

Resposta dos exercícios da apostila Química Inorgânica e Analítica

Exercícios da página 70.

1) Anfólitos: HCO_3^- , CN^- , H_2PO_4^- , HS^- , NH_3 , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , HCN , HPO_4^{2-} , NH_4^+

Apróticos: K^+ , Cl^- , HBr , Ca^{2+} , NO_3^-

2) ácidos ou bases provenientes dos íons: H_2CO_3 , HCN , H_3PO_4 , H_2S , NH_4^+ , HPO_4^- , HCO_3^- , CN^- , H_2PO_4 , NH_3 .

3) NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KCl ,

4) olhar tabela de força de ácido e bases, para ácidos fortes a base conjugada é uma base fraca e vice e versa.

5) NH_4Cl – solução ácida, KCl – neutra, KH_2PO_4 – básica, Na_2CO_3 – básica, Mg_2SO_4 neutra, NaNO_3 neutro. Justificativa: verificar os íons anfólitos e os respectivos produtos da hidrólise

6) nenhuma

7) $[\text{H}^+] = 1,73 \times 10^{-6} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 5,75 \times 10^{-9} \text{ M}$

8) a) $2,5 - 3,16 \times 10^{-3} - 3,16 \times 10^{-12} - 11,5$

b) $4,92 - 1,2 \times 10^{-5} - 8,33 \times 10^{-10} - 9,08$

c) $11,63 - 2,33 \times 10^{-12} - 4,3 \times 10^{-3} - 2,37$

d-e) $9,3 - 5,01 \times 10^{-10} - 1,99 \times 10^{-5} - 4,7$

f) $2,22 - 6,0 \times 10^{-3} - 1,67 \times 10^{-12} - 11,78$

9) a) 0,4 L

b) 0,4 L

c) solução neutra

10) a) $K_h = 5,62 \times 10^{-10}$ b) $K_h = 1,61 \times 10^{-7}$

c) $K_h = 1,72 \times 10^{-5}$ d) $K_h = 8,33 \times 10^{-13}$

e) $K_h = 2,13 \times 10^{-4}$

- 11) 9×10^{-7} moles
- 12) equação de segundo grau: $1,74 \times 10^{-5}$ M
equação simplificada: $1,44 \times 10^{-6}$ M
- 13) $K_a = 1,76 \times 10^{-5}$
- 14) $[HCl] = 0$; $[H^+] = 0,025$ M; $[OH^-] = 4 \times 10^{-13}$ M
- 15) $[HAc] = 0,0243$ M; $[OH^-] = 1,49 \times 10^{-11}$ M; $[Ac^-] = 6,71 \times 10^{-3}$ M; $pH = 3,18$
- 16) 14 ácido forte: dissociação total, 15 ácido fraco: dissociação parcial.
- 17) para solução contendo 1 mol/L dos íons: o pH da solução de CN^- é de 11,6.
Considerando somente uma dissociação do carbonato (K_{a2}) o pH da solução é 12,16, considerando que existe mais uma dissociação o pH será maior ainda.
- 18) $pH = 12,02$
- 19) soluções com características básicas
- 20) adicionar o par conjugado do NH_3 o NH_4^+ , o pH desta solução é igual ao $pK_a = 9,25$.
- 21) $pH = 7,29$
- 22) Um íon em que seu pK_a seja próximo de 8, pois seguindo a equação de Henderson-Hasselbalch pH é igual a pK_a quando as concentração dos ácido e a base conjugado são iguais.
- 23) A solução não é uma solução tampão, portanto ocorrerá a neutralização completa do ácido, liberando o íon acetato em solução que influenciará o pH da solução que será igual a 8,41.
- 24) Exercício similar ao 23, porém é adicionado uma quantidade maior de ácido que base, não neutralizando totalmente o ácido, porem a influencia do íon acetato em solução produzirá uma solução tampão que mantém o pH em 4,69.
- 25) similar ao anterior, $pH = 4,38$

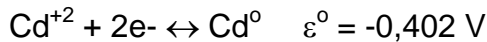
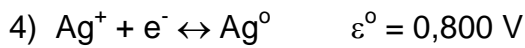
Exercícios da página 90

- 1) a) $7,8 \times 10^{-5}$ M; b) $5,1 \times 10^{-7}$ M; c) $7,14 \times 10^{-7}$ M; d) $1,31 \times 10^{-4}$ M
- 2) $1,1 \times 10^{-2}$ M;
- 3) $1,26 \times 10^{-4}$ M;
- 4) $k_{ps} = 1,6 \times 10^{-19}$;
- 5) $k_{ps} = 1,77 \times 10^{-6}$;
- 6) água pura = $7,14 \times 10^{-7}$ M; adição de $\text{CaCl}_2 = 5,66 \times 10^{-13}$ M; efeito da adição de um íon comum (Ca^{2+});
- 7) $k_{ps} = 2,0 \times 10^{-9}$;
- 8) pH = 2,77;
- 9) $[\text{Ca}^{2+}] = 2,5 \times 10^{-13}$; $[\text{SO}_4^{2-}] \approx 0,1$ M; massa precipitada = 13,6 g
- 10) sim, ocorre a precipitação
- 11) água pura = $1,30 \times 10^{-4}$; em pH 12 = $8,9 \times 10^{-8}$ M;
- 12) pH = 2,77;
- 13) $[\text{Ag}^+] = 3,02 \times 10^{-6}$ g L⁻¹;
- 14) pH = 9,92;
- 15) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ = é mais solúvel.
- 16) pH = 6,17;

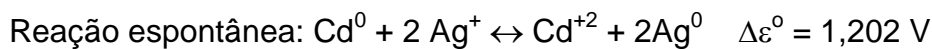
Exercícios da página 119

- 1) Na_2CrO_4 - +6; SO_3 - +6; SO_2 - +4; Cl_2 - 0; $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$ - +5; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ - 0;
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - +6; CO_3^{2-} - +4; $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ - +2,5; KMnO_4 - +7; O_3 - 0; O_2 - 0;
 CO_2 - +4; CO - +2;
- 2) NH_4^+ (-3); NH_3 (-3); CH_3NH_2 (-1); N_2 (0); N_2O (+1); NO_2^- (+3); N_2O_3 (+3);
 N_2O_5 (+5)

3) 1) -Prata é reduzida. 2) Nada ocorre: cobre metálico não será oxidado pelo íon Zn^{+2} ; 3) Oxidação do zinco metálico. Reação espontânea: $Zn^0 + Cu^{+2} \rightleftharpoons Cu^0 + Zn^{+2}$; 4) Ferro é oxidado. Reação espontânea: $Fe^0 + Cu^{+2} \rightleftharpoons Cu^0 + Fe^{+2}$; 5) Nada ocorre. A prata metálica não será oxidada



Para se ter $\Delta\varepsilon^0$ positivo para a reação global, a semireação do Cd deve ser invertida

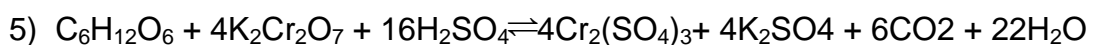


$$\Delta\varepsilon = \Delta\varepsilon^0 - \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[Cd^{+2}]}{[Ag^+]^2}$$

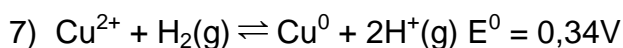
$$\Delta\varepsilon = \Delta\varepsilon^0 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{0,32}{(0,20)^2} = 1,175 V$$

Anodo é o eletrodo onde ocorre oxidação: $Cd^0 \leftrightarrow Cd^{+2} + 2e^-$

Catodo é o eletrodo onde ocorre a redução: $Ag^+ + e^- \leftrightarrow Ag^0$



6) $Fe(s) + Zn^{+2} \rightleftharpoons Fe^{+2} + Zn(s)$; Reação não espontânea, necessário utilizar uma célula galvânica.

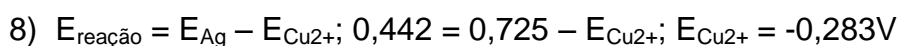


$$E^0 = (0,05915/n) \log K$$

$$0,34 = (0,05915/2) \log K$$

$$\log K = 1,15 \times 10_1$$

$$K = 3,13 \times 10^{11}$$



Aplicando na equação de Nernst:

$$-0,283 = -0,337 - (0,05915/2)\log(1/[\text{Cu}^{2+}])$$

$$\log(1/[\text{Cu}^{2+}]) = 1,83$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,015 \text{ mol L}^{-1}$$