

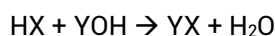
Equilíbrio iônico: K_h , efeito do íon comum e tampão

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Resumo

Hidrólise Salina

Como sabemos, existem ácidos e bases de caráter forte ou fraco, dependendo do seu grau de ionização (no caso dos ácidos) ou de dissociação (no caso das bases). Sabemos, ainda, que a reação de um ácido com uma base gera um sal – com cátion derivado da base reagente e ânion derivado do ácido reagente – e água, conforme vemos na reação genérica abaixo:



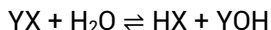
Onde:

X = ânion do ácido hipotético HX;

Y = cátion da base hipotética YOH;

YX = sal de cátion Y e ânion X resultante.

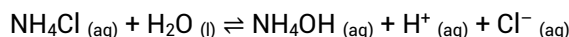
Da mesma maneira, ao colocarmos para **reagirem um sal e a água**, a reação inversa ocorre, **gerando novamente o ácido e a base que deram origem a este sal**. A essa reação damos o nome de **hidrólise salina**. A hidrólise do sal YX, por exemplo, seria assim:



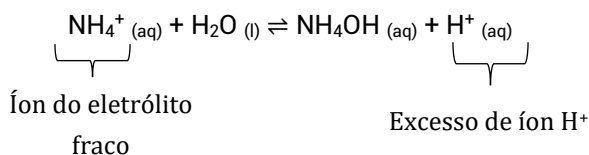
Como a força dos ácidos e das bases variam, os **sais** que deles decorrem também terão **graus de acidez e basicidade** diversos. Mas se a acidez de um meio é determinada pela concentração de H^+ , e a basicidade, pela concentração de OH^- , como um sal pode ter caráter ácido/básico? Pois bem, as formas como a hidrólise dos sais ocorrem também variam. Vejamos:

Hidrólise de **sal de ácido forte e base fraca**:

- Como o ácido é muito forte, ele se encontra totalmente (ou quase totalmente) ionizado. Já a base, muito fraca, encontra-se muito pouco dissociada, ou seja, praticamente não dissociada. Repare como a reação de hidrólise ocorrerá:



- A melhor maneira de representarmos isso é considerando a hidrólise do cátion da base separadamente, por ser o **íon do eletrólito fraco** (essa é a chamada **equação iônica de hidrólise**):



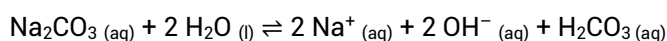
- Note que a sobra de íons H^+ na solução tornam o meio ácido, motivo pelo qual **sais derivados de ácido forte e base fraca possuem caráter ácido**.

! **OPA, eletrólito?**

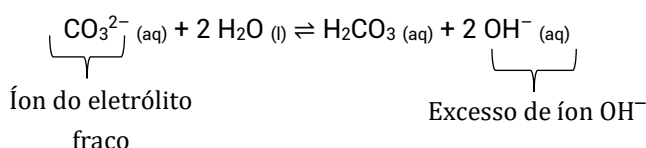
É toda espécie química que, em meio aquoso, libera íons, ganhando, desse modo, capacidade de conduzir eletricidade. Por isso, em vez de dizermos "íon do **ácido** ou da **base fraca** ou do **sal**", podemos evitar a fadiga dizendo "íon do **eletrólito fraco**", já nos deixando entendidas/os que nos referíamos tanto a ácido como a base e a sal.

Hidrólise de **sal de ácido fraco e base forte**:

- Como a base é muito forte, ela se encontra totalmente (ou quase totalmente) dissociada. Já o ácido, muito fraco, encontra-se muito pouco ionizado, ou seja, praticamente não ionizado. Repare como a reação de hidrólise ocorrerá:



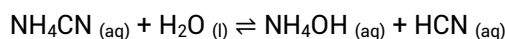
- A melhor maneira de representarmos isso é considerando a hidrólise do ânion do ácido separadamente, por ser o **íon do eletrólito fraco** (olha a **equação iônica de hidrólise** aí de novo):



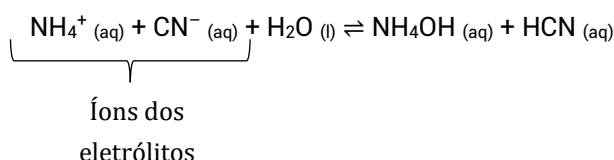
- Note que a sobra de íons OH^- na solução tornam o meio básico, motivo pelo qual **sais derivados de base forte e ácido fraco possuem caráter básico**.

Hidrólise de **sal de ácido e base fracos**:

- Como tanto o ácido como a base são muito fracos, encontram-se muito pouco ionizados, ou seja, praticamente não ionizados. Repare como a reação de hidrólise ocorrerá:



- A melhor maneira de representarmos isso é considerando a hidrólise dos **íons dos dois eletrólitos fracos (equação iônica... já tá ficando repetitivo, né não?)**:



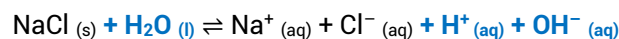
- Note que, em teoria, não houve sobra de íons H^+ nem OH^- , na solução. No entanto, sabemos que, embora ambos os eletrólitos sejam muito fracos, certamente um possui grau de ionização, logo constante de

ionização, maior que o do outro. Isto indica que, **mesmo que não possamos visualizar pela reação ideal de hidrólise, na prática haverá, sim, sobra de íon H^+ ou OH^- .**

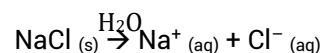
- Mas **como saber quem ioniza mais?** Simples: comparando suas **constantes de ionização** (K_a/K_b). O que tiver K_i maior, terá força maior, e será, portanto, responsável pela sobra de íons. No caso utilizado, $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$ e $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ($K_b > K_a$), o que diz que a base é mais forte que o ácido (mas não muito, ok?).
- Conclusão: o meio fica ligeiramente básico. Caso K_a fosse maior que K_b , o meio ficaria ligeiramente ácido. Caso K_a e K_b fossem iguais, o meio ficaria neutro.

Dissolução de **sal de ácido e base fortes**:

- Como tanto a base como o ácido originários do sal são muito fortes, ambos se encontram totalmente (ou quase totalmente) ionizados. Ou seja, o que há é apenas uma dissolução do sal, sem formação de ácido nem de base, **sem haver hidrólise** – reparou que não tá escrito “hidrólise” no ponto “d”? ;). Olha só:



- Repare que as concentrações dos íons H^+ e OH^- são iguais entre si e iguais à da água “reagente” (entre aspas porque, neste caso, na verdade, é apenas solvente). Concluimos, pois, que **a solução será neutra**. Veja como a reação fica com cara de dissolução quando cortamos a água reagente com a água produto:



Obs: - A seta de reação reversível não cabe aqui, uma vez que o que ocorreu foi a dissociação total dos íons do sal. Sendo assim, não há sentido inverso da reação;

- Aqui, obviamente, **não houve a famosa equação iônica de hidrólise** (aêêê).

Constante de Hidrólise (K_h)

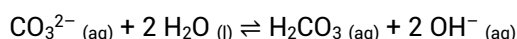
Se não envolver alguma constante, a gente nem acredita que se trate de equilíbrio químico, não é mesmo? Pois bem, aqui também temos a **constante de hidrólise**, que, como toda constante, nos informa o padrão com que a hidrólise de um sal específico ocorre, em cada valor de temperatura.

Para encontrarmos o K_h de um sal, é importante sabermos que, entre a quantidade de íons dissociados, a quantidade dos que sofrem hidrólise varia. Às vezes, 70 em cada 100 íons – do eletrólito fraco, claro – são hidrolisados, isto é, 70% deles; às vezes, 1 em cada 10 (10%); etc. Conclusão, cada sal, em cada temperatura, tem seu **grau de hidrólise (α)**, um valor percentual que, como qualquer outro, pode ser representado também em valor decimal. Calculamos assim:

$$\alpha = \text{nº de mols de íons hidrolisados} / \text{nº de mols de íons dissolvidos}$$

A expressão do K_h de um sal pode ter a forma de um K_c (molaridade de produtos sobre molaridade de reagentes), ou pode ser em função do K_w e do K_i do eletrólito fraco (K_a se for de ácido fraco, K_b se for de base fraca; se forem ambos fracos, será $K_a \cdot K_b$). Vamos ver cada uma dessas formas:

Exemplo 1: K_h do sal $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ como K_h é a constante apenas da hidrólise, a reação utilizada será a de hidrólise do íon do eletrólito fraco (que, neste caso, é o ânion CO_3^{2-} , do ácido), ou seja, a **equação iônica de hidrólise**, da qual tanto já falamos neste material. Aqui está ela:



$$K_h = [\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]^2 / [\text{CO}_3^{2-}]$$

Forma 1

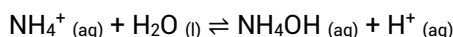
ou

$$K_h = K_w / K_a$$

Forma 2

OBS: Não preciso mais lembrar você de que a água, por ser líquido puro, não entra na expressão da constante, né?

Exemplo 2: K_h do sal $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ a **equação iônica de hidrólise**, neste caso, é a do NH_4^+ (cátion da base, por ser o íon do eletrólito fraco). Olha:



$$K_h = [\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+] / [\text{NH}_4^+]$$

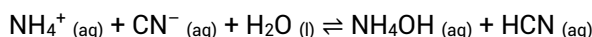
Forma 1

ou

$$K_h = K_w / K_b$$

Forma 2

Exemplo 3: K_h do sal $\text{NH}_4\text{CN} \rightarrow$ a **equação iônica de hidrólise**, neste caso, é tanto a do NH_4^+ (cátion da base) como a do CN^- (ânion do ácido), por serem ambos íons de eletrólitos fracos. Olha:



$$K_h = [\text{NH}_4\text{OH}][\text{HCN}] / [\text{NH}_4^+][\text{CN}^-]$$

Forma 1

ou

$$K_h = K_w / K_a \cdot K_b$$

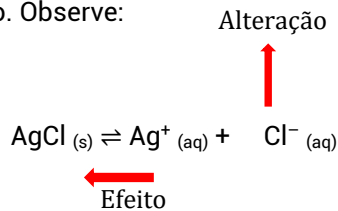
Forma 2

OBS: Se o sal for de ácido forte e base forte, o que não ocorre mesmo? Hidrólise. Por que sais de ácido e base fortes não têm K_h mesmo? Porque não ocorre hidrólise.

Efeito do Íon Comum

Ao adicionarmos a uma solução um composto que possua um **íon comum** ao do soluto preexistente, o **equilíbrio se desloca** no sentido de consumir esse íon – já que a constante K_{PS} não sofre variação a não ser com mudança de temperatura –, **formando mais precipitado**, se se tratar de um soluto sólido.

Exemplo: Solução de AgCl em equilíbrio → adiciono HCl, que se ioniza na solução, gerando íons H^+ e Cl^- → a concentração de Cl^- aumenta na solução → equilíbrio se desloca no sentido de consumir o excesso de Cl^- → forma-se mais AgCl puro e sólido. Observe:



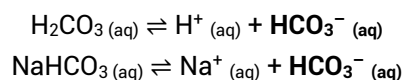
Solução Tampão

Soluções tampão são aquelas que **resistem a variações de pH**, quando nelas são adicionados ácidos e bases. Existem tampões ácidos e básicos, mas ambos resistem à adição tanto de ácidos como de bases. Nosso sangue, por exemplo, mantém seu pH entre 7,35 e 7,45, mesmo quando bebemos um refrigerante, que possuem alta concentração de H^+ .

Qual é a composição de uma solução tampão? Vamos ver separadamente os tampões ácido e básico.

Tampão ácido: composto por um **ácido fraco** e um **sal derivado** dele.

Exemplo: H_2CO_3 (ácido carbônico, fraco) e $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio, sal derivado). Esses compostos formam os seguintes equilíbrios, respectivamente:



Com esses dois equilíbrios ocorrendo ao mesmo tempo no meio, se adicionarmos:

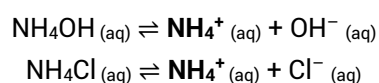
- **Um ácido:** A concentração de H^+ aumenta, mas como o equilíbrio se desloca rapidamente no sentido de consumir esse cátion – e, ao mesmo tempo, de formar a forma não ionizada do ácido –, o pH não se altera, isto é, o efeito da alteração é **tamponado**.

Obs: A presença de $NaHCO_3$ no sistema é importante porque **oferece mais íons HCO_3^- para reagirem com o H^+** , formando H_2CO_3 e **mantendo o pH**. Se aumentássemos a concentração de H^+ e não houvesse HCO_3^- suficiente para consumi-lo, o pH diminuiria.

- **Uma base:** A concentração de OH^- aumenta e reage com os íons H^+ da solução, formando água. Isso obviamente geraria uma redução na concentração de H^+ do sistema, mas como o equilíbrio se desloca rapidamente no sentido de repor, o pH não aumenta, isto é, o efeito da alteração é **tamponado**.

Tampão básico: composto por uma **base fraca** e um **sal derivado** dela.

Exemplo: NH_4OH (hidróxido de amônio, fraco) e NH_4Cl (cloreto de amônio, sal derivado). Esses compostos formam os seguintes equilíbrios, respectivamente:



Com esses dois equilíbrios ocorrendo ao mesmo tempo no meio, se adicionarmos:

- **Uma base:** A concentração de OH^- aumenta, mas como o equilíbrio se desloca rapidamente no sentido de consumir esse ânion – e, ao mesmo tempo, de formar a forma não dissociada da base –, o pH não se altera, isto é, o efeito da alteração é **tamponado**.

Obs: A presença de NH_4Cl no sistema é importante porque **oferece mais íons NH_4^+ para reagirem com o OH^-** , formando NH_4OH e **mantendo o pH**. Se aumentássemos a concentração de OH^- e não houvesse NH_4^+ suficiente para consumi-lo, o pH aumentaria.

- **Um ácido:** A concentração de H^+ aumenta e reage com os íons OH^- da solução, formando água. Isso obviamente geraria uma redução na concentração de OH^- do sistema, mas como o equilíbrio se desloca rapidamente no sentido de o repor, o pH não diminui, isto é, o efeito da alteração é **tamponado**.

Importante à beça:

Existe uma **zona de tamponagem**, que, se for ultrapassada, o **tampão “quebra”**. Ou seja, se adicionarmos muito muito muito ácido ou muita muita muita base ao sistema, provavelmente o pH se alterará, uma vez que o tampão não fará efeito.

MATEMATICAMENTE FALANDO:

Existe uma fórmula que nos permite calcular o valor do pH/pOH de uma solução tampão, quando sabemos o K_i do ácido ou da base, a concentração do ácido ou da base e a concentração do sal derivado.

a. Tampão ácido

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log[\text{sal}]/[\text{ácido}]$$

$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

b. Tampão básico

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log[\text{sal}]/[\text{base}]$$

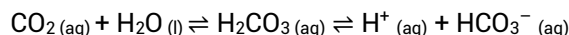
$$\text{pK}_b = -\log K_b$$

Obs: Transformamos o K_i em potencial de K_i (pK_i) pelo mesmo motivo que transformamos a concentração de H^+ por potencial hidrogeniônico (pH), por exemplo → para não utilizarmos valores tão pequenos nas contas, o que facilita a nossa vida. **Repare que pK_i é calculado de forma idêntica à do pH/pOH.**

TRAZENDO PARA A VIDA:

Como já vimos, o sangue humano possui **valores de pH** que, em seu estado de normalidade, **variam de 7,35 a 7,45**. Valores que não se encontram nesse intervalo acusam **acidose (se for <7,35)** ou **alcalose (se for >7,45) sanguíneas**, que precisam ser revertidas a fim de que o organismo não seja prejudicado. Valores de pH superiores a 7,95 e inferiores a 6,85 já podem levar uma pessoa à morte.

O tampão sanguíneo é esse:



OBS: A proporção de HCO_3^- para H_2CO_3 não é 1:1, como sugere a equação. O íon bicarbonato, na verdade, se encontra em quantidade muito superior à do ácido, devido à presença de sais derivados dele, o que faz desse tampão ligeiramente básico.

Acidose respiratória: Ocorre quando há **excesso de CO_2 no sangue**, por não termos exalado gás carbônico suficiente, o que aumenta a pressão parcial desse gás ($p\text{CO}_2$). Assim, o **equilíbrio se desloca** no sentido de consumir CO_2 , aumentando a concentração de ácido, que se ioniza mais em H^+ e HCO_3^- e diminui o pH;

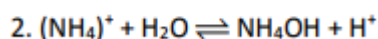
Alcalose respiratória: Ocorre quando há **carência de CO_2 no sangue**, por termos exalado mais gás carbônico que o aceitável, o que diminui a pressão parcial desse gás ($p\text{CO}_2$). Assim, o **equilíbrio se desloca** no sentido de produzir CO_2 , diminuindo a concentração de ácido, que se ioniza menos em H^+ e HCO_3^- e aumenta o pH;

Acidose metabólica: Ocorre quando há **baixa concentração de HCO_3^-** , o que aumenta a ionização do ácido e diminui o pH;

Alcalose metabólica: Ocorre quando há **alta concentração de HCO_3^-** , o que diminui a ionização do ácido e aumenta o pH.

Exercícios

1. Em três frascos A, B e C, dissolvemos, em água pura, respectivamente: cloreto de sódio (NaCl), cloreto de amônio (NH_4Cl) e acetato de sódio ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$). Sabendo-se que somente os íons Na^+ e Cl^- não sofrem hidrólise, podemos afirmar que o(a)
- a) pH da solução do frasco A situa-se entre 8,0 e 10,0.
 - b) pH da solução do frasco B situa-se entre 11,0 e 13,0.
 - c) pH da solução do frasco C situa-se entre 2,0 e 4,0.
 - d) solução do frasco A é mais ácida do que a do frasco B.
 - e) solução do frasco B é mais ácida do que a do frasco C.
2. Hidrólise é uma reação entre um ânion (A^-) ou um cátion (C^+) e água, com fornecimento de íons OH^- ou H^+ para a solução. Assim, a hidrólise do NH_4CN pode ser representada pelas equações:



cujos valores das constantes de hidrólise são:

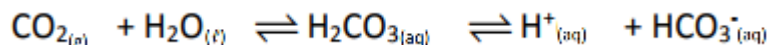
$$K_h(\text{CN}^-) = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

$$K_h(\text{NH}_4^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Portanto, a solução resultante da hidrólise do cianeto de amônio deverá ser:

- a) fortemente ácida.
- b) fortemente básica.
- c) neutra.
- d) fracamente ácida.
- e) fracamente básica

3. Um dos fatores que pode modificar o pH do sangue é o ritmo respiratório. Este fato está relacionado ao equilíbrio descrito na equação abaixo.



Sobre este fato são feitas as seguintes afirmações.

- I. Pessoas com ansiedade respiram em excesso e causam diminuição da quantidade de CO_2 no sangue aumentando o seu pH.
- II. Indivíduos com insuficiência respiratória aumentam a quantidade de CO_2 no sangue, diminuindo seu pH.
- III. Pessoas com respiração acelerada deslocam o equilíbrio da reação no sentido direto.

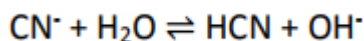
Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
 - b) Apenas II.
 - c) Apenas I e II.
 - d) Apenas II e III.
 - e) I, II e III.
4. Para aumentar efetivamente a concentração de íons carbonato no equilíbrio:



dever-se-ia adicionar:

- a) HCl
 - b) H_2SO_4
 - c) NaOH
 - d) H_2O
 - e) CH_3COOH
5. A adição de cianeto de sódio sólido em água estabelece o equilíbrio químico:



A constante desse equilíbrio é conhecida como

- a) produto iônico da água (K_w).
- b) produto de solubilidade (K_{ps}).
- c) constante de ionização de ácido (K_a).
- d) constante de ionização de base (K_b).
- e) constante de hidrólise de sal (K_h).

6. Mares absorvem grande parte do CO_2 concentrado na atmosfera, tornando-se mais ácidos e quentes, segundo cientistas. A Royal Society, do Reino Unido, começou um estudo para medir os níveis de acidez dos oceanos sob a influência do aumento da concentração de dióxido de carbono. O CO_2 concentrado na atmosfera é responsável pelo efeito estufa. Na água, elevando a acidez, o gás interfere na vida de corais e seres dotados de conchas, assim como diminui a reprodução do plâncton, comprometendo a cadeia alimentar de animais marinhos.

Estado de S. Paulo, 24/08/2004.

Em uma solução aquosa 0,10 mol/L de carbonato de sódio, ocorre a hidrólise do íon carbonato:



Constante de hidrólise, $K(\text{h}) = 2,5 \cdot 10^{-4}$. Calculando-se, para essa solução, o valor de $[\text{OH}^-]$ em mol/L, encontra-se:

- $5 \cdot 10^{-3}$
 - $4 \cdot 10^{-3}$
 - $3 \cdot 10^{-3}$
 - $2 \cdot 10^{-3}$
 - $1 \cdot 10^{-3}$
7. Analise os dados da tabela abaixo. As afirmativas abaixo se referem aos dados da tabela acima. Analise-as.

Substâncias	Fórmulas	Constantes
Ácido hipocloroso	HClO	$K_a = 3,1 \cdot 10^{-8}$
Ácido fórmico	HCHO_2	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Ácido cianídrico	HCN	$K_a = 5 \cdot 10^{-10}$
Ácido barbitúrico	$\text{HC}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3$	$K_a = 1 \cdot 10^{-5}$
Ácido acético	CH_3COOH	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
Amônia	NH_3	$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

- A constante de hidrólise do sal $\text{NaC}\ell\text{O}$ é numericamente maior que a do CHO_2Na .
- Em meio aquoso, o íon $\text{C}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3^-$ protoniza-se mais facilmente que o íon CN^- .
- Como o pK_a do ácido fórmico é menor que o pK_a do ácido acético, o formiato tem menor avidez pelo próton que o acetato.
- A hidrólise do cianeto de amônio origina um meio com propriedades alcalinas.

São verdadeiras apenas as afirmativas:

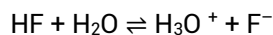
- I e II
- II e III
- I, II e III
- II, III e IV
- I, III e IV

8. Em um recipiente adequado são misturados 100 cm³ de solução aquosa de ácido acético 0,1 M e 100 cm³ de solução aquosa de acetato de sódio 0,1 M. Sobre o sistema resultante são feitas as afirmações abaixo.

Assinale a correta.

- a) A ionização do ácido não é afetado pelo acetato de sódio.
 - b) O acetato de sódio presente no sistema favorece a ionização do ácido acético.
 - c) A adição de 0,1 cm³ de solução aquosa de NaOH 0,1 M não deve ocasionar variação significativa de pH no sistema.
 - d) A adição de 0,1 cm³ de solução aquosa de HCl 0,1M vai ocasionar uma variação significativa de pH no sistema.
 - e) O pH do sistema independe da quantidade de acetato de sódio presente.
9. Considere um litro de solução aquosa 0,10 mol/L de ácido acético (CH₃COOH). Para obter-se uma solução-tampão (aquela cujo pH não se altera pela adição de ácidos ou bases), pode-se misturar essa solução com um litro de solução aquosa 0,10 mol/L de
- a) ácido sulfúrico (H₂SO₄).
 - b) hidróxido de sódio (NaOH).
 - c) cloreto de sódio (NaCl).
 - d) amônia (NH₃).
 - e) acetato de sódio (CH₃COONa)

10. Temos o equilíbrio:



A adição de fluoreto de sódio provocará todas as alterações abaixo, exceto:

- a) A diminuição da concentração de H₃O⁺.
- b) O aumento da concentração de íons fluoreto.
- c) A diminuição da concentração de HF (não-dissociado).
- d) A diminuição do grau de ionização.
- e) A inalteração da constante de ionização.

Gabarito

1. E

A - $\text{NaCl} \rightarrow$ não hidrolisa $\rightarrow \text{pH} = 7$ B - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ sal de ácido forte e base fraca $\rightarrow \text{pH} < 7$ C - $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightarrow$ sal de ácido fraco e base forte $\rightarrow \text{pH} > 7$

2. E

Como a $K_h(\text{CN}) > K_h(\text{NH}_4^+)$, logo a solução resultante é fracamente básica

3. C

A eliminação de CO_2 (hiperventilação) provoca uma diminuição na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a esquerda implicando no consumo de H^+ do meio, diminuindo a sua concentração provocando aumento no pH do sangue (alcalose respiratória).

O aumento de CO_2 no sangue (insuficiência respiratória) provoca um aumento na $[\text{CO}_2]$ do equilíbrio deslocando-o para a direita implicando no aumento da concentração de H^+ provocando diminuição no pH do sangue (acidose respiratória).

4. C

A adição de NaOH aumenta a concentração dos íons OH^- do equilíbrio pelo efeito do íon comum, deslocando o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração dos íons carbonato.

5. E

O equilíbrio indicado refere-se à hidrólise do íon cianeto, onde a constante do equilíbrio denomina-se constante de hidrólise.

6. A

	CO_3^{2-}	+	H_2O	\rightleftharpoons	HCO_3^-	+	OH^-
Início	0,1M				0		0
Reage/Forma	X				X		X
Equilíbrio	$0,1-X=0,1M$				X		X

Cálculo da $[\text{OH}^-]$ da solução:

$$K_h = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} \rightarrow 2,5 \cdot 10^{-4} = \frac{(X)(X)}{0,1} \rightarrow X^2 = 25 \cdot 10^{-6} \rightarrow X = \sqrt{25 \cdot 10^{-6}} \rightarrow X = [\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

7. E

I. Verdadeira. Como K_a do ácido hipocloroso é menor que K_a do ácido fórmico e $K_h = K_w/K_a$, conclui-se que K_h do sal NaClO é numericamente maior que K_h do sal CHO_2Na .

II. Falsa. Como o ácido cianídrico, HCN , é mais fraco que o ácido barbitúrico, $\text{HC}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3$ (menor valor de K_a), o íon CN^- protoniza-se mais facilmente que o íon $\text{C}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3^-$.

III. Verdadeira. Como $\text{p}K_a$ do ácido fórmico é menor que $\text{p}K_a$ do ácido acético, K_a do ácido fórmico é maior que K_a do ácido acético (tabela). Portanto, sendo o ácido fórmico mais forte, o formiato tem menor avidez pelo próton que o acetato.

IV. Verdadeira. Como a amônia é mais forte que o ácido cianídrico, na hidrólise do cianeto de amônio prevalece o caráter alcalino.

8. **C**
tampão ácido é constituído por um ácido fraco (CH_3COOH) e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco (CH_3COONa). O pH varia pouco devido ao efeito tampão.
9. **E**
Sistema tampão ácido é constituído por um ácido fraco (CH_3COOH) e um sal que contenha o cátion proveniente do ácido fraco (CH_3COONa)
10. **C**
A adição de fluoreto de sódio aumentará a concentração de íons fluoreto do equilíbrio pelo efeito do íon comum, deslocando o equilíbrio para a esquerda, aumentando a concentração de HF não ionizado.