada ânion que sofre hidrólise:



$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b(F^-) = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{6,8 \times 10^{-4}} = 1,47 \times 10^{-11}$$



$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b(OCl^-) = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,0 \times 10^{-8}} = 3,33 \times 10^{-7}$$

Tendo o valor de  $K_b$  podemos calcular as concentrações de íons  $OH^-$  liberados por cada um dos ânions que hidrolisam em solução ( $F^-$  e  $OCl^-$ ). Para tanto, precisamos construir uma tabela de equilíbrio para cada respectivo ânion (Tabela 3 e Tabela 4), na qual colocamos as concentrações dos compostos que aparecem na expressão das constantes de dissociação básica dos íons  $F^-$  ( $K_b(F^-) = \frac{[HF] \times [OH^-]}{[F^-]}$ ) e  $OCl^-$  ( $K_b(OCl^-) = \frac{[HOCl] \times [OH^-]}{[OCl^-]}$ ); e por meio delas poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise de cada sal.

A questão informa que 0,05 mols do sal é dissolvido em água para formar 0,5 L de solução, então podemos calcular a concentração do “sal X” na solução, que é a mesma concentração de seu ânion que hidrolisa (uma vez que em ambos os possíveis sais analisados a proporção estequiométrica

entre o sal e seu ânion é de **1:1** →  $1NaF_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + 1F^-_{(aq)}$  e  $1NaOCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + 1OCl^-_{(aq)}$ .

$$C(\text{sal } X) = \frac{n(\text{sal } X)}{V} = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ do "sal } X".$$

Conseqüentemente, a concentração do ânion que hidrolisa do "sal X" ( $F^-$  ou  $OCl^-$ ) é, também, igual a  $0,1 \text{ mol/L}$ .

Tendo esses dados ( $K_b$  e concentração do ânion que hidrolisa), vamos analisar quantitativamente as concentrações no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise de cada sal:

- $NaF$ :

Tabela 3: Tabela de equilíbrio de hidrólise do  $F^-$ .

Dados	$F^-_{(aq)}$	$HF_{(aq)}$	$OH^-_{(aq)}$
Inicial	0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Varição	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,1 - X) mol/L	+X mol/L	<b>+X mol/L</b>

A seguir, inserimos as respectivas informações que encontramos na questão, à respeito do  $F^-$ , na constante de dissociação básica do  $F^-$  para calcularmos as concentrações no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise do sal  $NaF$ :

$$K_b(F^-) = \frac{[HF] \times [OH^-]}{[F^-]}$$

$$1,47 \times 10^{-11} = \frac{[X] \times [X]}{[0,1 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que X é menor que 5% de 0,1 mol/L (5% de 0,1 mol/L =  $5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ); assim podemos simplificar a expressão para:

$$1,47 \times 10^{-11} = \frac{[X]^2}{[0,1]}$$

De modo que:

$$[X] = 1,2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

(O valor encontrado para X, é muito menor que 5% de 0,1 mol/L, portanto, a aproximação descrita nesse cálculo é válida. Mas não está errado resolver a equação quadrática, só é uma simplificação para fazer o cálculo mais rápido.)

Portanto, o ânion do sal  $NaF$  hidrolisa em solução e libera  $1,2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$  de íons  $OH^-$ .

- $NaOCl$ :

Em seguida tendo esses dados ( $K_b$  e concentração do ânion que hidrolisa), vamos analisar quantitativamente as concentrações no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise de cada sal:

Tabela 4: Tabela de equilíbrio de hidrólise do  $OCl^-$ .

Dados	$OCl^-_{(aq)}$	$HOCl_{(aq)}$	$OH^-_{(aq)}$
Inicial	0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Variação	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,1 - X) mol/L	+X mol/L	<b>+X mol/L</b>

A seguir, inserimos as respectivas informações que encontramos na questão, à respeito do  $OCl^-$ , na constante de dissociação básica do  $OCl^-$  para calcularmos as concentrações no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise do sal  $NaOCl$ :

$$K_b(OCl^-) = \frac{[HOCl] \times [OH^-]}{[OCl^-]}$$
$$3,33 \times 10^{-7} = \frac{[X] \times [X]}{[0,1 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que X é menor que 5% de 0,1 mol/L (5% de 0,1 mol/L =  $0,05 \times 0,1 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ); assim podemos simplificar a expressão para:

$$3,33 \times 10^{-7} = \frac{[X]^2}{[0,1]}$$

De modo que:

$$[X] = 1,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

(O valor encontrado para X, é muito menor que 5% de 0,1, portanto, a aproximação descrita nesse cálculo é válida. Mas não está errado resolver a equação quadrática, só é uma simplificação para fazer o cálculo mais rápido.)

Portanto, o ânion do sal  $NaOCl$  hidrolisa em solução e libera  $1,823 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  de íons  $OH^-$ .

Tendo determinado os valores das concentrações de hidroxila em cada situação ( $1,2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$  de íons  $OH^-$  em solução de  $NaF$  e  $1,823 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  de íons  $OH^-$  em solução de  $NaOCl$ ), existem duas maneiras de prosseguir, são elas:

- Calculando o pOH e posteriormente o pH (pela relação:  $pH + pOH = 14$ ) da solução de cada sal ( $NaF$  e  $NaOCl$ ), para que possa ser feita a comparação entre o pH da solução de  $NaF$ ,  $NaOCl$  e do “sal X”.

ou

- Calculando a quantidade de íons  $OH^-$  em solução do “sal X” e comparando com a quantidade de íons  $OH^-$  em solução de  $NaF$  e  $NaOCl$ .

Nessa resolução, optarei pela segunda opção de cálculo. Sendo assim, vamos para a terceira e última parte da resolução dessa questão.

3. Dado o pH da solução, 8,08, podemos calcular o pOH, pela relação  $pH + pOH = 14$ , e em seguida calcular a quantidade de íons  $OH^-$  livres na solução do “sal X”, pela relação  $pOH = -\log [OH^-]$  :

$$\begin{aligned} pH + pOH &= 14 \\ 8,08 + pOH &= 14 \end{aligned}$$

Sendo assim:

$$pOH = 5,92$$

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

$$5,92 = -\log [OH^-]$$

$$[OH^-] = 1,20 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Finalmente, sabendo a concentração de íons  $OH^-$  do “sal X” em solução, basta comparar os valores de íons  $OH^-$  livres em solução dos sais  $NaF$  e  $NaOCl$ :

“Sal X” = produz  $1,2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$  em solução

$NaF$  = produz  $1,2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$  em solução

$NaOCl$  = produz  $1,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  em solução

Sendo assim, a quantidade de íons  $OH^-$  livres em solução do sal  $NaF$  corresponde à mesma quantidade de íons  $OH^-$  livres em solução do “sal X”. Portanto, o sal desconhecido é o  $NaF$ .

4..Calcule o pH das seguintes soluções: (a) Acetato de sódio ( $NaCH_3CO_2(aq)$ ) 0,20 mol/L; (b) Cloreto de amônio ( $NH_4Cl(aq)$ ) 0,10 mol/L; (c) Cloreto de alumínio ( $AlCl_3(aq)$ ) 0,10 mol/L; (d) Cianeto de potássio ( $KCN(aq)$ ) 0,15 mol/L.

$$K_a (HCH_3CO_2(aq)) = 1,8 \times 10^{-5}$$

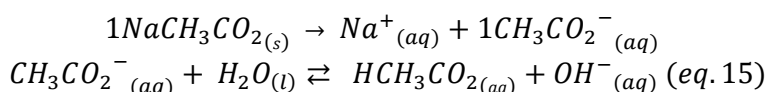
$$K_b (NH_3) = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_a (Al^{+3}(aq)) = 1,4 \times 10^{-5}$$

$$K_a (HCN) = 4,9 \times 10^{-10}$$

(a)  $NaCH_3CO_2(aq)$  0,20 mol/L:

A solução do sal  $NaCH_3CO_2$  contém cátions  $Na^+$ , cátion de base forte  $Na(OH)$  e, portanto, não afetará o pH, por não sofrer hidrólise. Contudo, o ânion,  $CH_3CO_2^-$ , é base conjugada de ácido fraco  $HCH_3CO_2$ , e hidrolisará produzindo íons  $OH^-$  (eq. 15), consequentemente tornando a solução básica.



Agora vamos construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 5) para o ânion,  $CH_3CO_2^-$ , para calcular, usando a estequiometria da reação, a concentração no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise do ânion.

Tabela 5: Tabela de equilíbrio de hidrólise do  $CH_3CO_2^-$ .

Dados	$CH_3CO_2^-(aq)$	$HCH_3CO_2(aq)$	$OH^-(aq)$
Inicial	0,2 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Varição	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,2 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $K_a (HCH_3CO_2)$  é igual a  $1,8 \times 10^{-5}$ , assim o  $K_b$  de sua base conjugada, o íon  $CH_3CO_2^-$ , é:

$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

A seguir, inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio da expressão de  $K_b$  e obtemos:

$$K_b (CH_3CO_2^-) = \frac{[HCH_3CO_2] \times [OH^-]}{[CH_3CO_2^-]}$$

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X] \times [X]}{[0,2 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que  $X$  é menor que 5% de 0,2 mol/L (5% de 0,2 =  $(0,05 \times 0,2) = 0,01$  mol/L); assim podemos simplificar a expressão para:

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X]^2}{[0,2]}$$

De modo que:

$$X = 1,05 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

O valor encontrado para  $X$ , é muito menor que 5% de 0,2. Além disso, o valor de  $X$  corresponde à concentração em mol/L de  $OH^-$ . Sendo assim, é possível calcular o pOH:

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

$$pOH = -\log [1,05 \times 10^{-5}]$$

$$pOH = 4,98$$

E,  $pH + pOH = 14$ , então:

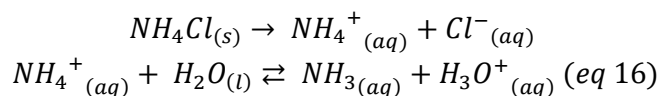
$$pH + 4,98 = 14$$

$$pH = 9,02$$

O pH da solução de  $NaCH_3CO_2(aq)$  0,20 mol/L, é igual a 9,02.

**(b)**  $NH_4Cl(aq)$  0,10 mol/L

A solução do sal  $NH_4Cl$  contém ânions  $Cl^-$ , ânion do ácido forte  $HCl$  e, portanto, não afetará o pH por não sofrer hidrólise. Contudo, o cátion,  $NH_4^+$ , é ácido conjugado de base fraca  $NH_3$ , e, portanto, hidrolisará produzindo íons  $H^+$  (eq. 16), conseqüentemente, tornando a solução ácida.



Agora vamos construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 6) para o ânion,  $CH_3CO_2^-$ , para calcular, usando a estequiometria da reação, a concentração no equilíbrio de  $H_3O^+$  liberados na hidrólise do ânion.

Tabela 6: Tabela de equilíbrio da hidrólise do  $NH_4^+$ .

Dados	$NH_4^+_{(aq)}$	$NH_3_{(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)}$
Inicial	0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Varição	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,1 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $K_b (NH_3)$  é igual a  $1,8 \times 10^{-5}$ , assim o  $K_a$  de seu ácido conjugado, o íon  $NH_4^+$ , é:

$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_a = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

A seguir, inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio na expressão de  $K_b$  e obtemos:

$$K_a(NH_4^+) = \frac{[NH_3] \times [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X] \times [X]}{[0,1 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que X é menor que 5% de 0,1 mol/L (5% de 0,1 =  $(0,05 \times 0,1) = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ); assim podemos simplificar a expressão para:

$$5,56 \times 10^{-10} = \frac{[X]^2}{[0,1]}$$

De modo que:

$$X = 7,46 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

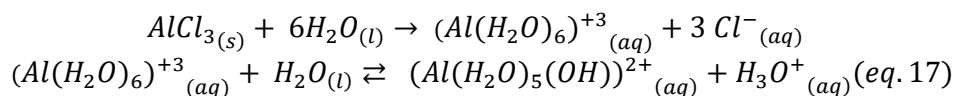
O valor encontrado para X, é muito menor que  $5 \times 10^{-3}$ . Além disso, o valor de X corresponde à concentração em mol/L de  $H_3O^+$ . Sendo assim, é possível calcular o pH:

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H_3O^+] \\ pH &= -\log [7,46 \times 10^{-6}] \\ pH &= 5,12 \end{aligned}$$

O pH da solução de  $NH_4Cl_{(aq)}$  0,10 mol/L, é igual a 9,02.

**(c)**  $AlCl_{3(aq)}$  0,10 mol/L

A solução do sal  $AlCl_3$  contém ânions  $Cl^-$ , ânion de ácido forte  $HCl$  e, portanto, não afetará o pH por não sofrer hidrólise. Contudo, o cátion,  $Al^{+3}$ , é ácido conjugado de base fraca  $Al(OH)_3$ , e, portanto, hidrolisará produzindo íons  $H^+$  (eq. 17), conseqüentemente, tornando a solução ácida.



Agora vamos construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 7) para o cátion,  $Al^{+3}$ , para calcular, usando a estequiometria da reação, a concentração no equilíbrio de  $H_3O^+$  liberados na hidrólise do cátion.

Tabela 7: Tabela de equilíbrio da hidrólise do  $Al^{+3}$ .

Dados	$Al^{+3}_{(aq)}$	$(Al(OH))^{2+}_{(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)}$
Inicial	0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Varição	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,1 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $K_a (Al^{+3}_{(aq)}) = 1,4 \times 10^{-5}$ , sabendo disso inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio na expressão de  $K_a$  e obtemos:

$$K_a(Al^{+3}_{(aq)}) = \frac{[NH_3] x [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$1,4x10^{-5} = \frac{[X] x [X]}{[0,1 - X]}$$

$$X^2 + 1,4x10^{-5}X - 1,4x10^{-6} = 0$$

A resolução dessa equação quadrática leva a duas soluções para X:

$$[X] = \frac{-(1,4x10^{-5}) \pm \sqrt{(1,4x10^{-5})^2 - (4 \times 1 \times (-1,4x10^{-6}))}}{2 \times 1}$$

$$X = 1,18x10^{-3} \text{ mol/L ou } -1,19x10^{-3} \text{ mol/L:}$$

O segundo resultado dessas soluções,  $X = -1,19x10^{-3} \text{ mol/L}$ , é uma concentração negativa, e uma concentração negativa não tem significado químico, logo rejeitamos essa solução. Então, o cátion do  $AlCl_3$  hidrolisa em solução e libera  $1,18x10^{-3} \text{ mol/L}$  de íons  $H_3O^+$ . Sendo assim, é possível calcular o pH:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

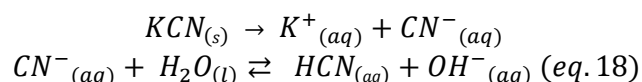
$$pH = -\log [1,18x10^{-3}]$$

$$pH = 2,93$$

O pH da solução de  $AlCl_{3(aq)}$  0,10 mol/L, é igual a 2,93.

**(d)**  $KCN_{(aq)}$  0,15 mol/L.

A solução do sal  $KCN$  contém cátions  $K^+$ , cátion de base forte  $KOH$  e, portanto, não afetará o pH por não sofrer hidrólise. Contudo, o ânion,  $CN^-$ , é base conjugada de ácido fraco  $HCN$ , e hidrolisará produzindo íons  $OH^-$  (eq. 18), conseqüentemente, tornando a solução básica.



Agora vamos construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 8) para o ânion,  $CN^-$ , para calcular, usando a estequiometria da reação, a concentração no equilíbrio de  $OH^-$  liberados na hidrólise do ânion.

Tabela 8: Tabela de equilíbrio de hidrólise do  $CN^-$ .

Dados	$CN^-_{(aq)}$	$HCN_{(aq)}$	$OH^-_{(aq)}$
Inicial	0,15 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Varição	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,15 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $K_a(HCN)$  é igual a  $4,9 \times 10^{-10}$ , assim o  $K_b$  de sua base conjugada, o íon  $CN^-$ , é:

$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{4,9 \times 10^{-10}} = 2,04 \times 10^{-5}$$

A seguir, inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio na expressão de  $K_b$  e obtemos:

$$K_b(CN^-) = \frac{[HCN] \times [OH^-]}{[CN^-]}$$

$$2,04 \times 10^{-5} = \frac{[X] \times [X]}{[0,15 - X]}$$

$$X^2 + 2,04 \times 10^{-5}X - 3,06 \times 10^{-6} = 0$$

A resolução dessa equação quadrática leva a duas soluções para X:

$$X = 1,73 \times 10^{-3} \text{ mol/L ou } -1,76 \times 10^{-3} \text{ mol/L:}$$

O segundo resultado dessas soluções,  $X = -1,76 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ , é uma concentração negativa, e uma concentração negativa não tem significado químico, logo rejeitamos essa solução. Então, o ânion do  $KCN$  hidrolisa em solução e libera  $1,73 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  de íons  $OH^-$ . Sendo assim, é possível calcular o pOH:

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

$$pOH = -\log [1,73 \times 10^{-3}]$$

$$pOH = 2,76$$

E,  $pH + pOH = 14$ , então:

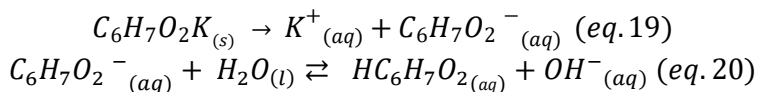
$$pH + 2,76 = 14$$

$$pH = 11,24$$

O pH da solução de  $KCN_{(aq)}$  0,15 mol/L, é igual a 11,24.

**5.. O ácido sórbico ( $HC_6H_7O_2$ ) é um ácido monoprótico fraco com  $K_a = 1,7 \times 10^{-5}$ . Seu sal (sorbato de potássio) é adicionado ao queijo para inibir a formação de mofo. Qual é o pH de uma solução que contém 11,25g de sorbato de potássio em 1,75L de solução?**

Para iniciar a resolução da questão podemos inferir que a solução aquosa do sal sorbato de potássio ( $C_6H_7O_2K$ ) é básica ( $pH > 7$ ), uma vez que  $C_6H_7O_2K$  em água se dissocia em seus íons componentes (eq. 19),  $K^+$  e  $C_6H_7O_2^-$ . O cátion  $K^+$  é ácido conjugado de uma base forte,  $KOH$ , portanto não tem influência no pH por não sofrer hidrólise. Enquanto, o ânion  $C_6H_7O_2^-$  é base conjugada de um ácido fraco,  $HC_6H_7O_2$ . Sendo assim, o ânion  $C_6H_7O_2^-$  hidrolisará (eq. 20) produzindo íons  $OH^-$ , conseqüentemente, tornará a solução básica. Portanto, o equilíbrio a ser considerado é respectivo à equação 20.



Sabendo qualitativamente que a solução de  $C_6H_7O_2K$  tem caráter básico, devido à hidrólise do seu ânion  $C_6H_7O_2^-$ , podemos calcular a concentração de  $OH^-$  usando uma tabela de equilíbrio e a constante de dissociação básica do  $C_6H_7O_2^-$ . Em seguida, calculando a concentração de  $OH^-$ , converta-o em pOH ( $pOH = -\log [OH^-]$ ), e então converta pOH em pH pelo uso da relação  $pH + pOH = 14,00$ .

O próximo passo para a resolução da questão é construir uma tabela de equilíbrio (Tabela 9) na qual colocamos as concentrações dos compostos que aparecem na expressão da constante de dissociação básica do  $C_6H_7O_2^-$  ( $K_b(C_6H_7O_2^-) = \frac{HC_6H_7O_2 \times [OH^-]}{[C_6H_7O_2^-]}$ ), e por meio dela poderemos usar a estequiometria da reação para expressar as concentrações no equilíbrio de  $HC_6H_7O_2$ ,  $OH^-$  e  $C_6H_7O_2^-$ .

A questão informa que 11,25g de sorbato de potássio é dissolvida em 1,75L de solução. Perceba que se a concentração é igual a razão entre o número de mols e o volume da solução, podemos calcular a concentração em

mol/L do  $KCH_3CO_2$  que é a mesma concentração do  $CH_3CO_2^-$ , de acordo com a proporção estequiométrica de 1:1 na equação 19. Portanto, calcula-se:

$MM(KC_6H_7O_2) = 150 \text{ g/mol}$   
 $m(KC_6H_7O_2) = 11,25 \text{ g}$   
 Sendo, número de mols igual a razão entre a massa e a massa molar do soluto, então:  

$$n(KC_6H_7O_2) = \frac{m(KCH_3CO_2)}{MM(KCH_3CO_2)} = \frac{11,25}{150} = 0,075 \text{ mols de } KC_6H_7O_2.$$
 E, sendo concentração igual a razão entre o número de mols e o volume da solução, então:  

$$C(KCH_3CO_2) = \frac{n(KCH_3CO_2)}{V} = \frac{0,075}{1,75} = 0,0429 \frac{\text{mol}}{L} \text{ de } KC_6H_7O_2.$$
 Consequentemente, a concentração de  $C_6H_7O_2^-$  é, também, igual a  $0,0429 \text{ mol/L}$ .

Tabela 9: Tabela de equilíbrio de hidrólise do  $C_6H_7O_2^-$ .

Dados	$C_6H_7O_2^-_{(aq)}$	$HC_6H_7O_{2(aq)}$	$OH^-_{(aq)}$
Inicial	0,0429 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
Variação	- X mol/L	+X mol/L	+X mol/L
Equilíbrio	(0,0429 - X) mol/L	+X mol/L	+X mol/L

A questão informa que  $K_a(HC_6H_7O_2)$  é igual a  $1,7 \times 10^{-5}$ , assim o  $K_b$  de sua base conjugada, o íon  $CH_3CO_2^-$ , é:

$$K_a \times K_b = K_w \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,7 \times 10^{-5}} = 5,88 \times 10^{-10}$$

A seguir, inserimos esse valor e as informações das concentrações no equilíbrio na expressão de  $K_b$  e obtemos:

$$K_b (CH_3CO_2^-) = \frac{[HCH_3CO_2] \times [OH^-]}{[CH_3CO_2^-]}$$

$$5,88 \times 10^{-10} = \frac{[X] \times [X]}{[0,0429 - X]}$$

Como  $K_b$  é muito pequeno, podemos antecipar que  $X$  é menor que 5% de 0,0429 (5% de 0,0429 =  $2,145 \times 10^{-3}$ ); assim podemos simplificar a expressão para:

$$5,88 \times 10^{-10} = \frac{[X]^2}{[0,0429]}$$

De modo que:

$$X = 5,02 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

O valor encontrado para  $X$  é muito menor que  $2,145 \times 10^{-3}$ . Além disso, o valor de  $X$  corresponde à concentração em mol/L de  $OH^-$ . Sendo assim, é possível calcular o pOH:

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

$$pOH = -\log [5,02 \times 10^{-6}]$$

$$pOH = 5,29$$

E,  $pH + pOH = 14$ , então:

$$pH + 5,29 = 14$$

$$pH = 8,71$$

O pH da solução de  $C_6H_7O_2K$  é igual a 8,71.

### FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

## REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5 ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BROWN, T. ; LEMAY, H.E.; BURSTEN, B.E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Prentice-Hall, 2005.

BROWN, T. ; LEMAY, H.E.; BURSTEN, B.E. **Química: a ciência central**. 13 ed. São Paulo: Prentice-Hall, 2016.

“Teoria ácido-base de Bronsted-Lowry”. **Khan Academy**. Disponível em: <https://pt.khanacademy.org/science/chemistry/acids-and-bases-topic/acids-and-bases/a/bronsted-lowry-acid-base-theory>. Acesso em 4 de julho de 2020.