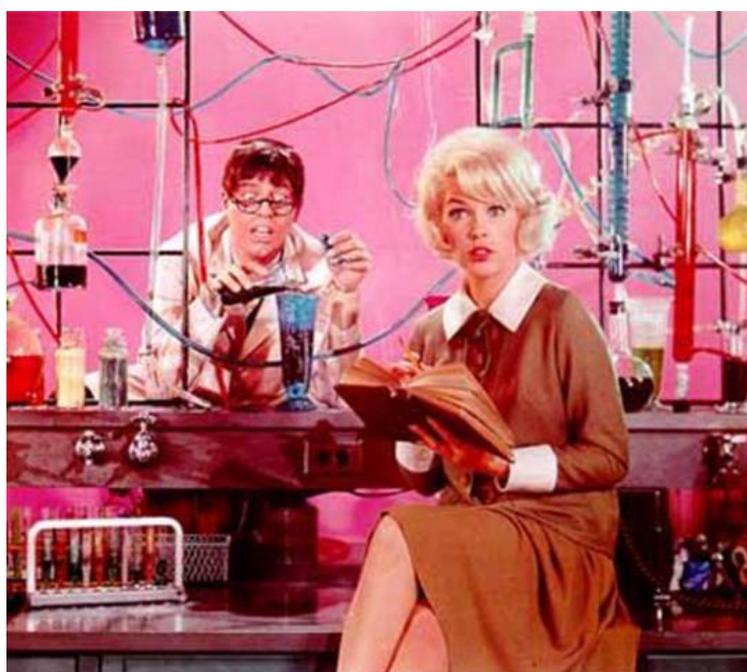


ESCOLA SUPERIOR DE AGRICULTURA LUIZ DE QUEIROZ

CURSO DE CIÊNCIAS BIOLÓGICAS

LCE-118 – Química



PROBLEMAS RESOLVIDOS APOSTILA

Prof. Arnaldo Antonio Rodella

2006

1. Um homem de 70 kg tem aproximadamente 13 litros de fluido intersticial (líquido extracelular). As células, por sua vez, contêm um total de 26 litros de líquido intracelular. Existe uma diferença grande entre a composição iônica da solução dentro e fora da célula. No líquido intracelular tem-se 150 mM K^+ e 10 mM Na^+ , enquanto que no líquido extracelular tem-se 159 mM Na^+ e 4 mM K^+ . Calcular as massas de íons K^+ e Na^+ no volume total daqueles líquidos.

Líquido intracelular:

$$26 \text{ L} \times 0,150 \text{ mol L}^{-1} K^+ = 3,9 \text{ mol } K^+ = 3,9 \times 39 \text{ g mol}^{-1} = 152,1 \text{ g}$$

$$26 \text{ L} \times 0,010 \text{ mol L}^{-1} Na^+ = 0,26 \text{ mol } Na^+ = 0,26 \times 23 \text{ g mol}^{-1} = 6,0 \text{ g}$$

Líquido extracelular

$$13 \text{ L} \times 0,159 \text{ mol L}^{-1} Na^+ = 2,07 \text{ mol } Na^+ = 2,07 \times 23 \text{ g mol}^{-1} = 47,5 \text{ g}$$

$$13 \text{ L} \times 0,004 \text{ mol L}^{-1} K^+ = 0,052 \text{ mol } K^+ = 0,052 \times 39 \text{ g mol}^{-1} = 2,03 \text{ g}$$

2. Um certo meio deve conter 200 mg L^{-1} N, sendo 30% na forma de nitrogênio amoniacal, 50 % como nitrogênio nítrico e 20% como nitrogênio orgânico. Quais as massas de KNO_3 , $(NH_4)_2SO_4$ e alanina necessárias para se preparar 15 L deste meio?

$$KNO_3 = 101 \text{ g mol}^{-1}; (NH_4)_2SO_4 = 132 \text{ g mol}^{-1}; CH_3-CH(NH_2)-COOH \text{ alanina} = 89 \text{ g mol}^{-1}$$

Para 25 L de meio são necessários: $25 \times 0,2 = 12,5 \text{ g N}$

$$N \text{ nítrico} = 0,5 \times 12,5 = 6,25 \text{ g}$$

$$\text{Massa de } KNO_3 = 6,25 \times 14/101 = 45,1 \text{ g}$$

$$N \text{ amoniacal} = 0,3 \times 12,5 = 3,75 \text{ g}$$

$$\text{Massa de } (NH_4)_2SO_4 = 3,75 \times 132/28 = 17,7 \text{ g}$$

$$N \text{ orgânico} = 0,2 \times 12,5 = 2,5 \text{ g}$$

$$\text{Massa de alanina} = 2,5 \times 89/14 = 15,9 \text{ g}$$

3- Calcular as concentrações de todos os íons em solução nesta “receita” de água marinha sintética, expressando-os em $mol L^{-1}$.

Sal	g L ⁻¹
Cloreto de sódio	24.6
Cloreto de potássio	0.67
Cloreto de cálcio di-hidratado	1.36
Sulfato de magnésio hepta-hidratado	6.29
Cloreto de magnésio hexa-hidratado	4.66
Bicarbonato de sódio	0.18

Sal	Sal		cátion	anion	cation	anion
	g L ⁻¹	mol L ⁻¹	mol L ⁻¹		g L ⁻¹	
NaCl	24.6	0,42	0,42	0,42	9,67	14,93
KCl	0.67	0,0090	0,0090	0,0090	0,351	0,320
CaCl ₂ .2H ₂ O	1.36	0,0092	0,0092	0,0185	0,370	0,657
MgSO ₄ .7H ₂ O	6.29	0,026	0,026	0,026	0,614	2,45
MgCl ₂ .6H ₂ O	4.66	0,023	0,023	0,046	0,551	1,63
NaHCO ₃	0.18	0,0021	0,0021	0,0021	0,0493	0,131

4- Comparar os dados obtidos no cálculo anterior com uma análise de uma amostra de água do mar

Íon	Concentração (g L ⁻¹)
Cl ⁻	19.4
Na ⁺	10.8
SO ₄ ⁻²	2.7
Mg ⁺²	1.30
Ca ⁺²	0.41
K ⁺	0.39
HCO ₃ ⁻	0.14
Br ⁻	0.067
Sr ⁺²	0.008

Íon	Concentração (g L ⁻¹)	Concentração (g L ⁻¹)	Diferença (%)
Cl ⁻	19.4	17,54	9,6
Na ⁺	10.8	9,72	10,0
SO ₄ ⁻²	2.7	2,45	9,3
Mg ⁺²	1.30	1,16	10,8
Ca ⁺²	0.41	0,37	9,8
K ⁺	0.39	0,351	10
HCO ₃ ⁻	0.14	0,131	6,5
Br ⁻	0.067	--	
Sr ⁺²	0.008	--	

5. A tabela abaixo reúne as concentrações de íons inorgânicos dentro e fora de uma célula animal típica. As duas soluções atendem aos requisitos de balanço de cargas? Se alguma delas não atender, qual a explicação? (Cuidado com as diferentes unidades empregadas)

Íon	Concentração interna	Concentração externa
K ⁺	5,46 g L ⁻¹	156 mg L ⁻¹
Na ⁺	276 mg L ⁻¹	3,34 g L ⁻¹
Mg ²⁺	19,2 mg L ⁻¹	36 mg L ⁻¹
Ca ²⁺	40 µg L ⁻¹	72 mg L ⁻¹
Cl ⁻	14,2 mg L ⁻¹	4,12 g L ⁻¹
HCO ₃ ⁻	732 mg L ⁻¹	1,77 g L ⁻¹

Íon	Concentração interna	Concentração externa	Concentração interna (mol L ⁻¹)	Concentração externa (mol L ⁻¹)
K ⁺	5,46 g L ⁻¹	156 mg L ⁻¹	0,14	0,004
Na ⁺	276 mg L ⁻¹	3,34 g L ⁻¹	0,012	0,145
Mg ²⁺	19,2 mg L ⁻¹	36 mg L ⁻¹	0,0008	0,0015
Ca ²⁺	40 µg L ⁻¹	72 mg L ⁻¹	0,000001	0,0018
Cl ⁻	14,2 mg L ⁻¹	4,12 g L ⁻¹	0,0004	0,116
HCO ₃ ⁻	732 mg L ⁻¹	1,77 g L ⁻¹	0,012	0,028
Concentração total carga de cátions			0,154 mol L ⁻¹	0,156 mol L ⁻¹
Concentração total de carga de ânions			0,0124 mol L ⁻¹	0,144 mol L ⁻¹

6. Calcular a força iônica da amostra de água marinha sintética, empregando as concentrações molares dos íons já calculadas anteriormente.

Resposta = 0,63

7. Comparar a força iônica da água do mar com água coletada num lago

Íons	Água do mar	Água de lago
	mol L ⁻¹	
Na ⁺	0,49	2 10 ⁻⁴
Mg ²⁺	0,053	1,4 10 ⁻⁴
Ca ²⁺	0,01	2,2 10 ⁻⁴
K ⁺	0,01	3 10 ⁻⁵
Cl ⁻	0,57	9 10 ⁻⁵
SO ₄ ²⁻	0,028	1,02 10 ⁻⁴
HCO ₃ ⁻	0,002	8,16 10 ⁻⁴

Água do mar μ = 0,718

Água do lago μ = 0,00149

8. A embalagem de soro fisiológico indica que ele é uma solução aquosa de NaCl de concentração de 0,9 % . Existe alguma justificativa para essa concentração?

Uma solução 0,9% NaCl corresponde a 0,9 g NaCl/100 mL ou 9 g L⁻¹ NaCl. Isso corresponde ainda a uma concentração de 0,154 mol L⁻¹ NaCl ou 308 Osmolar. Os fluidos corporais têm osmolaridade em torno de 300 Osmolar de modo que o soro fisiológico tem essa concentração para ser isotônico como os fluidos do corpo humano.

9. Para romper uma célula, visando estudar os componentes intracelulares, ela deveria ser introduzida em um meio hiper ou hipotônico?

A célula deverá ser colocada num meio hipotônico para que o fluxo de água se dê do meio para o interior da célula, provocando assim o intumescimento e rompimento dela.

10 - O coeficiente de atividade do íon Na⁺ é citado em diversos trabalhos como sendo 0,75 e a força iônica dos fluidos biológicos igual a 0,16 mol L⁻¹. Esse coeficiente de atividade está de acordo com o valor calculado pelas equações de coeficiente de atividade fornecidas? Dado: raio iônico hidratado do sódio = 4 10⁻⁸ cm.

Resolução:

$$\log f_i = \frac{-0,51 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{\mu}}{1 + 0,33 \cdot 10^8 \cdot d_i \cdot \sqrt{\mu}}$$

$$\log f_i = \frac{-0,51 \cdot (+1)^2 \cdot \sqrt{0,16}}{1 + 0,33 \cdot 10^8 \cdot 4 \cdot 10^{-8} \cdot \sqrt{0,16}} = \frac{-0,204}{1,528} = -0,134$$

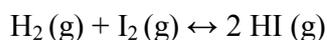
$$f_{\text{Na}} = 0,74$$

11. Dados os equilíbrios a seguir, quais seriam os efeitos das ações indicadas?

$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$	adição de um agente dessecante
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$	adição de N ₂ gasoso
$\text{NaCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \leftrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + \text{HCl}(\text{g})$	reação conduzida em sistema aberto
$\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	a solução é diluída
$\text{AgCl}(\text{s}) \leftrightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	adição de NaCl ao meio



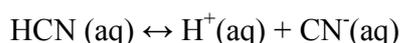
Adição de um agente dessecante consome o produto água e o equilíbrio descola para a direita



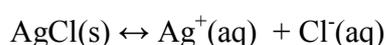
A adição de N_2 gasoso não perturba o sistema por ele não ser nem reagente nem produto



Ao ser a reação conduzida em sistema aberto o produto HCl é retirado do sistema e o equilíbrio deslocado para a direita

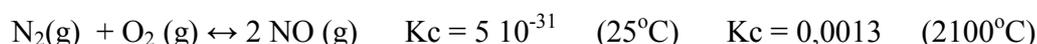


Ao ser diluída a solução a concentração dos produtos diminui em maior extensão que a concentração do reagente e assim o equilíbrio se desloca para a direita.



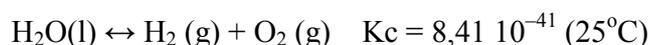
A adição de NaCl ao meio configura o efeito do íon comum Cl^- e assim o equilíbrio se desloca para a esquerda.

12. A reação abaixo ocorre nos motores de automóveis, produzindo um gás poluente. Como poderia ser relacionada à temperatura das câmaras de combustão dos carros e o controle de poluição atmosférica?



Ao ser conduzida a 2100°C a constante de equilíbrio é muito aumentada, caracterizando uma situação muito favorável à formação do produto NO que é poluente. Por isso o resfriamento da câmara de combustão é desejável.

13. O que se pode comentar sobre a decomposição da água como fonte de oxigênio?



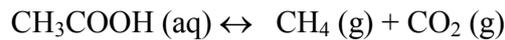
Com esse valor baixíssimo de constante de equilíbrio a formação do produto oxigênio não é nada favorecida. Melhor procurar outro processo!

14. Sabendo-se que a pressão parcial de N_2O na atmosfera sobre o mar da Arábia é $10^{-6,50}$ atm, qual a concentração de N_2O na água superficial em mol L^{-1} . A constante da lei de Henry para N_2O a 25°C é $K_H = 10^{-1,59} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$.

$$K_H = \frac{[N_2O]}{pN_2O}$$

$$[N_2O] = 10^{-1,59} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1} \times 10^{-6,59} \text{ atm} = 10^{-8,18} = 6,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$$

15. O gás dos pântanos é produzido por bactérias metanogênicas a partir de substratos como ácido acético:



Qual a composição do gás produzido?

16. O ar atmosférico na Terra contém 21% de oxigênio. Respirar um ar mais rico em oxigênio pode causar problemas pela maior quantidade desse gás que se dissolveria no sangue. Nas primeiras viagens espaciais era levado um suprimento de oxigênio puro para economizar peso. Como os astronautas puderam respirar oxigênio puro sem serem prejudicados?

A redução da pressão de O_2 no interior da cabine é a saída. Sob pressão reduzida uma quantidade menor de O_2 se dissolve no plasma sanguíneo, impedimento atingir níveis tóxicos.

$$K_H = \frac{[O_2]}{pO_2} \quad 1,322 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1} = \frac{[O_2]}{0,21 \text{ atm}}$$

$$[O_2] = 2,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Nas condições usais, a pressão total de 1 atm de uma mistura contendo 21% O_2 resulta em pressão parcial de 0,21 atm

Pressão total de 0,21 atm de uma mistura contendo 100% de O_2 resultará na mesma concentração de O_2 dissolvido no plasma

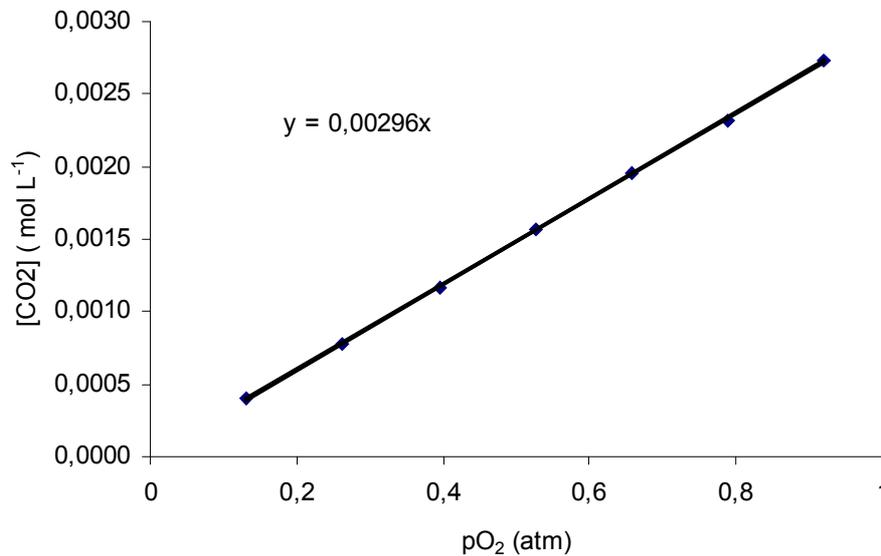
17. Os dados da tabela abaixo indicam a solubilidade de oxigênio no perfluorocarbono, que são estudadas como possível substituto de sangue. O perfluorocarbono obedece a Lei de Henry? Em caso positivo qual a constante K_H para esse composto em $\text{atm}^{-1} \text{ mol L}^{-1}$.

pO_2 (mm Hg)	100	200	300	400	500	600	700
mL O_2 /100 mL de "sangue"	0,91	1,74	2,61	3,51	4,39	5,19	6,11

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

1 mol de gas = 22400 mL

pO ₂ (atm)	0,132	0,263	0,395	0,526	0,658	0,789	0,921
[O ₂] mol L ⁻¹ x 10 ⁴	0,406	0,777	1,16	1,57	1,96	2,32	2,73



A reta obtida no ajuste mostra que existe uma dependência linear entre [O₂] e pO₂ e o coeficiente angular da mesma é o coeficiente K_H

18. A solubilidade de oxigênio no plasma é 0,0304 mL L⁻¹.mm Hg⁻¹. A pressão parcial de oxigênio nas artérias é 95 mm Hg. Qual a concentração de oxigênio dissolvido no plasma?

$$K_H = \frac{[O_2]}{pO_2} \quad 0,0304 = \frac{[O_2]}{95}$$

$$[O_2] = 2,9 \text{ mL L}^{-1} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} = 4,1 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$$

19. Um mergulhador respira ar contendo 80% de nitrogênio a profundidade de 120 m. O que ocorre quando esse mergulhador retorna rapidamente a superfície? Cada 10 m de água corresponde a 1 atm de pressão e a temperatura é constante e igual a 25°C. 1 mol de gás a 298 K ocupa 24,45 L e a constante da lei de Henry (K_H) do gás nitrogênio é 7,23 10⁻⁴ mol L⁻¹ atm⁻¹.

A 120 m de profundidade a pressão total de 13 atm, soma da pressão atmosférica na superfície com 12 atm, devidas a profundidade da água. Assim, a pressão parcial de N₂ no ar que o mergulhador respira será de:

$$pN_2 = \frac{80 \text{ L de } N_2}{100 \text{ L de ar}} \times 13 \text{ atm} = 10,4 \text{ atm}$$

Pela lei de Henry a concentração de N₂ dissolvida no sangue será:

$$[N_2] = K_H \times pN_2$$

$$[N_2] = 10,4 \text{ atm} \times 7,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1} = 7,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

quando o mergulhador voltar à superfície a pressão atmosférica será igual a 1 atm e a pressão parcial de N₂:

$$pN_2 = \frac{80 \text{ L de } N_2}{100 \text{ L de ar}} \times 1 \text{ atm} = 0,8 \text{ atm}$$

A concentração de N₂ dissolvida no sangue quando o mergulhador estiver na superfície será:

$$[N_2] = K_H \times pN_2$$

$$[N_2] = 0,8 \text{ atm} \times 7,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1} = 5,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Se a descompressão for muito rápida o N₂ dissolvido no sangue será despreendido na forma de bolhas num total de: $(7,52 \cdot 10^{-3} - 5,78 \cdot 10^{-4}) = 6,94 \text{ mol L}^{-1}$ de N₂ a 25°C 1 mol de gás ocupa 24,45 L: $6,94 \cdot 10^{-3} \times 24,45 \text{ L mol}^{-1} = 0,165 \text{ L}$

Ou seja, seriam expelidos na forma de bolhas 165 mL de N₂ por litro de sangue

20. Estabelecer um sistema de equações para uma solução 0,005 mol L⁻¹ de H₂SO₄. A ionização do ácido se dá em duas etapas:

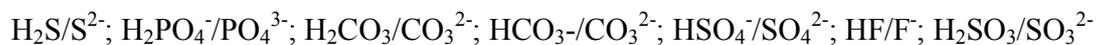


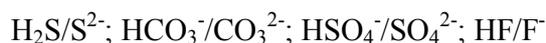
$$[H_2SO_4] = 0$$

$$0,005 = [HSO_4^-] + [SO_4^{2-}]$$

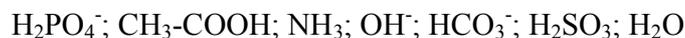
$$[H_3O^+] = [HSO_4^-] + 2 [SO_4^{2-}]$$

21. Quais das duplas abaixo são efetivamente pares conjugados?





22. Quais espécies deveriam ser associadas às espécies abaixo para formarem pares conjugados?



23. A constante do produto iônico da água é $K_w = 51,3 \cdot 10^{-14}$ a 100°C . Qual a concentração de íons H_3O^+ e OH^- da água pura nessa temperatura?

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] \text{ e em água pura a qualquer temperatura: } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 51,3 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 7,16 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

24. Preencher o quadro abaixo:

Ácido conjugado	Ka	pKa	Base conjugada	Kb	pKb
HF	$7,1 \cdot 10^{-4}$				
CH ₃ -COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$				
			C ₆ H ₅ -NH ₂ (anilina)	$3,8 \cdot 10^{-10}$	
H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \cdot 10^{-8}$				
H ₂ S	$9,5 \cdot 10^{-8}$				
			C ₆ H ₅ -NH ₂ (Etilamina)	$5,6 \cdot 10^{-4}$	
HCO ₃ ⁻	$4,8 \cdot 10^{-11}$				

Ácido conjugado	Ka	pKa	Base conjugada	Kb	pKb
HF	$7,1 \cdot 10^{-4}$	3,15	F ⁻	$1,4 \cdot 10^{-11}$	10,85
CH ₃ -COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74	CH ₃ -COO ⁻	$5,5 \cdot 10^{-10}$	9,26
C ₆ H ₅ -NH ₃ ⁺	$2,6 \cdot 10^{-5}$	4,58	C ₆ H ₅ -NH ₂ (anilina)	$3,8 \cdot 10^{-10}$	9,42
H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21	HPO ₄ ²⁻	$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
H ₂ S	$9,5 \cdot 10^{-8}$	7,02	S ²⁻	$1,05 \cdot 10^{-7}$	6,98
C ₆ H ₅ -NH ₃ ⁺	$1,8 \cdot 10^{-11}$	10,75	C ₆ H ₅ -NH ₂ (Etilamina)	$5,6 \cdot 10^{-4}$	3,25
HCO ₃ ⁻	$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32	CO ₃ ²⁻	$2,1 \cdot 10^{-4}$	3,68

25. De acordo com o conceito de Brosted-Lowry, indicar a natureza (ácida, básica ou neutra) das soluções dos compostos: KOH, MgSO₄, CaCl₂, K₂CO₃, NH₄Cl, NH₃, NaNO₃,

MgCl₂, NaF, Ca(NO₃)₂, K₃PO₄, NaHCO₃. Justificar mostrando as reações de doação e recepção de prótons.

KOH	K ⁺ é aprótico e OH ⁻ é uma base, a solução é alcalina
MgSO ₄	Mg ²⁺ e SO ₄ ²⁻ são apróticos e a solução é neutra
CaCl ₂	Ca ²⁺ e Cl ⁻ são apróticos e a solução é neutra
K ₂ CO ₃	K ⁺ é aprótico e CO ₃ ²⁻ é uma base, a solução é alcalina CO ₃ ²⁻ + H ₂ O ↔ HCO ₃ ⁻ + OH ⁻
NH ₄ Cl	Cl ⁻ é aprótico e NH ₄ ⁺ é um ácido, a solução é acida NH ₄ ⁺ + H ₂ O ↔ NH ₃ + H ₃ O ⁺
NH ₃	é uma base, a solução é alcalina NH ₃ + H ₂ O ↔ NH ₄ ⁺ + OH ⁻
NaNO ₃ :	Na ⁺ e NO ₃ ⁻ são apróticos e a solução é neutra
MgCl ₂ :	Mg ²⁺ e Cl ⁻ são apróticos e a solução é neutra
NaF	Na ⁺ é aprótico e F ⁻ é uma base, a solução é alcalina F ⁻ + H ₂ O ↔ HF + OH ⁻
Ca(NO ₃) ₂	Ca ²⁺ e NO ₃ ⁻ são apróticos e a solução é neutra
K ₃ PO ₄	K ⁺ é aprótico e PO ₄ ³⁻ é uma base, a solução é alcalina PO ₄ ³⁻ + H ₂ O ↔ HPO ₄ ⁻ + OH ⁻
NaHCO ₃	Na ⁺ é aprótico e HCO ₃ ⁻ é uma espécie anfiprótica $\begin{cases} \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ & K_a \\ \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- & K_b \end{cases}$

Sem conhecer os valores de K_a e K_b não se pode dizer a natureza da solução

26. Desde o ano 1800 até os dias atuais o pH dos oceanos baixou em 0,1 unidades de pH. É provável que em 2100 o pH tenha abaixado mais 0,5 unidades. O que isso representa em termos de alteração na concentração de íons H⁺?

Não se pode responder a esta questão porque não foram fornecidos os valores de pH de partida. Uma diferença de 0,1 e 0,5 unidades de pH representam diferentes variações de concentração de íons H⁺ dependendo do pH considerado (vide problema 27).

27. Calcular a concentração de H_3O^+ em duas amostras que apresentam pH 8, uma de água doce, força iônica ($2 \cdot 10^{-4}$) e outra de água do mar (força iônica 0,72).

$$\text{Equação de Guntelberg: } \log f_i = \frac{-0,51 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$$

$$\log f_i = \frac{-0,51 \cdot 1^2 \cdot \sqrt{0,0002}}{1 + \sqrt{0,0002}} = -1,02 \cdot 10^{-4} \quad f = 0,9998$$

$$\log f_i = \frac{-0,51 \cdot 1^2 \cdot \sqrt{0,72}}{1 + \sqrt{0,72}} = -0,2341 \quad f = 0,583$$

$$\text{água doce } a_{\text{H}} = 10^{-8} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8}/0,9998 = 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{água do mar } a_{\text{H}} = 10^{-8} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8}/0,583 = 1,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

28. Calcular a massa de íons H^+ necessária para o pH de 1 litro uma solução baixar de: 6 para 5 e de 3 para 2.

$$\text{pH 6} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH 5} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \quad 10^{-5} - 10^{-6} = 9 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \quad 9 \cdot 10^{-6} \text{ g H}^+$$

$$\text{pH 3} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH 2} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \quad 10^{-2} - 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \quad 9 \cdot 10^{-3} \text{ g H}^+$$

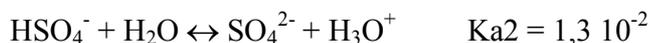
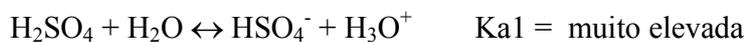
29. Se o pH do sangue humano se desviar maior do que 0,4 unidades, para mais ou para menos do valor normal 7,4 pode ocorrer a morte. Qual a faixa de concentração de íons H^+ em mols L^{-1} em que a vida humana pode ser mantida?

A variação de pH 7,0 a 7,8 corresponde a uma variação de $1 \cdot 10^{-7}$ a $1,6 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \text{ H}^+$, ou seja, sua vida depende uma variação não maior do que $8,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \text{ H}^+$

30. Qual a variação de pH numa solução na qual a concentração de íons H^+ passa de $0,00025$ para $0,0150 \text{ mol L}^{-1}$?

Variação de pH 3,60 a 1,82, ou seja, 1,78 unidades

31. Calcule o pH de uma solução 0,005 mol L⁻¹ H₂SO₄ a partir dos cálculos já efetuados no problema 19. Qual seria o erro na concentração de H⁺ e no pH ao considerar o ácido sulfúrico 100% ionizado nas duas etapas?



$$0,005 = [\text{HSO}_4^-] + [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] + 2 [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_{a2} \cdot [\text{HSO}_4^-]}{0,005 - [\text{HSO}_4^-]} = [\text{HSO}_4^-] + 2 \cdot (0,005 - [\text{HSO}_4^-])$$

$$\frac{0,013 \cdot x}{(0,005 - x)} = x + 2 \cdot (0,005 - x)$$

$$x^2 - 0,028 x + 0,00005 = 0$$

$$x = 0,00192$$

$$[\text{HSO}_4^-] = 0,00192 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 0,00308 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,00808 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 2,09$$

Se o ácido sulfúrico fosse 100% ionizado nas duas etapas, a concentração de íons H⁺ seria 0,01 mol L⁻¹ e o pH seria 2, com erros de +23,8% e -4,3%, respectivamente.

32. Calcular o pH de uma solução 5,8 g L⁻¹ NaF. Dado Ka HF = 7,1 10⁻⁴

Cálculo da concentração do sal:

$$[\text{NaF}] = 5,8/42 = 0,14 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{F}^-] = 0,14 \text{ mol L}^{-1}$$

O sal NaF se dissocia em íon Na⁺ que é aprótico e íon F⁻ que atua como base



É necessário saber o valor da constante Kb desse equilíbrio e para tanto usa-se a equação

$$K_w = K_{a\text{HF}} \cdot K_{b\text{F}^-}$$

$$K_b = 10^{-14} / 7,1 \cdot 10^{-4} = 1,4 \cdot 10^{-11}$$

Esse valor de Kb evidencia que a base F⁻ é muito fraca e é possível se empregar a equação simplificada para cálculo da [OH⁻] pois nessa solução α < 5%

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0,14 \cdot 1,4 \cdot 10^{-11}} = \sqrt{1,96 \cdot 10^{-12}} = 1,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 5,85 \quad \text{pH} = 8,15$$

33. Existem concentrações apreciáveis das espécies H_2CO_3 e CO_3^{2-} na água de um lago cujo pH é 8,76?

Observando-se um gráfico de distribuição das espécies do sistema carbonato em função do pH nota-se que no pH citado a espécie que predomina é HCO_3^-

34. Sabendo-se que o pH do sangue humano é 7,4 e que ele contém íon fosfato, qual seria a forma em que esse íon se encontra dissolvido?

Observando-se um gráfico de distribuição das espécies do sistema fosfato em função do pH nota-se que no pH citado é muito próximo do pK_{a2} (7,21) do ácido fosfórico, no qual existem concentrações iguais dos íons H_2PO_4^- e HPO_4^{2-} .

35. Uma solução foi preparada com o reagente HEPES na forma ácida ($\text{pK}_a = 7,35$; $238,21 \text{ g mol}^{-1}$) dissolvendo-se 12 g do composto em água. Quantos mililitros de uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de KOH devem ser adicionados antes do volume ser completado a 500 mL para se obter uma solução tampão de pH 7,35?

$$[\text{HEPES}] = 12/238,21 = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pK}_a 7,35 \text{ corresponde a } K_a = 4,5 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{pH} = 7,35 \text{ corresponde a } [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{Como } K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ então } [\text{HA}] = [\text{A}^-]$$

O HEPES na forma ácida terá que ser neutralizado em 50% para que a solução final contenha concentrações iguais de HA e A^-

500 mL de solução HEPES $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ correspondem a 0,025 mol de HEPES sendo necessário então a adicionar 0,0125 mol de KOH.

$$0,025 \text{ mol KOH correspondem a: } V(\text{L}) \cdot 0,5 \text{ mol L}^{-1} = 0,025 \text{ mol}$$

$$V = 0,05 \text{ L ou } 50 \text{ mL}$$

36. Massa de 20,8 g do sal de sódio de HEPES ($260,29 \text{ g mol}^{-1}$) e 12 gramas de HEPES na forma ácida ($238,21 \text{ g mol}^{-1}$; $pK_a = 7,35$) são dissolvidos em água e o volume completado a 1 L. Qual o pH da solução final?

$$pK_a 7,35 \text{ corresponde a } K_a = 4,5 \cdot 10^{-8}$$

Considera-se o HEPES na forma ácida como um ácido monoprotónico HA

$$[HA] = 12/238,21/1L = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

HEPES na forma de sal de sódio NaA

$$[NaA] = [A^-] = 20,8/260,29/1L = 0,08 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \quad 4,5 \cdot 10^{-8} = \frac{0,08 \cdot [H_3O^+]}{0,05}$$

$$[H_3O^+] = 4,5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,05/0,08 = 2,81 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

$$pH = 7,55$$

37. Qual a solubilidade e as concentrações (mg L^{-1}) de íons numa solução saturada de CaF_2 . Dados: $K_{ps} \text{ CaF}_2 = 3,9 \cdot 10^{-11}$; $\text{Ca} = 40$, $\text{F} = 19$.



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = 3,9 \cdot 10^{-11}$$

Assim, admite-se que para cada íon Ca^{2+} que esta em solução existem 2 íons F^- pois ambos vieram da mesma fonte, o sal CaF_2

Quando x mols de CaF_2 se dissolvem: $[\text{Ca}^{2+}] = x$ $[\text{F}^-] = 2x$

$$3,9 \cdot 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = (x) \cdot (2x)^2 = 4x^3$$

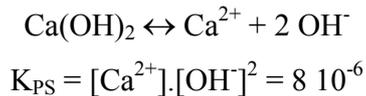
$$x = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Portanto, a solubilidade do sal é $2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$, e as concentrações de íons na solução saturada são: $2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ ou $8,4 \text{ mg/L}$ Ca^{2+} e $4,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ ou 8 mg/L F^- .

Observação: O programa Minteq forneceria resultados praticamente idênticos ao cálculo simplificado. A razão disso é que a base F^- é muito fraca de modo que é possível desconsiderar o equilíbrio ácido-base. Ainda como o sal é pouco solúvel, a força iônica do

meio é baixa (0,0006) e as correções determinadas pelo cálculo de atividade podem ser desprezadas.

38. Qual a solubilidade do hidróxido de cálcio Ca(OH)_2 em água pura e em solução $0,1 \text{ mol L}^{-1} \text{ CaCl}_2$?



Admite-se neste cálculo simplificado, que para cada íon Ca^{2+} que está em solução existem 2 íons OH^- pois ambos vieram da mesma fonte, o sal Ca(OH)_2

Quando x mols de Ca(OH)_2 se dissolvem: $[\text{Ca}^{2+}] = x$ $[\text{OH}^-] = 2x$

$$8 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = (x) \cdot (2x)^2 = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,0125 \text{ mol L}^{-1}$$

Em solução $0,1 \text{ mol L}^{-1} \text{ CaCl}_2$ a concentração de íon Ca^{2+} esta nivelada por alto no meio e a contribuição da dissolução do hidróxido pode ser desprezada:

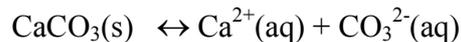
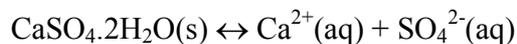
$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 8 \cdot 10^{-6}$$

$$K_{\text{PS}} = [0,1] \cdot [2x]^2 = 8 \cdot 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{\frac{8 \cdot 10^{-6}}{2}} = 0,002 \text{ mol L}^{-1}$$

A solubilidade diminui mais de 6 vezes pelo efeito do íon comum Ca^{2+}

39. Em certas cavernas forma-se gesso que fica em contato com carbonato de cálcio (calcita). O que se pode comentar em relação à solução saturada em contato com essas duas fases sólidas? O K_{PS} do CaCO_3 (calcita) é $4,5 \cdot 10^{-9}$ e o K_{PS} $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (gesso) é $2,4 \cdot 10^{-5}$



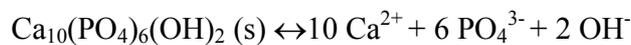
O gesso é muito mais solúvel que a calcita e a concentração de cálcio em equilíbrio com os dois sais simultaneamente será bem maior que aquela presente no equilíbrio de dissolução da calcita isolada. Pelo efeito do íon comum, a solubilidade da calcita será reprimida na presença de gesso.

40. Por que uma diminuição de pH não teria um efeito marcante sobre a solubilidade do CaSO_4 ?

Porque tanto o íon Ca^{2+} como o íon SO_4^{2-} não participam de equilíbrios ácido base importantes.

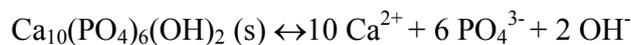
41. Explique a formação de cáries nos dentes e sal prevenção, sabendo que:

- alimentos sob a ação de bactérias na boca promovem a formação de ácidos
- a hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, constitui o esmalte dos dentes e é um composto pouco solúvel:



- o íon PO_4^{3-} é uma base fraca e o íon OH^- é uma base forte;
- a hidroxiapatita reagindo com o íon fluoreto, F^- , forma um composto menos solúvel, a fluorapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2$;
- o íon F^- é uma base fraca

A formação de ácidos na boca faz com que íons H^+ reajam com íons OH^- e PO_4^{3-} provenientes da hidroxiapatita



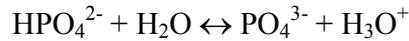
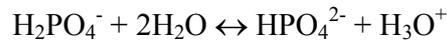
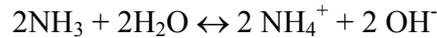
e desta forma o equilíbrio se desloca para a direita e o esmalte se solubiliza, provocando a cárie. Pelo uso de íon fluoreto F^- na água potável e nos dentífricos, a fluorapatita passa a fazer parte do esmalte dos dentes e esse composto participa do equilíbrio:



Neste caso os íons PO_4^{3-} e F^- são bases fracas e o íon H^+ eventualmente presente não contribui em larga escala para a solubilização da fluorapatita evitando as cáries.

42. A formação de um tipo de cálculo renal constituído por MgNH_4PO_4 (estruvita) só ocorre associado a infecção por bactéria que produzem urease para metabolizar uréia. Por que o controle da infecção é a chave para controle do cálculo? As equações a seguir ajudam a resolver a questão.





Inicialmente a uréase decompõe uréia para formar NH_3 e CO_2 . A amônia se ioniza em NH_4^+ , eleva o pH do meio a 8-9 e aumenta ainda a concentração de íon PO_4^{3-} . É impossível a formação de estruvita na ausência de infecção porque a concentração de NH_4^+ seria muito pequena sob condições normais.

43. Um dos primeiros compostos a se precipitar na água do mar é o gesso. Com base na composição abaixo calcular

- os índices de saturação de gesso ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $K_{\text{PS}} = 2,63 \cdot 10^{-5}$) na água de rio e água do mar. Trabalhar com atividade.

- quanto de evaporação deve ocorrer na água do mar para ter início a precipitação de gesso?

Íon	Água doce	Água do mar
	mmol L ⁻¹	
Ca^{2+}	0,374	10,4
Cl^-	0,22	554,2
K^+	0,0588	10
Na^+	0,274	475,2
SO_4^{2-}	0,115	28,4
Mg^{2+}	0,169	54
HCO_3^-	0,954	2,38
CO_3^{2-}	0,00726	0,269

$$Q = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$\text{Água doce: } Q = 0,374 \cdot 10^{-3} \cdot 0,115 \cdot 10^{-3} = 4,301 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{IS} = \frac{Q}{K_{\text{PS}}} = \frac{4,301 \cdot 10^{-9}}{2,63 \cdot 10^{-5}} = 1,635 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{Água do mar: } Q = 10,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,269 \cdot 10^{-3} = 2,80 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{IS} = \frac{Q}{K_{\text{PS}}} = \frac{2,80 \cdot 10^{-6}}{2,63 \cdot 10^{-5}} = 0,106 = 0,11$$

em ambos os casos $\text{IS} < 1$ e portanto a solução está insaturada em relação ao CaSO_4 .

Para que $IS = 1$ a água do mar deveria ser concentrada para que Q fosse igual a $2,63 \cdot 10^{-5}$:

$$2,63 \cdot 10^{-5} / 2,71 \cdot 10^{-9} = 10 \text{ vezes}$$

44. Uma amostra de água subterrânea apresenta as seguintes concentrações: $40,3 \text{ mg L}^{-1} \text{ Ca}^{2+}$; $110 \text{ mg L}^{-1} \text{ HCO}_3^-$. O pH é 6,2, a temperatura 15°C , e a força iônica é $5,0 \cdot 10^{-2}$. Ignorar a formação de complexos/pares iônicos neste problema.

a. Calcular a atividade do íon Ca^{2+} .

Converter as concentrações para a unidade mol L^{-1}

Calcular o coeficiente de atividade usando a versão estendida da equação de Debye-Huckel

$$\log f_i = - (A \cdot z^2 \cdot I^{1/2}) / (1 + a \cdot B \cdot I^{1/2}) \quad (\text{procurar as constantes A e B para } 15^\circ\text{C})$$

$\log f_i = -0,31$ $f_i = 0,49$ (Observar como o coeficiente de atividade é bem menor que 1 de modo que o efeito dele é grande)

$$\text{Atividade} = 0,49 \times 1,0 \cdot 10^{-3} = 4,9 \times 10^{-4}$$

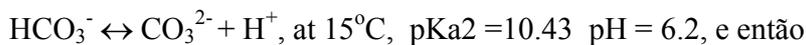
b. Calcular a atividade do íon HCO_3^- .

Mesma seqüência anterior

$$\text{atividade} = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

c. Calcular a atividade do íon CO_3^{2-}

é fácil usando a equação:



$\log [\text{H}^+] = -6,2$ atividade do íon HCO_3^- calculada acima.

$$\log [\text{CO}_3^{2-}] = -7,1$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 8,7 \cdot 10^{-8}$$

d. Calcular o índice de saturação, $\log (Q/K_{PS})$, para calcita na água subterrânea a 15°C \log

$$K_{PS} = -8,22$$

$$Q = 4,3 \cdot 10^{-11}, \log Q = -10,4, \log (Q/K) = -2,1$$

e. A calcita se precipitará no aquífero ou se dissolverá?

Índice de saturação negativo, a solução esta insaturada em relação à calcita e ocorrerá dissolução.

45. São misturados 20 mL de solução $0,05 \text{ mol L}^{-1} \text{ Hg}^{2+}$ e 10 mL de solução $0,2 \text{ mol L}^{-1} \text{ Cl}^{-}$ e o volume é completado a 250 mL com água destilada. Qual a concentração de Hg^{2+} livre, uma vez atingido o equilíbrio? Constante de formação $\text{HgCl}_4^{-} = 5,6 \cdot 10^{-16}$

$$[\text{Hg}^{2+}] = 20 \times 0,05/250 = 0,004 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = 10 \times 0,2/250 = 0,008 \text{ mol L}^{-1}$$



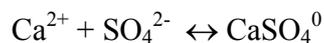
$$K = \frac{[\text{HgCl}_4^{-}]}{[\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]^4} = 5,6 \cdot 10^{16}$$

A constante de formação é tão elevada que para efeitos práticos a complexação pode ser considerada como 100% eficiente. Note-se que o reagente limitante é o íon Hg^{2+}

Portanto, no volume de 1 L: 0,008 mol Cl^{-} complexam 0,002 mol Hg^{2+} formando 0,002 mol de $[\text{HgCl}_4^{-}]$. Restam $0,002 \text{ mol L}^{-1} \text{ Hg}^{2+}$ na forma livre.

46. Uma amostra de água do mar apresenta as seguintes atividades: $\text{Ca}^{2+} = 0,005$ e $\text{SO}_4^{2-} = 0,0126$. A constante de estabilidade para a formação de CaSO_4^0 é $K = 169,8$.

a. Calcular a proporção do par iônico CaSO_4^0 em relação ao íon Ca^{2+} se aquela espécie for único complexo importante formado.



$$K = \frac{\{\text{CaSO}_4^0\}}{\{\text{Ca}^{2+}\} \cdot \{\text{SO}_4^{2-}\}}$$

$$\frac{\{\text{CaSO}_4^0\}}{\{\text{Ca}^{2+}\}} = \{\text{SO}_4^{2-}\} \cdot K = 169,8 \cdot 0,0126 = 2,14$$

Verifica-se, portanto, que o par iônico tem atividade muito maior que a do íon livre.

b. Como a formação do par iônico afeta a solubilidade da anidrita (CaSO_4) na água do mar?

A formação de pares iônicos tende a “amarrar” algum dos íons entre si de modo que eles não podem participar na formação de cristais. Assim, a atividade dos íons livres é menor do que se os pares não existissem e os sólidos se desestabilizam e se tornam mais solúveis.

c. Se a amostra de água for diluída de modo que a atividade do íon sulfato decresça de um fator 2, qual será o decréscimo da atividade do par iônico em relação a do íon cálcio?

$$\text{Usando a relação: } [\text{CaSO}_4^0] / [\text{Ca}^{2+}] = K \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

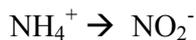
Se a atividade do íon sulfato diminuir de um fator 2 a relação também diminuirá de um fator 2

47. Especificar quem se oxida, quem se reduz e identificar os agentes oxidante e redutor na reação: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$

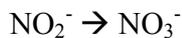
O hidrogênio passa de número de oxidação zero para +1 no HI. Ele, portanto, perde elétrons e se oxida. Ele próprio é um agente redutor.

O iodo passa de número de oxidação zero para -1 no HI. O iodo recebe elétrons e se reduz. Ele atua como agente oxidante.

48. O processo de nitrificação é realizado em duas etapas, primeiramente as bactérias *Nitrosomonas* convertem amônia a nitrito. Em seguida as bactérias *Nitrobacter* convertem nitrito a nitrato. O que esses processos tem a ver com oxidação-redução?

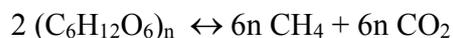


O nitrogênio passa de número de oxidação -3 para +3, ou seja, o processo é de perda de elétrons ou oxidação do íon amônio.



O nitrogênio passa de número de oxidação +3 para +5, ou seja, o processo também é de perda de elétrons ou oxidação do íon nitrito.

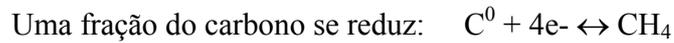
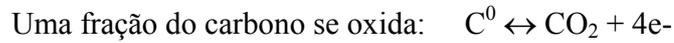
49. A decomposição da matéria orgânica pode se dar em meio anaeróbio produzindo gás carbônico e metano. Considerando matéria orgânica como celulose, $(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)_n$, quais os processos de transferência de elétrons envolvidos?



o número de oxidação do carbono na celulose é zero

o número de oxidação do carbono no metano é - 4

o número de oxidação do carbono no gás carbônico é + 4



50. A semi-reação $NAD^+ + H^+ + 2e^- \leftrightarrow NADH$ apresenta $E'_o = -0,320V$ a $25^\circ C$ e $pH 7$.

Calcular o potencial redox quando se tem:

a- 90% da forma reduzida em solução

$$[NADH] = 0,9 \text{ CT} \quad [NAD^+] = 0,1 \text{ CT}$$

$$E = -0,320 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[NADH]}{[NAD^+]}$$

$$E = -0,320 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{0,9}{0,1}$$

$$E = -0,320 - 0,028 = -0,348 \text{ V}$$

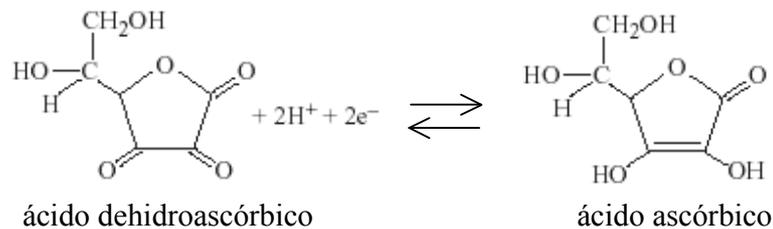
b- 10% da forma reduzida em solução

$$[NADH] = 0,1 \text{ CT} \quad [NAD^+] = 0,9 \text{ CT}$$

$$E = -0,320 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{0,1}{0,9}$$

$$E = -0,320 - (-0,028) = -0,292 \text{ V}$$

51. Vitamina C (ácido ascórbico) é rapidamente oxidada a ácido deidroascórbico. Tendo-se um valor de $E'_o = 0,062 \text{ V}$ a $30^\circ C$ e $pH 7$ para a semi-reação:



calcular a fração de vitamina que estará reduzida em uma solução onde $E = 0,019 \text{ V}$.

$$E = 0,062 - \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{C_{H2A}}{[B]}$$

$$0,019 = 0,062 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{C_{H2A}}{[B]}$$

$$\log \frac{C_{H_2A}}{[B]} = \frac{-0,043 \times 2}{-0,059} = 1,458$$

$$\frac{C_{H_2A}}{[B]} = 28,7$$

$$C_{H_2A} + [B] = 100$$

$$28,7 \cdot [B] + [B] = 100$$

$$[B] = 3,36\%$$

$$[H_2A] = 96,6\%$$