

EQUILÍBRIO QUÍMICO-II

1. (Unicamp 2013) Como um químico descreve a cerveja? “Um líquido amarelo, homogêneo enquanto a garrafa está fechada, e uma mistura heterogênea quando a garrafa é aberta. Constitui-se de mais de 8.000 substâncias, entre elas o dióxido de carbono, o etanol e a água. Apresenta um pH entre 4,0 e 4,5, e possui um teor de etanol em torno de 4,5% (v/v).” Sob a perspectiva do químico, a cerveja

- apresenta uma única fase enquanto a garrafa está fechada, tem um caráter ligeiramente básico e contém cerca de 45 gramas de álcool etílico por litro do produto.
- apresenta duas fases logo após a garrafa ser aberta, tem um caráter ácido e contém cerca de 45 mL de álcool etílico por litro de produto.
- apresenta uma única fase logo após a garrafa ser aberta, tem um caráter ligeiramente ácido e contém cerca de 45 gramas de álcool etílico por litro de produto.
- apresenta duas fases quando a garrafa está fechada, tem um caráter ligeiramente básico e contém 45 mL de álcool etílico por 100 mL de produto.

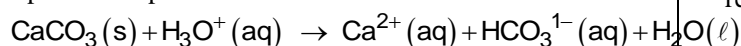
2. (Upe 2013) Um estudo interessante acerca do impacto da chuva ácida sobre lagos da região das Montanhas Adirondack, área de Nova Iorque, revelou que lagos sobre áreas ricas em calcário são menos suscetíveis à acidificação. O carbonato de cálcio presente no solo dessas regiões reage com os íons hidrônio presentes na água, provenientes em grande parte da chuva ácida, levando à formação de um sistema $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3 / \text{CO}_2$.

Disponível em:

<http://qnint.sbjq.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=27> (Adaptado)

Três afirmações são feitas a respeito do fenômeno citado no texto acima.

- O carbonato de cálcio diminui a acidez da chuva ácida por ser um sal insolúvel em água.
- O solo também pode atuar como um tampão e resistir às mudanças em pH, mas essa capacidade tamponante depende dos seus constituintes.
- Uma reação química existente nesse processo é representada por:



Quanto ao referido impacto da chuva ácida, está CORRETO o que se afirma em

- I.
- II.
- III.
- I e II.
- II e III.

3. (Ufg 2013) Uma solução foi preparada pela mistura de ácido clorídrico (HCl), ácido nítrico (HNO_3) e ácido

sulfúrico (H_2SO_4). Sabendo-se que na solução final as concentrações molares de HCl , HNO_3 e H_2SO_4 são, respectivamente, iguais a 0,010 mol/L, 0,030 mol/L e 0,0050 mol/L, o pH da solução será igual a:

Dado: $\log_{10} 5 = 0,70$.

- 5,00
- 3,00
- 2,70
- 2,00
- 1,30

4. (Ufsj 2012) Em uma solução contendo 0,01 mol de ácido sulfúrico dissolvido em água pura, adicionaram-se 0,74 gramas de hidróxido de cálcio e a solução foi homogeneizada.

Em relação ao pH final da mistura, é CORRETO afirmar que

- é igual a 7
- situa-se entre 5 e 7
- é maior do que 7
- é menor do que 5

5. (Pucrj 2012) A dissolução do gás amoníaco (NH_3) em água produz uma solução com pH básico. O valor da constante de ionização (K_b) do NH_3 em água a 27 °C é $2,0 \times 10^{-5}$.

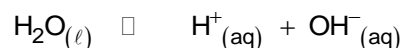


Dado: $\log_{10} 5 = 0,70$

Considerando-se a dissolução de $2,0 \times 10^{-1}$ mol de NH_3 em 1 L de água, pede-se:

- o valor do pH da solução aquosa;
- o reagente (lado esquerdo) que atua como base de Brønsted e Lowry e o seu ácido conjugado, produto da reação (lado direito);
- a porcentagem em massa do elemento N na molécula de NH_3 ;
- a massa de NH_3 que foi dissolvida em 1 L de água.

6. (Pucrj 2012) O equilíbrio iônico da água pura pode ser representado de maneira simplificada por:



O produto iônico da água é $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$, cujo valor é 1×10^{-14} a 25 °C. Ao se adicionar 1,0 mL de NaOH 1,0 mol/L (base forte) a um copo bécher contendo 99 mL de água pura, o pH da solução será aproximadamente igual a

- 2.
- 5.
- 8.
- 10.
- 12.

7. (Upe 2012) O esmalte do dente é constituído de um material muito pouco solúvel em água, cujo principal componente é a hidroxiapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Durante a formação do dente, dentro do osso, ocorre somente o processo de mineralização, para que essa substância seja produzida. Quando o dente é exposto ao meio bucal, a desmineralização passa a ocorrer, ou seja, uma quantidade muito pequena de hidroxiapatita passa a se dissolver. Esse processo de mineralização/desmineralização é descrito pela equação mostrada a seguir:



O pH normal da boca é em torno de 6,8; a desmineralização torna-se predominante a um pH abaixo de 5,5.

Adaptado de SILVA, R. R. *et al.* A química e a conservação dos dentes, *Química Nova na Escola*, 13, 3-8, 2001.

Em relação ao processo de mineralização/desmineralização, são feitas as afirmativas a seguir:

- I. A hidroxiapatita é um óxido básico resistente a grandes variações de pH.
- II. Dois dos fatores que determinam a estabilidade da apatita na presença da saliva são as concentrações dos íons cálcio e fosfato em solução.
- III. A velocidade da desmineralização pode ser maior que a da mineralização, quando a concentração de ácidos se torna muito elevada sobre a superfície do esmalte.

Está correto apenas o que se afirma em

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

8. (Pucrj 2012) A mistura de 0,1 mol de um ácido orgânico fraco (fórmula simplificada RCOOH) e água, suficiente para formar 100 mL de solução, tem pH 4 a 25 °C. Se a ionização do ácido em água é dada pela equação abaixo, a alternativa que tem o valor mais próximo do valor da constante de ionização desse ácido, a 25 °C, é:



- a) 10^{-2}
- b) 10^{-4}
- c) 10^{-6}
- d) 10^{-8}
- e) 10^{-10}

9. (Fatec 2012) Considere as seguintes misturas:

- I. leite de magnésia (suspensão aquosa de hidróxido de magnésio);
- II. limonada (suco de limão, água e açúcar);
- III. salmoura (cloreto de sódio dissolvido em água).

Assinale a alternativa que classifica, corretamente, essas três misturas.

	Mistura ácida	Mistura básica	Mistura neutra
a)	III	I	II
b)	II	I	III
c)	I	III	II
d)	II	III	I
e)	I	II	III

10. (Upf 2012) Compreender o comportamento ácido-básico das espécies químicas em solução aquosa é de fundamental importância não somente para o entendimento do que ocorre em laboratórios, mas também diariamente ao nosso redor. Apenas como um dos exemplos tem-se o que ocorre no interior da boca e aparelho digestivo, onde essas espécies afetam o sabor, a qualidade e a digestão de nossa comida.

Abaixo são apresentados valores de constantes de ionização ácida (K_a) de espécies químicas em água a 25 °C.

Espécie Química	K_a
Ácido fluorídrico	$7,0 \times 10^{-4}$
Ácido etanoico	$1,8 \times 10^{-5}$
Fenol	$1,3 \times 10^{-10}$
Ácido carbônico	$4,3 \times 10^{-7}$
Metilamina	$2,8 \times 10^{-11}$
Íon amônio	$5,6 \times 10^{-10}$

Considerando os valores de constantes de ionização ácida das referidas espécies químicas, avalie as afirmativas como verdadeiras (V) ou falsas (F).

- () O ácido etanoico apresenta o menor caráter ácido entre as espécies químicas listadas na tabela.
- () O fenol apresenta caráter básico mais acentuado dentre as espécies químicas listadas na tabela.
- () Uma solução de fenol em água apresenta maior caráter ácido do que uma solução de metilamina em água.
- () O ácido fluorídrico é a espécie que apresenta maior caráter ácido entre as espécies listadas na tabela.
- () Em relação ao comportamento básico, podemos afirmar que o íon amônio apresenta maior caráter que o ácido fluorídrico e menor do que a metilamina.

Assinale a alternativa que apresenta a ordem **correta** de cima para baixo.

- a) F, V, F, V, V
- b) F, V, F, V, F
- c) F, F, V, F, V
- d) V, F, V, F, V
- e) F, F, V, V, V

11. (Ufsj 2012) Abaixo, são fornecidas as constantes de dissociação para alguns ácidos monoproticos a 25 °C:

Ácido	K_a
Acético	$1,8 \times 10^{-5}$
Cloroso	$1,1 \times 10^{-2}$
Cianídrico	$4,0 \times 10^{-10}$
Fluorídrico	$6,7 \times 10^{-4}$
Hipocloroso	$3,2 \times 10^{-8}$

Considerando soluções aquosas contendo a mesma concentração desses ácidos, a ordenação **CORRETA** de suas forças é

- cloroso > fluorídrico > acético > hipocloroso > cianídrico.
- cianídrico > hipocloroso > acético > fluorídrico > cloroso.
- fluorídrico > cianídrico > hipocloroso > acético > cloroso.
- fluorídrico = cianídrico = hipocloroso = acético = cloroso, pois são monoproticos.

12. (Uepg 2011) Sobre os equilíbrios iônicos em solução aquosa, assinale o que for correto.

- Soluções aquosas dos sais NaCl e NH_4Cl têm pH ácido, pois derivam do ácido clorídrico.
- Uma solução aquosa composta por $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ resistirá à alteração de pH quando da adição de pequenas quantidades de ácido ou de base, pois se caracteriza como sistema tamponante.
- A dissolução de gás carbônico (CO_2) em meio aquoso, quando a temperatura é constante, é favorecida com o aumento da pressão, tornando o meio ácido.
- Uma solução de ácido clorídrico 0,01 mol/l tem pH igual a 2.
- Se a concentração de íons OH^- na saliva é igual a 10^{-8} mol/l e o pH da lágrima é cerca de 7,4, então a saliva é mais alcalina que a lágrima.

13. (Unesp 2011) No corpo humano, 70% do transporte de CO_2 para os pulmões, por meio das hemácias e do plasma, ocorre sob a forma de íons bicarbonato. Estes são produzidos pela reação do dióxido de carbono com água, representada pela seguinte reação química:



A diminuição do pH do sangue constitui a acidose, que provoca náusea, vômito e cansaço. O aumento do pH do sangue corresponde à alcalose, que provoca distúrbios respiratórios, câibras e convulsões. Considere as seguintes afirmações:

- Pessoas com deficiência respiratória não exalam CO_2 suficientemente, com o que a reação deste com H_2O se desloca para a esquerda.
- Pessoas ansiosas respiram rapidamente, eliminando muito CO_2 com o que a reação deste com H_2O se desloca para a esquerda.
- Pessoas com diarreia sofrem grande perda de íons bicarbonato, com o que a reação do CO_2 com H_2O se desloca para a direita.

É correto o que se afirma em:

- I, apenas.
- III, apenas.
- I e III, apenas.
- II e III, apenas.
- I, II e III.

14. (Ufpr) O íon cromato (CrO_4^{2-}) de cor amarela e o íon dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de cor laranja podem ser utilizados em processos de eletrodeposição para produzir peças cromadas. A fórmula a seguir apresenta o equilíbrio químico dessas espécies em meio aquoso:



Com base no equilíbrio químico acima, considere as seguintes afirmativas:

- O aumento na concentração de íons H^+ do meio promove a intensificação da cor laranja na solução.
- A adição de um ácido forte ao meio intensifica a coloração amarela da solução.
- A adição de íons hidroxila (OH^-) ao meio provoca uma reação com os íons H^+ , formando água e intensificando a cor amarela da solução.
- A cor exibida pela solução não apresenta dependência da concentração de íons H^+ do meio.

Assinale a alternativa correta.

- Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
- Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.

15. (G1 - cftce) O ácido fórmico (HCHO_2) é monoprotico fraco. Quando em solução, numa concentração de 0,2 M, ele se encontra 3,2 % ionizado. A constante de ionização do ácido e a concentração molar do íon H^+ são, respectivamente:

- $K_a = 2,05 \times 10^{-4}$ e $[\text{H}^+] = 6,4 \times 10^{-3}$ M
- $K_a = 6,4 \times 10^{-3}$ e $[\text{H}^+] = 5,0 \times 10^{-5}$ M
- $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ e $[\text{H}^+] = 3,2 \times 10^{-3}$ M
- $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ e $[\text{H}^+] = 6,4 \times 10^{-3}$ M
- $K_a = 2,05 \times 10^{-3}$ e $[\text{H}^+] = 6,4 \times 10^{-4}$ M

GABARITO:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
0	B	E	E	A	*	E	E	D	B	E
1	A	14	D	B	A					

Resposta da questão 5:

a) Pela tabela de equilíbrio temos:

Concentrações	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Início	0,2	0	0
reagente → produto	x	x	x
equilíbrio	0,2 - x	x	x

Como a constante de equilíbrio é muito baixa, podemos assumir que $0,2 - x \approx 0,2$.

Agora vamos calcular o valor de x a partir da expressão da constante de equilíbrio:

$$K_i = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow 2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2} \rightarrow$$

$$x = \sqrt{4 \times 10^{-6}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 2 \times 10^{-3} = -[\log 2 + \log 10^{-3}] = [1 - 0,7 - 3] = 2,7$$

$$\text{pOH} = 2,7$$

Assumindo que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, calcula-se o valor de pH

$$\text{pH} = 11,3$$

Devemos considerar que $\text{pH} + \text{pOH} = 14,0$ mesmo com a temperatura sendo diferente de 25°C, conforme o exercício assume.

- b) Podemos afirmar que a base de Bronsted e Lowry é a amônia (NH₃) que atua como receptor de próton. Seu ácido conjugado é o íon amônio (NH₄⁺).
- c) Massa molar da amônia 17g/mol

$$17 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$14 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 82,3 \%$$

d) Teremos:

$$1 \text{ mol de NH}_3 \text{ ————— } 17 \text{ g}$$

$$2 \times 10^{-1} \text{ mol de NH}_3 \text{ ————— } m_{\text{NH}_3}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 3,4 \text{ g de amônia.}$$