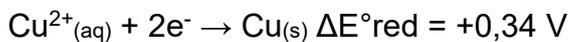
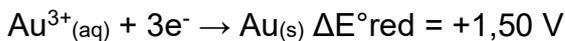
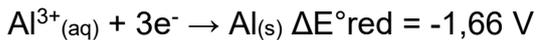


ELETROQUÍMICA

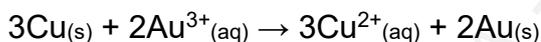
Q1.(EsPCEx/2017) Células galvânicas (pilhas) são dispositivos nos quais reações espontâneas de oxidorredução geram uma corrente elétrica. São dispostas pela combinação de espécies químicas com potenciais de redução diferentes. Existem milhares de células galvânicas possíveis. Considere as semirreações abaixo e seus respectivos potenciais de redução nas condições padrão (25 °C e 1 atm).



Baseado nas possibilidades de combinações de células galvânicas e suas representações esquemáticas recomendadas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), são feitas as seguintes afirmativas:

I - a diferença de potencial (d.d.p.) da pilha formada pelas espécies químicas alumínio e cobre e representada esquematicamente por $\text{Al}_{(\text{s})}|\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}||\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}|\text{Cu}_{(\text{s})}$ é de +1,52 V (nas condições-padrão);

II - na pilha formada pelas espécies químicas cobre e ouro e representada esquematicamente por $\text{Cu}_{(\text{s})}|\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}||\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})}|\text{Au}_{(\text{s})}$, a reação global corretamente balanceada é:



III - na pilha formada pelas espécies químicas cobre e ouro e representada esquematicamente por $\text{Cu}_{(\text{s})}|\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}||\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})}|\text{Au}_{(\text{s})}$, o agente redutor é o Cu (s);

IV - a representação IUPAC correta de uma pilha de alumínio e ouro (Al-Au) é $\text{Au}_{(\text{s})}|\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})}||\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}|\text{Al}_{(\text{s})}$.

Estão corretas apenas as afirmativas

[a] I e II.

[b] II e III.

[c] III e IV.

[d] I, II e IV.

[e] I, III e IV.

Q2.(EsPCEEx/2018) No ano de 2018, os alunos da EsPCEEx realizaram, na aula prática de laboratório de química, um estudo sobre revestimento de materiais por meio da eletrólise com eletrodos ativos, visando ao aprendizado de métodos de proteção contra corrosão. Nesse estudo, eles efetuaram, numa cuba eletrolítica, o cobreamento de um prego, utilizando uma solução de sulfato de cobre II e um fio de cobre puro como contra-eletródo. Para isso, utilizaram uma bateria como fonte externa de energia, com uma corrente contínua de intensidade constante de 100 mA e gastaram o tempo de 2 minutos. Considerando-se não haver interferências no experimento, a massa aproximada de cobre metálico depositada sobre o prego foi de

Dados: massa molar do cobre = $64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 Faraday = $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

[a] 6,50 mg.

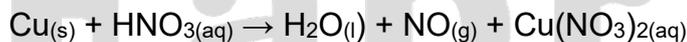
[b] 0,14 mg.

[c] 20,42 mg.

[d] 12,01 mg.

[e] 3,98 mg.

Q3.(EsPCEEx/2016) O cobre metálico pode ser oxidado por ácido nítrico diluído, produzindo água, monóxido de nitrogênio e um sal (composto iônico). A reação pode ser representada pela seguinte equação química (não balanceada):



A soma dos coeficientes estequiométricos (menores números inteiros) da equação balanceada, o agente redutor da reação e o nome do composto iônico formado são, respectivamente,

[a] 18 ; Cu ; nitrato de cobre I.

[b] 20 ; Cu ; nitrato de cobre II.

[c] 19 ; HNO_3 ; nitrito de cobre II.

[d] 18 ; NO ; nitrato de cobre II.

[e] 20 ; Cu ; nitrato de cobre I.

Q4.(EsPCEEx/2012) Considere as semirreações com os seus respectivos potenciais-padrão de redução dados nesta tabela:

Prata	$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}^0_{(\text{s})}$	$E^0_{\text{red}} = + 0,80 \text{ V}$
Cobre	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0_{(\text{s})}$	$E^0_{\text{red}} = + 0,34 \text{ V}$
Chumbo	$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}^0_{(\text{s})}$	$E^0_{\text{red}} = - 0,13 \text{ V}$
Níquel	$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}^0_{(\text{s})}$	$E^0_{\text{red}} = - 0,24 \text{ V}$
Zinco	$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}^0_{(\text{s})}$	$E^0_{\text{red}} = - 0,76 \text{ V}$
Magnésio	$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}^0_{(\text{s})}$	$E^0_{\text{red}} = - 2,37 \text{ V}$

Baseando-se nos dados fornecidos, são feitas as seguintes afirmações:

I – o melhor agente redutor apresentado na tabela é a prata;

II – a reação $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}^0_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^0_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ não é espontânea;

III – pode-se estocar, por tempo indeterminado, uma solução de nitrato de níquel II, em um recipiente revestido de zinco, sem danificá-lo, pois não haverá reação entre a solução estocada e o revestimento de zinco do recipiente;

IV – a força eletromotriz de uma pilha eletroquímica formada por chumbo e magnésio é 2,24 V;

V – uma pilha eletroquímica montada com eletrodos de cobre e prata possui a equação global: $2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}^0_{(\text{s})} \rightarrow 2\text{Ag}^0_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.

Das afirmações acima, estão corretas apenas:

[a] I e II

[b] I, II e IV

[c] III e V

[d] II, IV e V

[e] I, III e V

Q5.(EspCEEx/2016) No ano de 2014, os alunos da EspCEEx realizaram um experimento de eletrólise durante uma aula prática no Laboratório de Química. Nesse experimento, foi montado um banho eletrolítico, cujo objetivo era o depósito de cobre metálico sobre um clipe de papel, usando no banho eletrolítico uma solução aquosa 1 mol·L⁻¹ de sulfato de cobre II. Nesse sistema de eletrólise, por meio

de uma fonte externa, foi aplicada uma corrente constante de 100 mA, durante 5 minutos. Após esse tempo, a massa aproximada de cobre depositada sobre a superfície do clipe foi de:

Dados: massa molar Cu = 64 g/mol; 1 Faraday = 96500 C

[a] 2,401 g.

[b] 1,245 g.

[c] 0,987 g.

[d] 0,095 g.

[e] 0,010 g.

Fábrica

D