

Soluzioni della prova di  
autovalutazione  
“biotecmed02”

1) Qual è la variazione di energia interna del sistema ( $\Delta U$ ) se 11 kJ di energia termica sono formati dal sistema e 7 kJ di lavoro sono compiuti sul sistema per un certo processo?

- A. -4 kJ
- B. 18 kJ
- C. 4 kJ
- D. -11 kJ
- E. -18 kJ

$$\Delta U = q + w \quad \left\{ \begin{array}{l} q \rightarrow \text{calore scambiato} \\ w \rightarrow \text{lavoro compiuto} \end{array} \right.$$

$$\Delta U = -11 \text{ kJ} + 7 \text{ kJ}$$

$$\Delta U = -11 \text{ kJ} + 7 \text{ kJ}$$

$$\Delta U = -4 \text{ kJ}$$

Calore che entra nel sistema dall'esterno  $q > 0$   
Lavoro che è eseguito dal sistema sull'esterno  $w < 0$   
Calore che esce dal sistema all'esterno  $q < 0$   
Lavoro che è eseguito dall'esterno sul sistema  $w < 0$

2) Per un dato sistema con  $w = 0$ , una reazione endotermica presenta i seguenti valori

- A.  $\Delta H > 0$  e  $\Delta U > 0$
- B. Non è possibile stabilire i valori di  $\Delta H$  e  $\Delta U$
- C.  $\Delta H < 0$  e  $\Delta U > 0$
- D.  $\Delta H < 0$  e  $\Delta U < 0$
- E.  $\Delta H > 0$  e  $\Delta U < 0$

Reazione endotermica: reazione nelle quali il sistema acquista calore dall'ambiente esterno

$$\Delta U = q \quad \rightarrow \quad \Delta U > 0$$

$$\Delta H = U_2 - U_1 \quad \rightarrow \quad \Delta H > 0$$

↓  
con  $w = 0$

3) Calcolare la variazione di energia interna ( $\Delta U$ ) di un sistema che assorbe 35.8 kJ di calore e si espande da un volume iniziale di 8.00 L ad un volume di 24.0 L alla pressione di 1.00 atm (si ricordi che  $101.3 \text{ J} = 1 \text{ L atm}$ ).

- A. +51.8 kJ
- B. -16.6 kJ
- C. -29.3 kJ
- D. -15.8 kJ
- E. +34.2 kJ**

$$\Delta U = q + w \qquad w = -P * (V_2 - V_1) \rightarrow P \text{ costante}$$

$$\Delta U = q - (P * \Delta V)$$

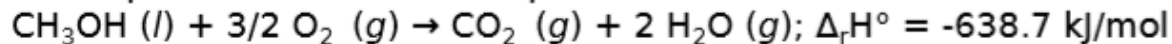
$$\Delta U = 35800 \text{ J} - [1 \text{ atm} * (24 \text{ L} - 8 \text{ L})]$$

$$\Delta U = 35800 \text{ J} - (16 \text{ L} * \text{atm})$$

**CONVERSIONE**  $\longrightarrow$   $16 \text{ L} * \text{atm} = 1621,2 \text{ J}$

$$\Delta U = 35800 \text{ J} - 1621,2 \text{ J} = 34178,8 \text{ J} \longrightarrow + 34,2 \text{ kJ}$$

4) L'equazione termochimica per la combustione del metanolo è la seguente:



Qual è la variazione di entalpia per la combustione di 8.59 g di metanolo?

- A.  $-1.76 \times 10^6 \text{ kJ}$
- B. -19.9 kJ
- C.  $-5.49 \times 10^3 \text{ kJ}$
- D. -171 kJ**
- E.  $-2.38 \times 10^3 \text{ kJ}$



Quante moli di  $\text{CH}_3\text{OH}$  ci sono in 8,59 g?

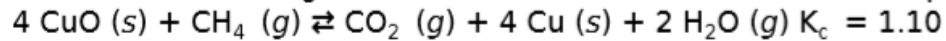
$$n^\circ \text{ moli } \text{CH}_3\text{OH} = \frac{g}{PM} = \frac{8,59}{32,04} = 0,268 \text{ moli}$$

$$1 \text{ mole di } \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \Delta_r H = - 638,7 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ mole } \text{CH}_3\text{OH} : 638,7 \Delta_r H = 0,27 \text{ moli } \text{CH}_3\text{OH} : x \Delta_r H$$

$$\Delta_r H = \frac{-638,7 * 0,27}{1} = -171,17 \text{ kJ}$$

5) Si consideri la seguente reazione e la relativa costante di equilibrio:



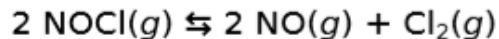
Una miscela di reazione contiene 0.22 M di  $\text{CH}_4$ , 0.67 M di  $\text{CO}_2$  e 1.3 M di  $\text{H}_2\text{O}$ . Quale delle seguenti affermazioni è VERA a proposito del sistema?

- A. La reazione si sposterà nella direzione dei prodotti
- B. La costante di equilibrio aumenterà
- C. Il sistema è all'equilibrio
- D. Il quoziente di reazione aumenterà
- E. La reazione si sposterà nella direzione dei reagenti

$$Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \longrightarrow Q = \frac{[0,67][1,3]^2}{[0,22]} = 5,15$$

$Q > K_c$  la reazione è spostata verso i reagenti

6) In un reattore termostato del volume di 10,0 L vengono introdotti 92 g di  $\text{NOCl}$  che si dissocia secondo:



Sapendo che all'equilibrio si sono formati 4,0 g di monossido di azoto, calcolare la costante di equilibrio  $K_c$ .

- A.  $4,37 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/L)}^{-1}$
- B.  $7,34 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^{-1}$
- C.  $3,47 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/L)}^{-1}$
- D.  $4,37 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^{-1}$
- E.  $7,34 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/L)}^{-1}$

$$n^{\circ} \text{moli}_{\text{NOCl}} = \frac{92}{65,45} = 1,41 \text{ moli} \quad n^{\circ} \text{moli}_{\text{NO}} = \frac{4}{30,01} = 0,133 \text{ moli}$$

	$2 \text{NOCl}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO} + \text{Cl}_2$
Inizio:	1,41		0    0
trasformato:	-2x		2x    x
Eq:	1,27		0,133    0,066

$$[\text{NO}] = \frac{n^{\circ} \text{moli}_{\text{NO}}}{V(L)} = \frac{0,133}{10} = 0,0133 \text{ M}$$

$$[\text{NOCl}] = \frac{n^{\circ} \text{moli}_{\text{NOCl}}}{V(L)} = \frac{1,27}{10} = 0,127 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n^{\circ} \text{moli}_{\text{Cl}_2}}{V(L)} = \frac{0,066}{10} = 0,0066 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 * [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2}$$

$$K_c = \frac{[0,0133]^2 * [0,0066]}{[0,127]^2} = 7,34 * 10^{-5} \text{ mol/L}$$

7) A 700 K la  $K_p$  per il seguente equilibrio è  $5.6 \times 10^{-3}$   $2 \text{ HgO (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$   
 Supponi che 43.1 g di ossido di mercurio (II) siano piazzati in un contenitore sigillato di 4.00 L a 700 K. Qual è la pressione parziale del gas ossigeno all'equilibrio? ( $R = 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

- A. 14 atm
- B. 0.074 atm
- C. 2.8 atm
- D. 1.4 atm
- E. 0.0056 atm

$$K_p = p_{\text{O}_2} \longrightarrow p_{\text{O}_2} = 0,0056 \text{ atm}$$

**Nella espressione della costante di equilibrio considero solo le specie allo stato gassoso**

8) Considera la reazione  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ HI}$  per la quale  $K_c = 44.0$  ad alta temperatura. Se una miscela equimolare di reagenti porta a 0.50 M del prodotto all'equilibrio, determina la concentrazione di idrogeno all'equilibrio

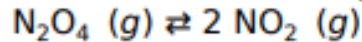
- A.  $7.5 \times 10^{-2}$
- B.  $1.3 \times 10^1$
- C.  $1.1 \times 10^{-1}$
- D.  $5.7 \times 10^{-3}$
- E.  $3.8 \times 10^{-2}$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \quad \text{Con } [\text{H}_2] = [\text{I}_2] \longrightarrow K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2]^2}$$

(equimolare)

$$[\text{H}_2] = \sqrt{\frac{[\text{HI}]^2}{K_c}} = \sqrt{\frac{0,25}{44}} = 7,5 * 10^{-2} \text{ M}$$

9) A 25 °C, la decomposizione del tetraossido di diazoto



Ha una costante di equilibrio ( $K_p$ ) di 0.144. All'equilibrio la pressione totale del sistema è 0.0758 atm. Qual è la pressione parziale di ogni gas?

- A. 0.0549 atm  $\text{NO}_2$  e 0.0209 atm  $\text{N}_2\text{O}_4$
- B. 0.0531 atm  $\text{NO}_2$  e 0.0227 atm  $\text{N}_2\text{O}_4$
- C. 0.0502 atm  $\text{NO}_2$  e 0.0256 atm  $\text{N}_2\text{O}_4$
- D. 0.0381 atm  $\text{NO}_2$  e 0.0377 atm  $\text{N}_2\text{O}_4$
- E. 0.0745 atm  $\text{NO}_2$  e 0.0385 atm  $\text{N}_2\text{O}_4$

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} \quad \text{e} \quad P_{\text{tot}} = p_{\text{NO}_2} + p_{\text{N}_2\text{O}_4}$$

↓ Risolvendo per  $p_{\text{N}_2\text{O}_4}$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_{\text{tot}} - p_{\text{NO}_2}$$

Sostituendo  $p_{\text{NO}_2}$  nell'equazione si ottiene:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{(P_{\text{tot}} - p_{\text{NO}_2})} \longrightarrow (p_{\text{NO}_2})^2 = x^2 \longrightarrow K_p = \frac{x^2}{(P_{\text{tot}} - x)}$$

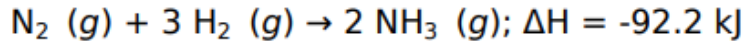
Quindi:

$$x^2 + K_p x - K_p P_{\text{tot}} = 0 \longrightarrow x_1 = 0,0549 \longrightarrow p_{\text{NO}_2}$$

~~$x_2 = -0,1988$~~   $\longrightarrow$  Il valore negativo non viene preso in considerazione!!!

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,0758 \text{ atm} - 0,0549 \text{ atm} = 0,0209 \text{ atm}$$

**10)** L'equazione termochimica per la formazione dell'ammoniaca è la seguente:



Dato un sistema all'equilibrio, quale delle seguenti azioni porta la reazione a procedere verso sinistra?

- A. Aggiunta di un catalizzatore
- B. Diminuzione della temperatura
- C. Addizione di  $\text{N}_2 (g)$
- D. Rimozione di  $\text{H}_2 (g)$
- E. Rimozione di  $\text{NH}_3 (g)$

Secondo il **principio di Le Châtelier** ogni sistema tende a reagire ad una perturbazione impostagli dall'esterno minimizzandone gli effetti

**N.B.** 
$$K_p = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]} * RT$$

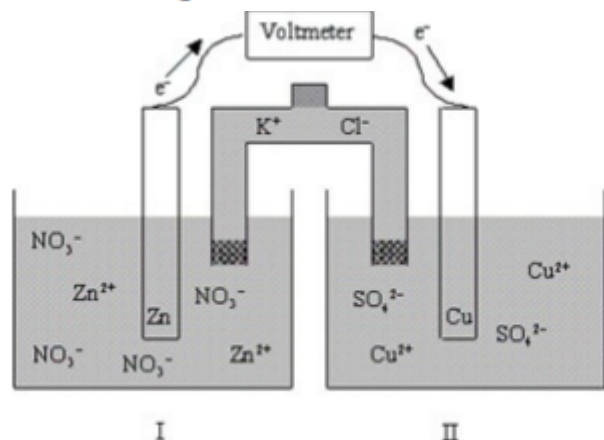
A temperatura costante il valore della costante di equilibrio rimane costante. Perciò diminuendo la concentrazione di  $\text{H}_2$  si avrà lo spostamento della reazione verso i SINISTRA (REAGENTI)

**11)** Quale dei seguenti equilibri **non** è influenzato dalla variazione di pressione a temperatura costante?

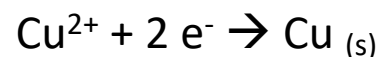
- A.  $2 \text{H}_2 (g) + \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (l)$
- B.  $\text{CO} (g) + 1/2 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO}_2 (g)$
- C.  $\text{CaCO}_3 (s) \rightarrow \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g)$
- D.  $\text{CO}_2 (g) + \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{CO} (g) + \text{H}_2\text{O} (g)$
- E.  $2 \text{Hg} (l) + \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{HgO} (s)$

Si noti che i coefficienti stechiometrici dei reagenti e dei prodotti sono gli stessi. Quindi, il quoziente di reazione non dipende dalla pressione totale

12) Quale delle seguenti affermazioni sulla seguente cella voltaica è vera?



**Catodo**, l'elettrodo sul quale avviene una semireazione di riduzione.



↓  
Formazione di rame solido, aumenta la massa del catodo

- A. La massa del catodo di rame aumenta col passare del tempo
- B. La massa del catodo di rame diminuisce col passare del tempo
- C. La massa dell'anodo di rame aumenta col passare del tempo
- D. La massa dell'elettrodo di rame non varia col passare del tempo
- E. La massa dell'anodo di rame diminuisce col passare del tempo

13) Determinare quale delle seguenti coppie di reagenti daranno un processo spontaneo a 25 °C:

**Dati:**  $E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = + 0.77$ ;  $E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} = + 0.80$ ;  $E^{\circ}_{\text{Li}^{+}/\text{Li}} = - 3.04$ ;  $E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = + 0.34$ ;  $E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = - 0.13$ ;  $E^{\circ}_{\text{Br}_2/\text{Br}^{-}} = + 1.08$ ;  $E^{\circ}_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = - 0.40$ ;  $E^{\circ}_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = - 0.74$

- A.  $\text{Li}^{+} (aq) + \text{Cr}(s)$
- B.  $\text{Fe}^{3+} (aq) + \text{Cd}(s)$
- C.  $\text{Ag}^{+} (aq) + \text{Br}^{-} (aq)$
- D.  $\text{Pb}^{2+} (aq) + \text{Cu}(s)$
- E. Nessuna delle coppie di reagenti scritte sopra

$$fem = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

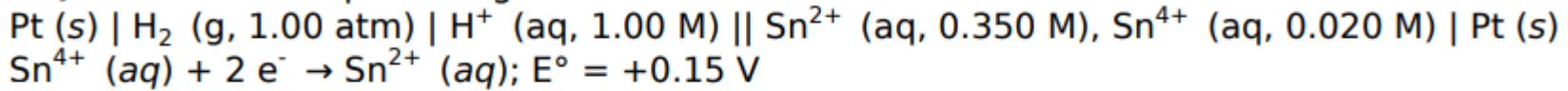
Per la coppia redox  $\text{Fe}^{3+} (aq) + \text{Cd} (s)$

$$FEM = 0,77 - (- 0,40) = + 1,17 \text{ V}$$

**FEM > 0 processo SPONTANEO**



**14)** Calcola la FEM per la seguente cella elettrochimica a 25 °C



- A. +0.22 V
- B. +0.08 V
- C. +0.11 V**
- D. +0.19 V
- E. -0.19 V

**Equazione di Nernst :**

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox]}{[Red]} \longrightarrow E = E^\circ + \frac{RT * 2,303}{nF} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

costante di Faraday  
96 485,3365 C·mol<sup>-1</sup>
fattore di conversione  
da ln a log

e<sup>-</sup> scambiati

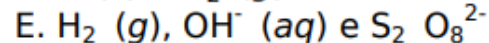
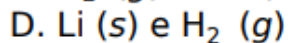
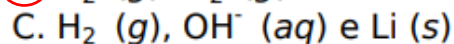
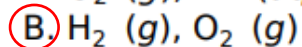
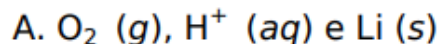
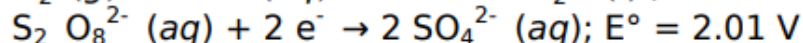
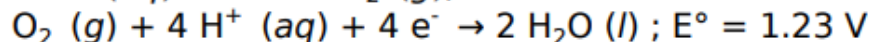
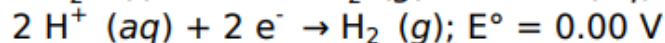
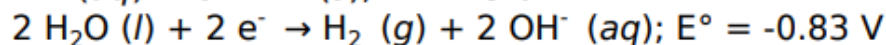
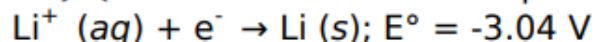
Da cui :

● E<sub>catodo</sub> = 0,15 +  $\frac{0,05916}{2} * \log \frac{[0,02]}{[0,35]} = +0,11 V$

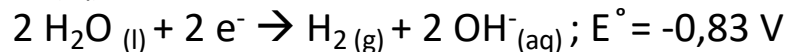
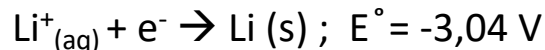
● E<sub>anodo</sub> = 0 - 0,05916 \* log 1 = 0 V

Quindi: FEM = E catodo – E anodo = + 0,11 V

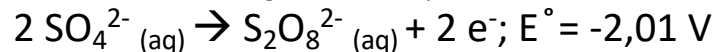
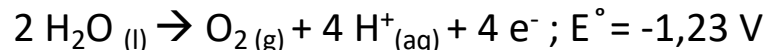
**15)** Quando una soluzione acquosa di solfato di litio viene elettrolizzata, quali sono i prodotti che si formano?



**CATODO:**



**ANODO:**



Al catodo avviene la riduzione dell'acqua e non del litio perché:  $-3,04 \text{ V} < -0,83 \text{ V}$

All'anodo avviene l'ossidazione dell'acqua e non del solfato perché:  $-2,01 \text{ V} < -1,23 \text{ V}$



Si ha la formazione di  $\text{H}_2 (\text{g})$  e  $\text{O}_2 (\text{g})$