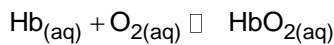


**01.** (Enem 2015) Hipóxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio ( $O_2$ ) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticarem atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada ( $HbO_2$ ) em equilíbrio no sangue, conforme a relação:

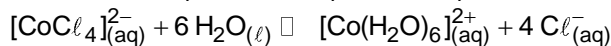


Mal da montanha. Disponível em: [www.feng.pucrs.br](http://www.feng.pucrs.br). Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a)

- elevação da pressão arterial.
- aumento da temperatura corporal.
- redução da temperatura do ambiente.
- queda da pressão parcial de oxigênio.
- diminuição da quantidade de hemácias.

**02.** (Fmp 2018) O galinho do tempo é um bibelô, na forma de um pequeno galo, que, dependendo das condições meteorológicas daquele instante, pode mudar de cor, passando de azul para rosa e vice-versa. O íon  $[CoCl_4]^{2-}_{(aq)}$  apresenta cor azul e o íon  $[Co(H_2O)_6]^{2+}_{(aq)}$  apresenta cor rosa. A equação envolvida nesse processo é representada por



Segundo o Princípio de Le Chatelier, a cor do "galinho" em um dia de sol e a expressão da constante de equilíbrio de ionização são, respectivamente,

- azul e  $K = \frac{[CoCl_4]^{2-}}{[Co(H_2O)_6]^{2+} \cdot [Cl^-]^4}$
- azul e  $K = \frac{[Co(H_2O)_6]^{2+} \cdot [Cl^-]^4}{[CoCl_4]^{2-}}$
- rosa e  $K = \frac{[CoCl_4]^{2-} \cdot [H_2O]^6}{[Co(H_2O)_6]^{2+} \cdot [Cl^-]^4}$
- rosa e  $K = \frac{[Co(H_2O)_6]^{2+} \cdot [Cl^-]^4}{[CoCl_4]^{2-} \cdot [H_2O]^6}$
- azul e  $K = \frac{[Co(H_2O)_6]^{2+} \cdot [Cl^-]^4}{[CoCl_4]^{2-} \cdot [H_2O]^6}$

**03.** (Ufrgs 2018) Considere os dados termodinâmicos da reação abaixo, na tabela a seguir.



Substância	CO	NO <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	NO
$\Delta H_f$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	-110,5	33,2	-393,5	90,3

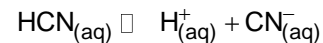
Com base nesses dados, considere as seguintes afirmações sobre o deslocamento do equilíbrio químico dessa reação.

- O aumento da temperatura desloca no sentido dos produtos.
- O aumento da pressão desloca no sentido dos produtos.
- A adição de  $CO_2$  desloca no sentido dos reagentes.

Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- I, II e III.

**04.** (Uerj simulado 2018) O cianeto de hidrogênio (HCN) é um gás extremamente tóxico, que sofre ionização ao ser dissolvido em água, conforme a reação abaixo.



Em um experimento, preparou-se uma solução aquosa de HCN na concentração de  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e grau de ionização igual a 0,5%. A concentração de íons cianeto nessa solução, em  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , é igual a:

- $2,5 \times 10^{-4}$
- $5,0 \times 10^{-4}$
- $2,5 \times 10^{-2}$
- $5,0 \times 10^{-2}$

**05.** (Ufrgs 2018) O sulfato de cálcio  $CaSO_4$  possui produto de solubilidade igual a  $9 \times 10^{-6}$ . Se uma quantidade suficientemente grande de sulfato de cálcio for adicionada a um recipiente contendo 1 litro de água, qual será, ao se atingir o equilíbrio, a concentração, em  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , esperada de  $Ca^{2+}$  em solução aquosa?

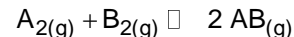
- $9,0 \times 10^{-6}$
- $4,5 \times 10^{-6}$
- $3,0 \times 10^{-6}$
- $1,5 \times 10^{-3}$
- $3,0 \times 10^{-3}$

**06.** (Ime 2018) Admitindo que a solubilidade da azida de chumbo  $Pb(N_3)_2$  em água seja 29,1 g/L, pode-se dizer que o produto de solubilidade (Kps) para esse composto é:

(Dados: N = 14 g/mol, Pb = 207 g/mol)

- $4,0 \cdot 10^{-3}$
- $1,0 \cdot 10^{-4}$
- $2,0 \cdot 10^{-4}$
- $1,0 \cdot 10^{-3}$
- $3,0 \cdot 10^{-4}$

**07.** (Mackenzie 2017) Em um balão de capacidade igual a 10 L, foram adicionados 1 mol da espécie  $A_{2(g)}$  e 2 mols da espécie  $B_{2(g)}$ . Tais reagentes sofreram transformação de acordo com a equação a seguir:



Considerando-se que, no estado de equilíbrio químico, a concentração da espécie  $AB_{(g)}$  seja de  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , a constante de equilíbrio ( $K_C$ ), para esse processo, é aproximadamente igual a

- 0,25
- 1,33
- 5,00
- 6,66
- 7,50

**08.** (Enem 2016) Após seu desgaste completo, os pneus podem ser queimados para a geração de energia. Dentre os gases gerados na combustão completa da borracha vulcanizada, alguns são poluentes e provocam a chuva ácida. Para evitar que

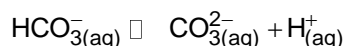
escapem para a atmosfera, esses gases podem ser borbulhados em uma solução aquosa contendo uma substância adequada. Considere as informações das substâncias listadas no quadro.

Substância	Equilíbrio em solução aquosa	Valor da constante de equilíbrio
Fenol	$C_6H_5OH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H_3O^+$	$1,3 \cdot 10^{-10}$
Piridina	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	$1,7 \cdot 10^{-9}$
Metilamina	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$4,4 \cdot 10^{-4}$
Hidrogenofosfato de potássio	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$	$2,8 \cdot 10^{-2}$
Hidrogenossulfato de potássio	$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$	$3,1 \cdot 10^{-2}$

Dentre as substâncias listadas no quadro, aquela capaz de remover com maior eficiência os gases poluentes é o(a)

- fenol.
- piridina.
- metilamina.
- hidrogenofosfato de potássio.
- hidrogenossulfato de potássio.

09. (Enem PPL 2016) As águas dos oceanos apresentam uma alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons estão em equilíbrio as espécies carbonato ( $CO_3^{2-}$ ) e bicarbonato ( $HCO_3^-$ ), representado pela equação química:



As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes nos sólidos suspensos ou nos sedimentos. A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos

- contêm grande quantidade de cloreto de sódio.
- contêm um volume de água pura menor que o dos rios.
- possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos.
- têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido.
- apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.

10. (Enem 2015) Vários ácidos são utilizados em indústrias que descartam seus efluentes nos corpos d'água, como rios e lagos, podendo afetar o equilíbrio ambiental. Para neutralizar a acidez, o sal carbonato de cálcio pode ser adicionado ao efluente, em quantidades apropriadas, pois produz bicarbonato, que neutraliza a água. As equações envolvidas no processo são apresentadas:

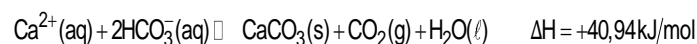
- $CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2HCO_3^-(aq)$
- $HCO_3^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \quad K_1 = 3,0 \times 10^{-11}$
- $CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \quad K_2 = 6,0 \times 10^{-9}$
- $CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \quad K_3 = 2,5 \times 10^{-7}$

Com base nos valores das constantes de equilíbrio das reações II, III e IV a 25°C, qual é o valor numérico da constante de equilíbrio da reação I?

- $4,5 \times 10^{-26}$
- $0,8 \times 10^{-9}$
- $2,2 \times 10^{26}$

- $5,0 \times 10^{-5}$
- $0,2 \times 10^5$

11. (Enem PPL 2014) A formação de estalactites depende da reversibilidade de uma reação química. O carbonato de cálcio ( $CaCO_3$ ) é encontrado em depósitos subterrâneos na forma de pedra calcária. Quando um volume de água rica em  $CO_2$  dissolvido infiltra-se no calcário, o minério dissolve-se formando íons  $Ca^{2+}$  e  $HCO_3^-$ . Numa segunda etapa, a solução aquosa desses íons chega a uma caverna e ocorre a reação inversa, promovendo a liberação de  $CO_2$  e a deposição de  $CaCO_3$ , de acordo com a equação apresentada.

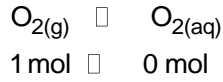


Considerando o equilíbrio que ocorre na segunda etapa, a formação de carbonato será favorecida pelo(a)

- diminuição da concentração de íons  $OH^-$  no meio.
- aumento da pressão do ar no interior da caverna.
- diminuição da concentração de  $HCO_3^-$  no meio.
- aumento da temperatura no interior da caverna.
- aumento da concentração de  $CO_2$  dissolvido.

**GABARITO:****Resposta da questão 1:** [D]**[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]**

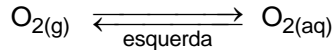
Teremos:



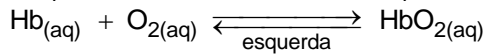
Quanto maior a altitude, menor a pressão (P): queda da pressão parcial do O<sub>2</sub>.

$$P \downarrow \times V \uparrow = k$$

Deslocamento para a esquerda:

A concentração O<sub>2(aq)</sub> diminui.

O equilíbrio abaixo também desloca para a esquerda:



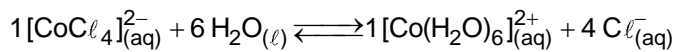
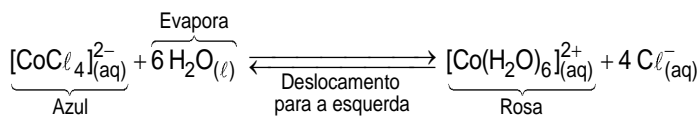
Conclusão: a concentração de hemoglobina oxigenada no sangue diminui devido à queda da pressão parcial do oxigênio.

**[Resposta do ponto de vista da disciplina de Biologia]**

A hipóxia, ou mal das alturas, é causada pela menor saturação da hemoglobina com o gás oxigênio. Em altitudes elevadas o ar é rarefeito e a pressão parcial do O<sub>2</sub> é menor do que ao nível do mar.

**Resposta da questão 2:** [B]

Em um dia de sol ocorre a evaporação da água e o equilíbrio desloca para a esquerda, conseqüentemente, a cor resultante é o azul.

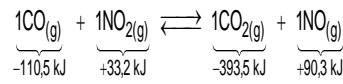


$$[\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}] = \text{constante}$$

$$K = \frac{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}_{(aq)} \times [\text{Cl}^{-}_{(aq)}]^4}{[\text{CoCl}_4]^{2-}_{(aq)}}^1$$

**Resposta da questão 3:** [C]

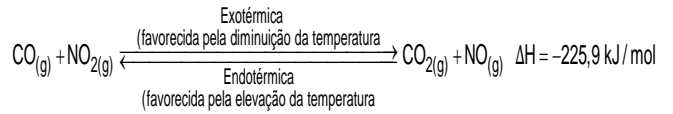
[I] Incorreta. O aumento da temperatura desloca no sentido dos reagentes (reação endotérmica).



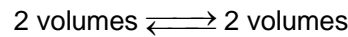
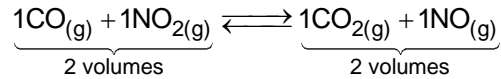
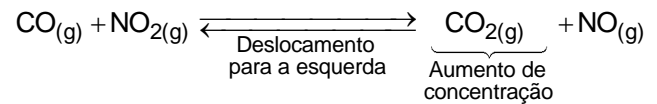
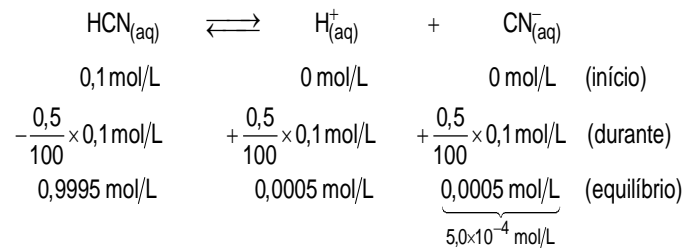
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [-393,5 + 90,3] - [-110,5 + 33,2]$$

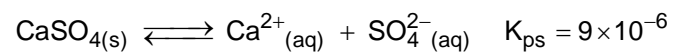
$$\Delta H = -225,9 \text{ kJ}$$



[II] Incorreta. A variação de pressão não desloca o equilíbrio.

[III] Correta. A adição de CO<sub>2</sub> desloca no sentido dos reagentes.**Resposta da questão 4:** [B]

$$[\text{CN}^{-}] = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

**Resposta da questão 5:** [E]

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] \times [\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}]$$

$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = [\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}] \quad (\text{no equilíbrio})$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] \times [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]^2$$

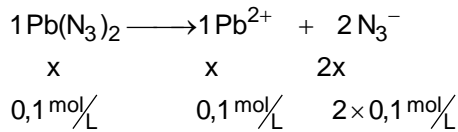
$$9 \times 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]^2$$

$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = \sqrt{9 \times 10^{-6}}$$

$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

**Resposta da questão 6:** [A]

$$[\text{Pb}(\text{N}_3)_2] = \frac{C_{\text{Pb}(\text{N}_3)_2}}{M_{\text{Pb}(\text{N}_3)_2}} = \frac{29,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{291 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol/L}$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{N}_3^-]^2$$

$$K_{\text{ps}} = (0,1) \times (2 \times 0,1)^2$$

$$K_{\text{ps}} = 10^{-1} \times 4 \times 10^{-1} \times 10^{-1}$$

$$K_{\text{ps}} = 4,0 \times 10^{-3}$$

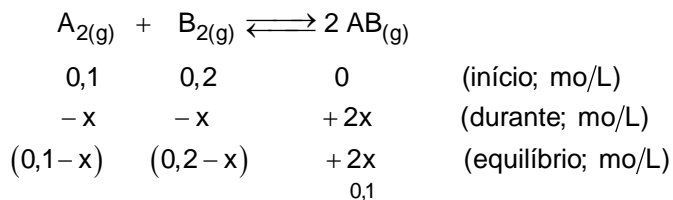
**Resposta da questão 7:** [B]

$$n_{\text{A}_{2(\text{g})}} = 1 \text{ mol}; \quad n_{\text{B}_{2(\text{g})}} = 2 \text{ mol}$$

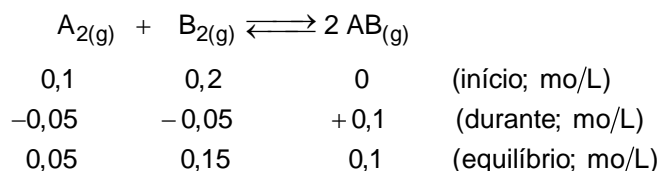
$$V = 10 \text{ L}$$

$$[\text{A}_{2(\text{g})}] = \frac{n_{\text{A}_{2(\text{g})}}}{V} = \frac{1}{10} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{B}_{2(\text{g})}] = \frac{n_{\text{B}_{2(\text{g})}}}{V} = \frac{2}{10} = 0,2 \text{ mol/L}$$



$$2x = 0,1 \Rightarrow x = 0,05$$



$$K_{\text{C}} = \frac{[\text{AB}_{(\text{g})}]^2}{[\text{A}_{2(\text{g})}] \times [\text{B}_{2(\text{g})}]}$$

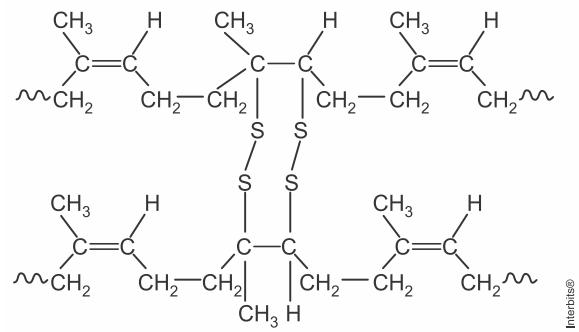
$$K_{\text{C}} = \frac{(0,1)^2}{(0,05) \times (0,15)} = 1,3333333$$

$$K_{\text{C}} \approx 1,33$$

**Resposta da questão 8:** [D]

A borracha vulcanizada apresenta enxofre em sua estrutura tridimensional.

## Estrutura da borracha vulcanizada



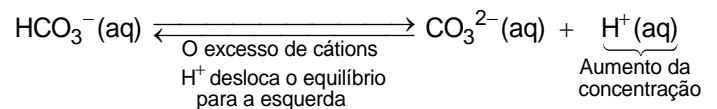
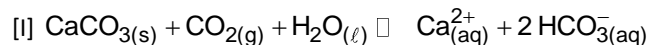
A queima dos pneus (fabricados com borracha vulcanizada) libera trióxido de enxofre gasoso ( $\text{SO}_3$ ), um óxido ácido, responsável pela chuva ácida composta por ácido sulfúrico ( $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ).

A substância listada no quadro deverá apresentar o maior caráter básico para neutralizar o poluente que possui caráter ácido, ou seja, terá que apresentar o maior valor de constante de equilíbrio (nesse caso a concentração de ânions  $\text{OH}^-$  será maior). Isto ocorre em:

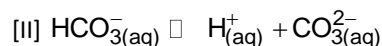
Hidrogenofo sfato de potássio	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^- = 2,8 \cdot 10^{-2}$	
-------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--

**Resposta da questão 9:** [E]

A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos ( $\text{H}^+$ ), pois os oceanos apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão consumindo o excesso de cátions  $\text{H}^+$ .

**Resposta da questão 10:** [B]

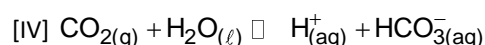
$$K_{\text{reação I}} = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CO}_2]}$$



$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$



$$K_2 = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_3 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

Observa-se que:

$$K_{\text{reação I}} = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CO}_2]}$$

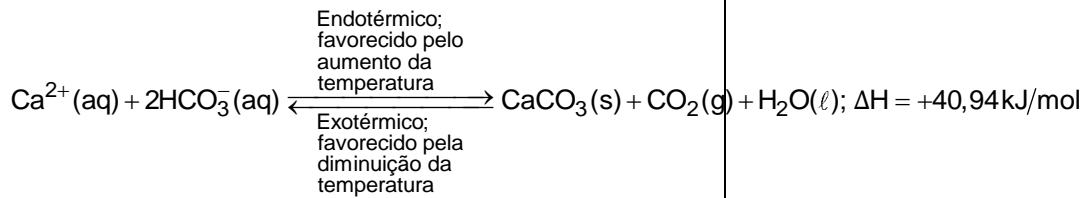
$$K_{\text{reação I}} = \left( \frac{\frac{[\text{Ca}^{2+}][\cancel{\text{CO}_3^{2-}}] \times [\cancel{\text{H}^+}][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}}{\frac{[\cancel{\text{H}^+}][\cancel{\text{CO}_3^{2-}}]}{[\text{HCO}_3^-]}} \right) = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CO}_2]}$$

$$K_{\text{reação I}} = \frac{K_2 \times K_3}{K_1}$$

$$K_{\text{reação I}} = \frac{6,0 \times 10^{-9} \times 2,5 \times 10^{-7}}{3,0 \times 10^{-11}}$$

$$K_{\text{reação I}} = 5,0 \times 10^{-5}$$

**Resposta da questão 11:** [D]



A formação de carbonato será favorecida pelo aumento da temperatura, ou seja, o equilíbrio será deslocado para a direita.