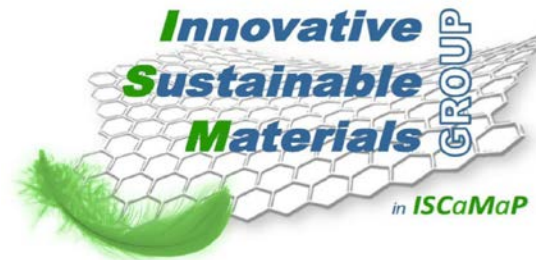


*Correzione ITINERE II*  
*Chimica Generale*  
*Prof. Vincenzina Barbera*  
*Anno Accademico 2022/2023*

*Docente: Vincenzina Barbera*  
*Email: vincenzina.barbera@polimi.it*

*Assistente: Simone Naddeo*  
*Email: simone.naddeo@polimi.it*

*Ricevimento: su appuntamento*  
*Ufficio: Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica «Giulio Natta»*  
*Via Mancinelli 7, Milano*



*Instagram: @ismaterials.polimi*



*Facebook: @ismaterialspolimi*



**POLITECNICO**  
MILANO 1863

**Esercizio 1):** Calcolare la massa in grammi di  $\text{CaCl}_2$  che occorre pesare per preparare 100 mL di una soluzione  $1.60 \times 10^{-2} \text{ M}$ .

**RISOLUZIONE**

$$\text{P.M CaCl}_2 = 111.0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{moli}_{\text{CaCl}_2} = M \text{ CaCl}_2 \times V = 1.60 \times 10^{-2} \times 0.100 \text{ L} = 1.6 \times 10^{-3} \text{ moli}$$

$$g_{\text{CaCl}_2} = 1.60 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 111.0 \text{ g mol}^{-1} = 0.178 \text{ g}$$

**RISPOSTA CORRETTA**

a) 3.2 g

b) 5.0 g

c) 0.178 g

d) 0.300 g

e) 10.0 mg

**Esercizio 2):** Calcolare la concentrazione di una soluzione ottenuta miscelando 200 mL di una soluzione di HCl 0.20 M con 300 mL di una soluzione 0.05 M di HCl.

**RISOLUZIONE:**

Moli soluzione 1 =  $0.200 \text{ L} \times 0.20 \text{ M} = 0.040 \text{ moli HCl}$

Moli soluzione 2 =  $0.300 \text{ L} \times 0.05 \text{ M} = 0.015 \text{ moli di HCl}$

Moli totali = moli soluzione 1 + moli soluzione 2 =  $0.040 \text{ mol} + 0.015 \text{ mol} = 0.055 \text{ mol di HCl}$

$M_{\text{HCl}} = 0.055 \text{ mol} / 0.500 \text{ L} = 0.11 \text{ M}$

RISPOSTA CORRETTA

- a) 1.0 M
- b) 3.0 M
- c) 0.02 M
- d) 0.11 M
- e) 10 M

**Esercizio 3.** La pressione esercitata dal vapore di una miscela costituita da benzene e toluene alla temperatura di 25 °C è di 54 mmHg. Sapendo che le tensioni di vapore sono rispettivamente pari a  $P^0_{\text{benzene}} = 95 \text{ mmHg}$  e  $P^0_{\text{toluene}} = 28 \text{ mmHg}$  determinare la composizione della miscela.

**RISOLUZIONE :**

$$P_{\text{tot}} = p_{\text{benzene}} + p_{\text{toluene}} = x_{\text{benzene}} P^0_{\text{benzene}} + x_{\text{toluene}} P^0_{\text{toluene}}$$

Sapendo che  $x_{\text{benzene}} + x_{\text{toluene}} = 1$  si ha

$$x_{\text{toluene}} = 1 - x_{\text{benzene}}$$

Sostituendo tutto nell'equazione iniziale si avrà:

$$P_{\text{tot}} = x_{\text{benzene}} P^0_{\text{benzene}} + (1 - x_{\text{benzene}}) P^0_{\text{toluene}}$$

$$P_{\text{tot}} = x_{\text{benzene}} P^0_{\text{benzene}} + P^0_{\text{toluene}} - x_{\text{benzene}} P^0_{\text{toluene}}$$

$$P_{\text{tot}} - P^0_{\text{toluene}} = x_{\text{benzene}} (P^0_{\text{benzene}} - P^0_{\text{toluene}})$$

$$x_{\text{benzene}} = (P_{\text{tot}} - P^0_{\text{toluene}}) / (P^0_{\text{benzene}} - P^0_{\text{toluene}}) = (54 \text{ mmHg} - 28 \text{ mmHg}) / (95 \text{ mmHg} - 28 \text{ mmHg}) = 0.39$$

$$x_{\text{toluene}} = 1 - 0.39 = 0.61$$

**RISPOSTA CORRETTA:**

a)  $x_{\text{benzene}} = 0.39$ ;  $x_{\text{toluene}} = 0.61$

b)  $x_{\text{benzene}} = 0.50$ ;  $x_{\text{toluene}} = 0.50$

c)  $x_{\text{benzene}} = 0.10$ ;  $x_{\text{toluene}} = 0.90$

d)  $x_{\text{benzene}} = 0.90$ ;  $x_{\text{toluene}} = 0.10$

e)  $x_{\text{benzene}} = 0.20$ ;  $x_{\text{toluene}} = 0.80$

**Esercizio 4:** Calcolare l'aumento della temperatura di ebollizione e la diminuzione della temperatura di congelamento rispetto al solvente puro a) di una soluzione acquosa al 5% in peso di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) e b) di una soluzione acquosa al 5% in peso di KI. ( $K_e = 0.512\text{ }^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$  ;  $K_c = 1.86\text{ }^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1}$  )

**RISOLUZIONE:**

Soluzione a) In 100 g di soluzione sono contenuti 5.0 g di glucosio e 95.0 g di acqua.

$$\text{moli di glucosio} = 5.0\text{ g} / 180.16\text{ gmol}^{-1} = 2.78\text{ }10^{-2}\text{ mol}$$

$$m = \text{moli soluto} / \text{Kg solvente} = 2.78\text{ }10^{-2}\text{ mol} / 0.095\text{ Kg} = 2.93\text{ }10^{-1}\text{ mol} / \text{Kg}$$

$$\Delta t_e = K_e m = 0.512\text{ }^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1} \times 2.93\text{ }10^{-1}\text{ mol} / \text{Kg} = 0.150\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta t_c = -K_c m = -1.86\text{ }^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1} \times 2.93\text{ }10^{-1}\text{ mol} / \text{Kg} = -0.544\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Soluzione b) KI è un elettrolita forte, si dissocia completamente. Moltiplicare le moli di KI per il coefficiente di Van't Hoff.

$$\text{moli KI} = 5.0\text{ g} / 166.01\text{ gmol}^{-1} = 3.01\text{ }10^{-2}\text{ mol}; \text{ moli particelle} = (3.01\text{ }10^{-2}\text{ mol}) \times 2 = 6.02\text{ }10^{-2}\text{ moli}_{(K+I-)}$$

$$m = 6.02\text{ }10^{-2}\text{ mol} / 0.095\text{ Kg} = 0.63\text{ mol/Kg}$$

$$\Delta t_e = K_e m = 0.512\text{ }^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1} \times 6.34\text{ }10^{-1}\text{ mol} / \text{Kg} = 0.325\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta t_c = -K_c m = -1.86\text{ }^{\circ}\text{C Kg mol}^{-1} \times 6.34\text{ }10^{-1}\text{ mol} / \text{Kg} = -1.18\text{ }^{\circ}\text{C}$$

RISPOSTA CORRETTA

a) Soluzione a:  $\Delta t_e = +0.467\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = -2.3\text{ }^{\circ}\text{C}$   
Soluzione b:  $\Delta t_e = +0.2\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = -0.9\text{ }^{\circ}\text{C}$

b) Soluzione a:  $\Delta t_e = +0.150\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = -0.544\text{ }^{\circ}\text{C}$   
Soluzione b:  $\Delta t_e = +0.325\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = -1.18\text{ }^{\circ}\text{C}$

c) Soluzione a:  $\Delta t_e = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$   
Soluzione b:  $\Delta t_e = +0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$

d) Soluzione a:  $\Delta t_e = 10\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = -5\text{ }^{\circ}\text{C}$   
Soluzione b:  $\Delta t_e = +2\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $\Delta t_c = -3\text{ }^{\circ}\text{C}$

e) Nessuna delle risposte precedenti

**Esercizio 5:** 5.02 g di vitamina C (acido ascorbico) sono sciolti completamente in 200 mL di acqua. Alla temperatura di 20 °C la pressione osmotica è di 6.86 atm. Sapendo che la formula minima della vitamina C è  $C_3H_4O_3$ , determinare la sua formula molecolare.

### RISOLUZIONE

$$\Pi V = nRT = g RT / MM$$

$$MM = g RT / \Pi V$$

Sostituendo i valori si ottiene :  $5.02 \text{ g} \times 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 293 \text{ K} / 6.86 \text{ atm} \times 0.200 \text{ L} = 87.0 \text{ g mol}^{-1}$

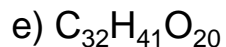
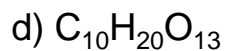
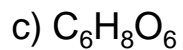
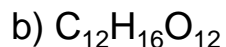
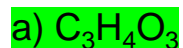
Sapendo che la formula minima ha una specifica massa molecolare, la formula molecolare del composto incognito sarà:

$$\text{Fattore di conversione} = MM_{C_3nH_4nO_3n} / MM_{C_3H_4O_3} = (87.0 / 87.0) \sim 1$$

$$\text{Formula molecolare} = \text{Formula minima} = C_3H_4O_3$$

N.B = importante ricordarsi del coefficiente di Van't Hoff quando si considerano le atmosfere della soluzione che stiamo studiando.

RISPOSTA CORRETTA



**Esercizio 6.** Si prepara una soluzione 0.1 M di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  partendo da 0.250 L di una soluzione di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  3 M. A quanto ammonta il volume di acqua da utilizzare per ottenere tale soluzione?

### **RISOLUZIONE**

$$M_i V_i = M_f V_f$$

Sostituendo tutto nell'equazione si avrà:

$$V_f = M_i V_i / M_f = 3.0 \text{ M} \times 0.250 \text{ L} / 0.1 \text{ M} = 7.50 \text{ L}$$

Bisogna diluire la soluzione finale fino ad un volume di 7.50 litri per ottenere la concentrazione desiderata.

**RISPOSTA ESATTA**

a) 1.0 L

b) 2.0 L

**c) 7.5 L**

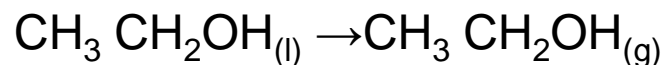
d) 0.1 L

e) 25.0 L

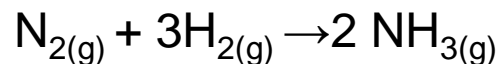
**Esercizio 7.** Quanto vale la variazione di entropia standard per i seguenti processi?

I valori sono in accordo con la previsione? (Utilizzare le tabelle termodinamiche complete).

a) Evaporazione di 1.0 moli di etanolo liquido



b) Formazione di ammoniaca da idrogeno e azoto



### RISOLUZIONE

**a)**

$$\begin{aligned}\Delta_r S^0 &= \sum S^0(\text{prodotti}) - \sum S^0(\text{reagenti}) \\ &= 1 \text{ mol etanolo}_{(g)} \times S^0 - 1 \text{ mol etanolo}_{(l)} \times S^0 \\ &= 1 \text{ mol} \times 282.70 \text{ J/K mol} - 1 \text{ mol} \times 160.7 \text{ J/mol K} \\ &= 122.0 \text{ J / mol K}\end{aligned}$$

**b)**

$$\begin{aligned}\Delta_t S^0 &= \sum S^0(\text{prodotti}) - \sum S^0(\text{reagenti}) \\ &= 2 \text{ mol ammoniaca}_{(g)} \times S^0 - [1 \text{ mol N}_{2(g)} \times S^0 + 3 \text{ mol H}_{2(g)} \times S^0] \\ &= 2 \text{ mol} \times 192.3 \text{ J/K mol} - [1 \text{ mol} \times 191.56 \text{ J/mol K} + 3 \text{ mol H}_2 \times 130.6 \text{ J/mol K}] \\ &= -198.76 \text{ J / mol K}\end{aligned}$$

RISPOSTA ESATTA

a) +122.0 J / mol K; -198.76 J / mol K

b) +0.33 J / mol K; +89.0 J / mol K

c) +45.9 J / mol K; -99.5 J / mol K

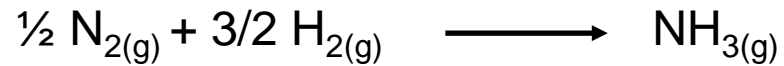
d) 0 J/K; 0 J/K;

e) Nessuna delle risposte precedenti



**Esercizio 8.** Sapendo che la variazione di energia libera di Gibbs standard,  $\Delta G_r^0$ , per la formazione di una mole di ammoniaca da azoto ed idrogeno è pari a -16.5 KJ/mol, usare questo valore per calcolare la  $K_p$  di questa reazione. Il processo viene condotto a temperatura ambiente.

**RISOLUZIONE:**



$$\Delta_r G^0 = -16500 \text{ J/mol}$$

Da cui, per calcolare la  $K_e$  si avrà:

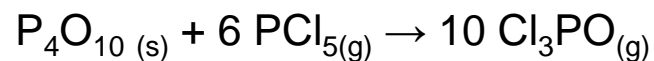
$$\Delta_r G^0 = -RT \ln K_p$$

$$-16500 \text{ J/mol} = -(8.3145 \text{ J/K mol} \times 298.15 \text{ K}) \times \ln K$$

$$\ln K_p = 16.500 \text{ J/mol} / 8.314 \text{ J/K mol} \times 298.15 \text{ K} = 6.604$$

$$K_p = 7.38 \times 10^2$$

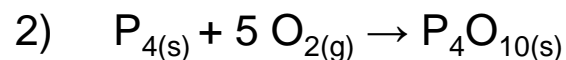
**Esercizio 9.** Indicare il corretto valore di  $\Delta H$  per la reazione:



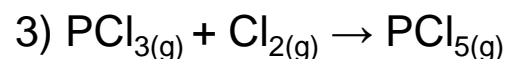
applicando la legge di Hess e avvalendosi dei seguenti dati:



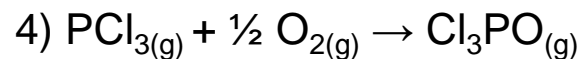
$$\Delta H^\circ = -1225.6 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -2967.3 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -84.2 \text{ kJ}$$



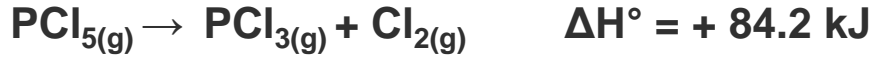
$$\Delta H^\circ = -285.7 \text{ kJ}$$

## RISOLUZIONE

Sappiamo che  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  deve trovarsi a sinistra pertanto consideriamo la reazione (b) da destra a sinistra. Ovviamente il segno della variazione standard di entalpia cambierà di segno:



Sappiamo inoltre che  $\text{PCl}_5$  deve trovarsi anch'esso a sinistra pertanto consideriamo la reazione (c) da destra a sinistra. Ovviamente il segno della variazione standard di entalpia cambierà di segno:



Poiché nella reazione di cui dobbiamo calcolare il valore di  $\Delta H^\circ$  il coefficiente stechiometrico della specie  $\text{PCl}_5$  è pari a 6 moltiplichiamo la reazione per 6 includendo nel computo anche  $\Delta H^\circ$



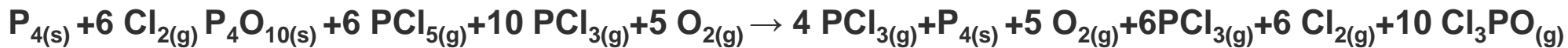
Il coefficiente della specie  $\text{Cl}_3\text{PO}$  è 10 pertanto moltiplichiamo la reazione (d) per 10:



Riscriviamo le quattro equazioni dopo le modifiche apportate:



Sommiamo membro a membro le quattro equazioni così come le rispettive entalpie:



Semplifichiamo  $\text{P}_{4(s)}$  a destra e a sinistra così come  $\text{Cl}_{2(g)}$  e  $\text{O}_{2(g)}$  e  $\text{PCl}_{3(g)}$  e otteniamo la reazione:



**Esercizio 10.** Descrivere la relazione che sussiste tra Energia interna, lavoro ed entalpia per un sistema. Quando si può parlare di processo endotermico? Quando di processo esotermico?

**RISOLUZIONE:**

1)  $L = - P_{\text{ext}} \Delta V$

2)  $\Delta U = q - L$

$\Delta U = q$

Il sistema non compie lavoro

$\Delta U = - L$

Il sistema non scambia calore

Da cui, si può ricavare la seguente relazione:

3)  $H = U + PV$

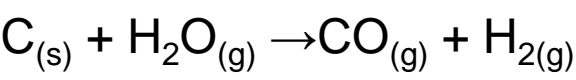
$\Delta H = \Delta U + P \Delta V = Q_p$

In particolare:

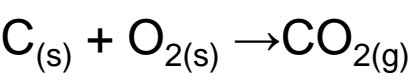
Quando  $\Delta H < 0$  quando il sistema cede il calore all'ambiente si parla di **PROCESSO ESOTERMICO**

Quando  $\Delta H > 0$  quando il sistema assorbe calore dall'ambiente si parla di **PROCESSO ENDOTERMICO**

**Esercizio 11.** Il gas d'acqua è una miscela che si ottiene facendo reagire carbone (C) e H<sub>2</sub>O ad una temperatura di circa 900 °C secondo la seguente reazione:



Poiché la reazione è endotermica, il calore richiesto viene prodotto facendo avvenire una seconda reazione fortemente esotermica:



Sapendo che alla temperatura a cui avviene la reazione:

$$\Delta_f H^0(\text{H}_2\text{O}) = -219.9 \text{ KJ mol}^{-1},$$

$$\Delta_f H^0(\text{CO}) = -92.1 \text{ KJ mol}^{-1},$$

$$\Delta_f H^0(\text{CO}_2) = -365.5 \text{ KJ mol}^{-1},$$

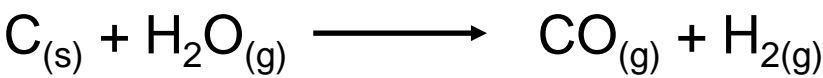
indicare la quantità minima di C che deve essere bruciata con O<sub>2</sub> per produrre 1.86 ton di CO.

**RISOLUZIONE:**

Dato che la prima reazione può avvenire se e solo se viene liberata una quantità sufficiente di energia dalla seconda reazione, vuol dire che il calore prodotto dalla seconda reazione deve essere uguale a quello necessario per la prima.

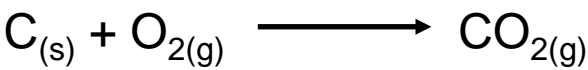
Dai dati forniti dal problema è possibile calcolare il  $\Delta_r H$  di entrambe le reazioni.

**Per la reazione (a)**



$$\begin{aligned}\Delta_r H &= \sum \Delta_f H^0 \text{ prodotti} - \Delta_f H^0 \text{ reagenti} \\ &= -92.1 \text{ kJ} - (-219.9 \text{ kJ}) = 128.7 \text{ kJ}\end{aligned}$$

**Per la reazione (b)**



$$\begin{aligned}\Delta_r H &= \sum \Delta H^0 \text{ prodotti} - \Delta H^0 \text{ reagenti} \\ &= -365.5 \text{ KJ}\end{aligned}$$

Dalla traccia, si sa che devono essere prodotte 1.86 ton di CO =  $1.86 \times 10^6 \text{ g}$

Le moli di CO da produrre saranno =  $1.86 \times 10^6 \text{ g} / 28.0 \text{ g mol}^{-1} = 6.64 \times 10^4 \text{ mol}$ .

$$\Delta_r H_{(a)} = \text{moli di CO} \times \Delta_r H = 6.64 \times 10^4 \text{ mol} \times 128.7 \text{ kJ mol}^{-1} = 8.55 \times 10^6 \text{ KJ}$$

Dato che  $\Delta_r H_{(a)} = - \text{moli}_c \times \Delta_r H^0_{(b)}$

$$\text{moli}_c = - \Delta_r H_{(a)} / \Delta_r H^0_{(b)} = - 8.55 \cdot 10^6 \text{ KJ} / - 365.5 \text{ KJ mol}^{-1} = 2.34 \cdot 10^4 \text{ mol}$$

$$\text{g C da utilizzare saranno} = n_c \times \text{P.M.}_c = 2.34 \cdot 10^4 \text{ mol} \times 12 \text{ g mol}^{-1} = 2.81 \cdot 10^5 \text{ g} = 0.281 \text{ ton}$$

RISPOSTA ESATTA

a) 1.3 ton

b) 0.281 ton

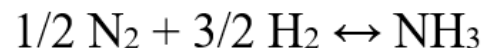
c) 42.0 ton

d) 10.0 ton

e) 0.034 ton

## Esercizio 12.

Calcolare la *variazione di entropia*  $\Delta S^\circ$  a 298 K per la seguente reazione:



$$S^\circ \text{N}_2 = 191.6 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{H}_2 = 130.7 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{NH}_3 = 192.5$$

- (a) 99.4 J/mol K
- ☒ (b) -99.4 J/mol K
- (c) -191.6 J/mol K
- (d) 130.7 J/mol K
- (e) -192.5 J/mol K

La variazione di entropia in una reazione chimica è data dalla sommatoria delle entropie dei prodotti meno la sommatoria delle entalpie dei reagenti.

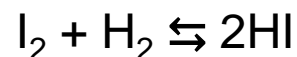
Ricorda che bisogna moltiplicare le entropie per il coefficiente stechiometrico:

$$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{NH}_3) - \frac{1}{2} S^\circ(\text{N}_2) - \frac{3}{2} S^\circ(\text{H}_2)$$

$$\Delta S^\circ = 192.5 - \frac{1}{2} (191.6) - \frac{3}{2} (130.7) = -99.4 \text{ J/mol K}$$



**Esercizio 13.** In un recipiente dal volume di 7.80 L e alla temperatura di 500 K avviene la reazione:



Quando è raggiunta la condizione di equilibrio il recipiente contiene 5.75 g di  $\text{I}_2$ , 0.456 g di  $\text{H}_2$  e 58.07 g di  $\text{HI}$ . Calcolare la  $K_c$  e la  $K_p$  della reazione alla temperatura indicata.

**RISOLUZIONE:**

$$n_{\text{I}_2} = g/\text{P.M} = 5.75 \text{ g} / 253.8 \text{ g mol}^{-1} = 2.27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[\text{I}_2] = \text{mol} / V = 2.27 \cdot 10^{-2} / 7.80 \text{ L} = 2.90 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0.456 \text{ g} / 2.02 \text{ g mol}^{-1} = 2.26 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2] = 2.26 \cdot 10^{-1} \text{ mol} / 7.80 \text{ L} = 2.90 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$n_{\text{HI}} = 58.07 \text{ g} / 127.9 \text{ g mol}^{-1} = 4.54 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$[\text{HI}] = 4.54 \cdot 10^{-1} / 7.80 \text{ L} = 5.82 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_c = [\text{HI}]^2 / [\text{I}_2] [\text{H}_2] = (5.82 \cdot 10^{-2})^2 / 2.90 \cdot 10^{-3} \cdot 2.90 \cdot 10^{-2} = 40.3$$

Dato che la reazione avviene senza variazione di numero di moli tra reagenti e prodotti, la  $K_p = K_c$

RISPOSTA ESATTA

a)  $K_c = 0.12$ ;  $K_p = 0.37$

b)  $K_c = 1.34$ ;  $K_p = 1.87$

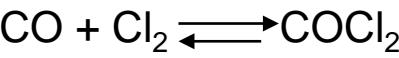
c)  $K_c = 98$ ;  $K_p = 67$

d)  $K_c = 40.3$ ;  $K_p = 40.3$

e)  $K_c = 12$ ;  $K_p = 12$

**ESERCIZIO 14.**

8.36 L di CO misurati a T = 273 K e P = 1.206 atm vengono introdotti insieme a 448.15 g di Cl<sub>2</sub> in un recipiente del volume di 10.2 L alla temperatura di 320 °C. In queste condizioni avviene la reazione:



Sapendo che, raggiunte le condizioni di equilibrio nel recipiente sono presenti 34.2 g di COCl<sub>2</sub>, calcolare il valore di K<sub>c</sub> della reazione alla temperatura indicata

**RISOLUZIONE:**

$$PV = nRT$$

$$n_{\text{CO}} = PV / RT = 1.206 \text{ atm} \times 8.36 \text{ L} / 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273 \text{ K} = 0.450 \text{ mol}$$

$$[\text{CO}] = \text{mol} / \text{L} = 0.450 \text{ mol} / 10.2 \text{ L} = 0.441 \text{ M}$$

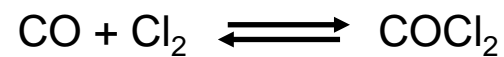
$$n_{\text{Cl}_2} = g / \text{P.M} = 448.15 \text{ g} / 70.19 \text{ g mol}^{-1} = 6.32 \text{ mol}$$

$$[\text{Cl}_2] = 6.32 \text{ mol} / 10.2 \text{ L} = 0.620 \text{ M}$$

$$n_{\text{COCl}_2} = 34.2 \text{ g} / 98.92 \text{ g mol}^{-1} = 0.346 \text{ mol}$$

$$[\text{COCl}_2] = 0.346 \text{ mol} / 10.2 \text{ L} = 0.0339 \text{ M}$$

Dalla reazione si avrà:



	CO	Cl <sub>2</sub>	COCl <sub>2</sub>
INIZIO	0.0441 M	0.620 M	0.0339 M
VARIAZIONE	-0.0339 M	-0.0339 M	0.0339 M
EQUILIBRIO	(0.0441 – 0.0339) M 0.010 M	(0.620 – 0.0339) M 0.586 M	0.0339 M 0.039 M

$$K_c = [\text{COCl}_2]_{\text{eq}} / [\text{CO}]_{\text{eq}} [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}$$

$$= [0.0339] \text{ m} / [0.010 \times 0.586] \text{ M} = 5.76$$

RISPOSTA ESATTA:

a)  $K_c = 5.67$

b)  $K_c = 8.98$

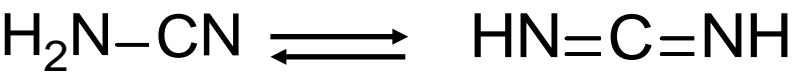
c)  $K_c = 12.0$

d)  $K_c = 34.0$

e)  $K_c = 72.0$

**ESERCIZIO 15.**

Il composto cianammide isomerizza a carbodiimide secondo la seguente reazione:



Alla temperatura di 150°C il valore della  $K_c$  per questa reazione è di 0.349. In un recipiente dal volume di 2.50 L, a questa temperatura, vengono introdotte 0.134 moli di cianammide. Calcolare la composizione della miscela gassosa raggiunte le condizioni di equilibrio.

**RISOLUZIONE:**

$[\text{CIANAMMIDE}] = 0.134 \text{ mol} / 2.50 \text{ L} = 0.0536 \text{ M}$

	H <sub>2</sub> N–CN	HN=C=NH
INIZIO	0.0536 M	/
VARIAZIONE	-x	+x
EQUILIBRIO	(0.0536 – x) M	+x

$K_c = x / 0.0536 - x$

$(0.0536 - x) K_c = x$

$0.0536 K_c - x K_c = x$

$x + x K_c = 0.0536 K_c$

$$x(1+K_c) = 0.0536 K_c$$

$$x = 0.0536 K_c / (1 + K_c) = 0.0536 \times 0.349 / 1 + 0.349 = 0.0139$$

$$[\text{CIANAMMIDE}]_{\text{eq}} = (0.0536 - 0.0139) \text{ M} = 0.0397 \text{ M} = 3.97 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{CARBODIIMMIDE}]_{\text{eq}} = 0.0139 \text{ M} = 1.39 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

RISPOSTA ESATTA

a) [cianammide] =  $3.97 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ;

[carbodiimmide] =  $3.97 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

b) [cianammide] =  $3.97 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ;

[carbodiimmide] =  $1.39 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

c) [cianammide] = 4.0 M;

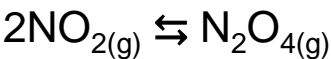
[carbodiimmide] = 2.0 M

d) [cianammide] = 2.5 M;

[carbodiimmide] = 0.01 M

e) Nessuna delle precedenti

**ESERCIZIO 16.** Alla temperatura di 25 °C, il per la reazione:



$$K_c = 7.32.$$

Calcolare la concentrazione di  $\text{NO}_2$  che deve essere introdotta nel recipiente a 25°C per ottenere, in condizioni di equilibrio, una concentrazione di  $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  pari a  $2.32 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .

**RISOLUZIONE**

ESERCIZIO 16

$$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$$

Iniziale	x	-
Variabile	$-2(2,32 \cdot 10^{-2})$	$+ (2,32 \cdot 10^{-2})$
Equilibrio	$x - 2(2,32 \cdot 10^{-2})$	$(2,32 \cdot 10^{-2})$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]_{eq}}{[\text{NO}_2]_{eq}^2} = \frac{(2,32 \cdot 10^{-2})}{(x - 4,64 \cdot 10^{-2})^2}$$
$$K_c (x - 4,64 \cdot 10^{-2})^2 = 2,32 \cdot 10^{-2}$$
$$K_c (x^2 - 9,28 \cdot 10^{-2}x + 2,15 \cdot 10^{-3}) = 2,32 \cdot 10^{-2}$$
$$K_c x^2 - 9,28 \cdot 10^{-2} K_c x + 2,15 \cdot 10^{-3} K_c - 2,32 \cdot 10^{-2} = 0$$

Sostituiamo  $K_c = 7,32$

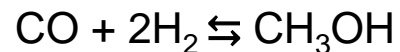
$$7,32 x^2 - 9,28 \cdot 10^{-2} \times 7,32 x + 2,15 \cdot 10^{-3} \cdot 7,32 - 2,32 \cdot 10^{-2} = 0$$
$$7,32 x^2 - 0,679 x - 7,46 \cdot 10^{-3} = 0$$
$$x = \frac{0,679 \pm \sqrt{(0,679)^2 + 4 \times 7,32 \times 7,46 \cdot 10^{-3}}}{2 \times 7,32} = \begin{matrix} 0,103 \\ -9,93 \cdot 10^{-2} \end{matrix}$$

Delle due soluzioni, quella accettabile è

$$x = 0,103 \text{ mol/L}$$
$$x = [\text{NO}_2] = 0,103 \text{ M}$$

- RISPOSTA ESATTA**
- a)  $[\text{NO}_2] = 0.103 \text{ M}$
  - b)  $[\text{NO}_2] = 1.0 \text{ M}$
  - c)  $[\text{NO}_2] = 1.89 \text{ M}$
  - d)  $[\text{NO}_2] = 0.333 \text{ M}$
  - e)  $[\text{NO}_2] = 2.78 \text{ M}$

**ESERCIZIO 17:** Il metanolo  $\text{CH}_3\text{OH}$  viene prodotto mediante la seguente reazione:



In una prova di laboratorio, per sperimentare un nuovo catalizzatore, vengono introdotti in un'autoclave, alla temperatura di  $500^\circ\text{C}$ ,  $\text{H}_2$  con una concentrazione pari a  $5.78\text{ M}$  e  $\text{CO}$  con una concentrazione pari a  $1.36\text{ M}$ . Sapendo che a questa temperatura  $K_c = 2.39 \cdot 10^{-6}$ , calcolare la composizione della miscela in condizioni di equilibrio

**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 17

	CO	$2\text{H}_2$	$\text{CH}_3\text{OH}$
Inizio	1,36	5,78	0
Variazione	-x	-2x	+x
Equilibrio	1,36-x	5,78-2x	x

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{eq}}}{[\text{CO}]_{\text{eq}} [\text{H}_2]_{\text{eq}}^2} = \frac{x}{(1,36-x)(5,78-2x)^2}$$

Visto che  $K_c \ll 1$ , si può assumere e trascurare il termine incognito x. Per cui si avr 

$$1,36-x \approx 1,36$$
$$5,78-2x \approx 5,78$$
$$K_c = \frac{x}{(1,36)(5,78)^2} \Rightarrow 2,39 \cdot 10^{-6} = \frac{x}{45,4}$$
$$x = 2,39 \cdot 10^{-6} \cdot 45,4 = 1,09 \cdot 10^{-4}$$

All'equilibrio, si avr 

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = 1,36 - (1,09 \cdot 10^{-4}) \approx 1,36$$
$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 5,78 - 2x = 5,78 - 2(1,09 \cdot 10^{-4}) \approx 5,78$$
$$[\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{eq}} = x = 1,09 \cdot 10^{-4}$$

**RISPOSTA ESATTA**

a)  $[\text{CO}]_{\text{eq}} = 1.36\text{ M}$ ;  $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 5.78\text{ M}$ ;  $[\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{eq}} = 1.09 \cdot 10^{-4}\text{ M}$

b)  $[\text{CO}]_{\text{eq}} = 0.333\text{ M}$ ;  $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 5.78\text{ M}$ ;  $[\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{eq}} = 1.09\text{ M}$

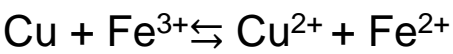
c)  $[\text{CO}]_{\text{eq}} = 1.77\text{ M}$ ;  $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 3.8\text{ M}$ ;

$[\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{eq}} = 1.09 \cdot 10^{-4}\text{ M}$

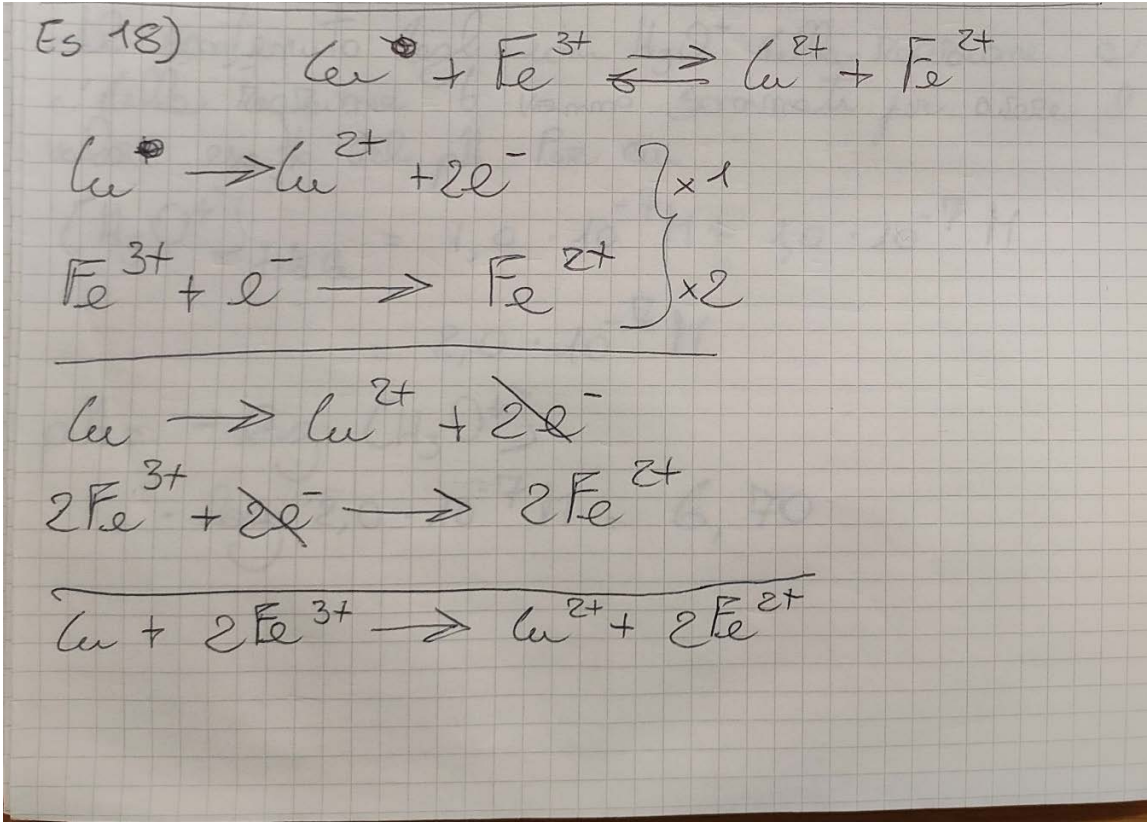
d)  $[\text{CO}]_{\text{eq}} = 0.023\text{ M}$ ;  $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0.89\text{ M}$ ;  $[\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{eq}} = 3.45\text{ M}$

e) Nessuna delle risposte precedenti

**ESERCIZIO 18.** Bilanciare la seguente reazione:



**RISOLUZIONE:**





ESERCIZIO 19. Qual è il pH di una soluzione di HCl  $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ ?

RISOLUZIONE

ESERCIZIO 19  
pH di una solut  $\text{H}_2\text{O}$  di  $\text{HCl}$   $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$   
Si considerino le seguenti reazioni

a)  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

b)  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

- Per la reazione b si avr:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

in cui  $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

- Per la reazione a,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

Il contributo degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  della reazione a e della reazione b vanno sommati per avere il valore esatto del pH. Per cui

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{totale}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M} + 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$
$$= 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$
$$= -\log 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ M} = 6,70$$

RISPOSTA ESATTA

- a) 7.00
- b) 3.06
- c) 2.73
- d) 8.95
- e) 6.70

**ESERCIZIO 20.** Indicare il valore di pH di una soluzione di  $\text{HNO}_3$  0.01 M.

**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 20

$$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$$

~~pH~~ Visto che  $\text{HNO}_3$  è un acido forte, si avrà

$$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$$

INIZIO	0,01 M		
VARIABIONE	—	—	0,01 M
<hr/>			
FINE	—	—	0,01 M

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$
$$= -\log [1,0 \cdot 10^{-2}]$$
$$\text{pH} = 2$$

RISPOSTA ESATTA

a) 9.0

b) 12.0

**c) 2.0**

d) 0.2

e) 7.2

**ESERCIZIO 21.** Si prelevano 5.0 mL di HCl 37% in peso (densità = 1.19 g/mL) e si diluiscono con acqua fino ad un volume di 1.0 L. Calcolare il pH della soluzione risultante.

**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 21

5 mL di HCl 37%,  $d = 1,19 \text{ g/mL}$

$m_{\text{soluzione}} = 5,0 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g/mL} = 5,95 \text{ g}$

$m_{\text{HCl}} = 0,37 \cdot 5,95 \text{ g} = 2,20 \text{ g HCl}$

$\text{moli HCl} = \frac{2,20 \text{ g}}{36,45 \text{ g/mol}} = 0,060 \text{ mol}$

Diluizione in 1 litro di soluzione si aveva

$[\text{HCl}] = \frac{0,060 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,060 \text{ M}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,060 \text{ M}$

$\text{pH} = 1,22$

**RISPOSTA ESATTA**

a) 2.51

b) 7.96

c) 2.15

d) 9.74

**e) 1.22**

**ESERCIZIO 22.** 0.4 moli di NaOH vengono fatte reagire con 0.31 moli di HCl. Il volume della soluzione finale è di 0.500 L. Indicare il pH della soluzione risultante considerando che NaOH e HCl sono rispettivamente una base e un acido forte.

**RISOLUZIONE:**

RISPOSTA ESATTA

a) 8.09

b) 9.12

c) 10.78

d) 13.25

e) 13.90

**ESERCIZIO 23.** Indicare il pH di una soluzione di HClO  $5.0 \times 10^{-2}$  M.  $K_a$  (HClO) =  $2.9 \times 10^{-8}$

**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 23

INIZIO  $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$   
VARIABIONE  $5.0 \cdot 10^{-2}$   $-x$   $+x$   $+x$

---

$5.0 \cdot 10^{-2} - x$   $x$   $x$

$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = \frac{[x][x]}{[5.0 \cdot 10^{-2} - x]} = 2.9 \cdot 10^{-8}$

$x^2 = 1.45 \cdot 10^{-9} - 2.9 \cdot 10^{-8}x$   
 $x^2 + 2.9 \cdot 10^{-8}x - 1.45 \cdot 10^{-9} = 0$

$x = \frac{-2.9 \cdot 10^{-8} \pm \sqrt{8.41 \cdot 10^{-16} + 5.8 \cdot 10^{-9}}}{2}$   
 $= \frac{-2.9 \cdot 10^{-8} \pm \sqrt{5.8 \cdot 10^{-9}}}{2}$   
 $= \frac{-2.9 \cdot 10^{-8} \pm (7.61 \cdot 10^{-5})}{2} = \begin{cases} -7.61 \cdot 10^{-5} \\ +7.61 \cdot 10^{-5} \end{cases}$

$x = 7.61 \cdot 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$   
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} =$   
 $= -\log [7.61 \cdot 10^{-5}] = 4.12$

**RISPOSTA ESATTA**

**a) 4.12**

b) 5.53

c) 6.09

d) 2.53

e) 7.89



**ESERCIZIO 24.** Determinare la solubilità in mg/L del minerale barite  $\text{BaSO}_4$  in acqua sapendo che  $K_{ps} = 1.08 \cdot 10^{-10}$

**RISOLUZIONE:**

RISPOSTA ESATTA

a) 90.0 mg/L

b) 12.3 mg/L

c) 18.6 mg/L

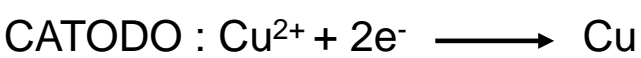
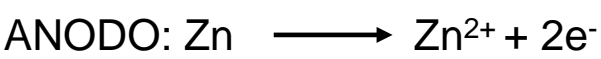
d) 2.45 mg/L

e) 1.38 mg/L

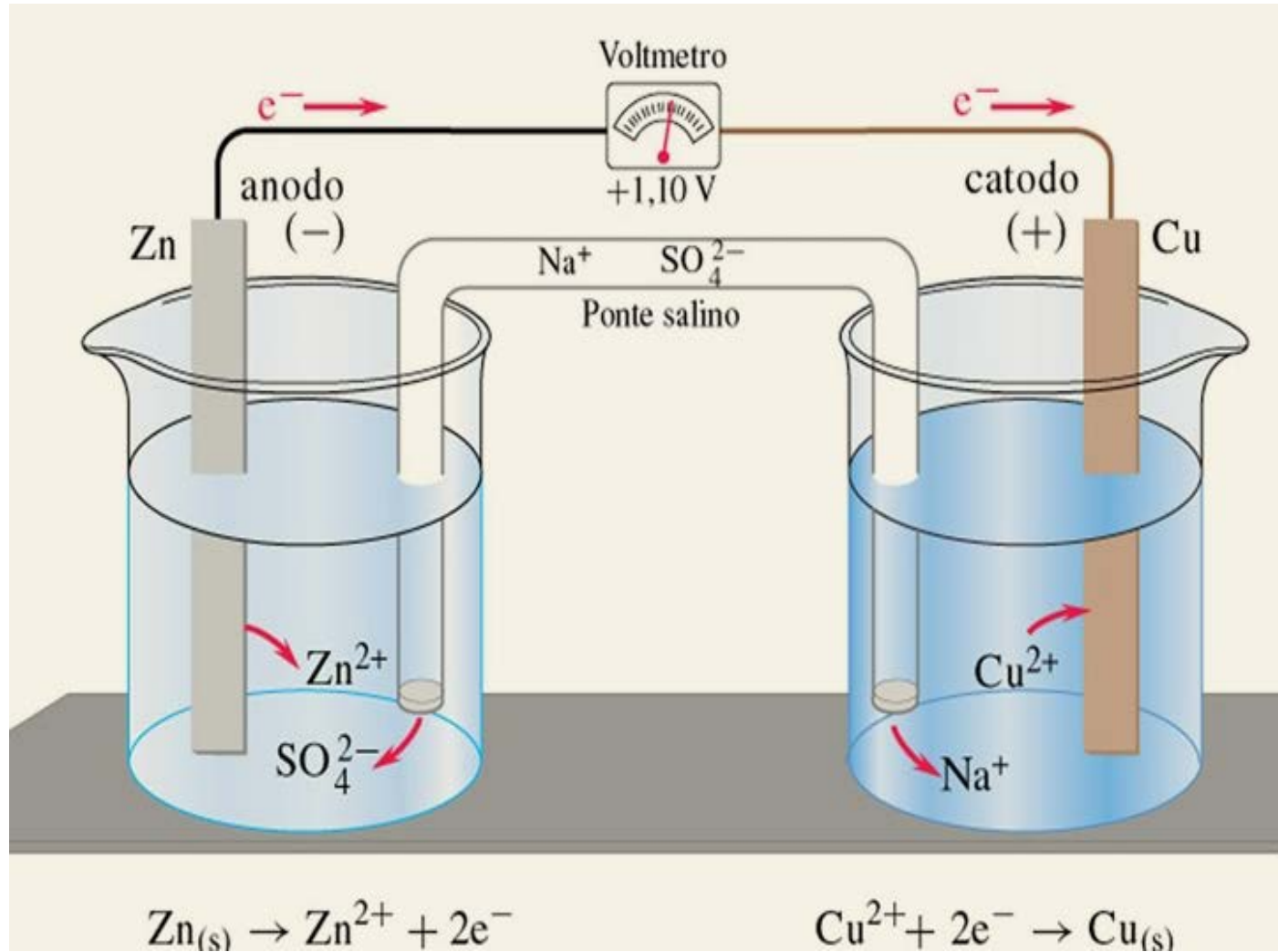
**ESERCIZIO 25:** Descrivere la struttura di una classica Pila Daniel e spiegare cosa avviene durante il passaggio di elettroni dall'anodo al catodo

**RISOLUZIONE:**

- ANODO: semicella contenente una barretta di Zn metallico immersa in una soluzione di  $\text{ZnSO}_4$ ;
- CATODO: semicella in cui è inserita una barretta di rame metallico +  $\text{CuSO}_4$  come sale in soluzione;
- PONTE SALINO necessario a garantire l'elettroneutralità alla soluzione durante la formazione di ioni dovuti al passaggio degli elettroni dall'anodo al catodo.
- Ricorda: all'anodo avviene l'ossidazione; una sostanza si ossida, cedendo elettroni; ciò vuol dire che l'anodo è la semicella in cui, all'inizio del processo, è presente una densità di carica negativa. La migrazione avviene dall'anodo al catodo, sito in cui avviene la reazione di riduzione.
- Le reazioni coinvolte nell'intero processo sono:

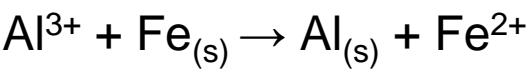


## ESERCIZIO 25: NOTAZIONE E SCHEMA DI UNA CLASSICA PILA DANIEL





**ESERCIZIO 26.** Prevedere ed indicare la corretta direzione della seguente reazione redox (da bilanciare) sulla base del potenziale standard di elettrodo.



**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 26

$$\begin{array}{l} \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(s)} \quad \times 2 \\ \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \quad \times 3 \\ \hline 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe} \rightarrow 2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Fe}^{2+} \end{array}$$

$E^\circ_{\text{H}}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,68 \text{ V}$   
 $E^\circ_{\text{H}}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,409 \text{ V}$

Sulla base dei potenziali si deduce che la coppia  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  tende maggiormente verso l'ossidazione mentre la coppia  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  tende a ridursi.

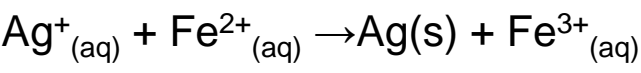
Il verso giusto e spontaneo della reazione è il seguente:

$$2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe}_{(s)}$$

**RISPOSTA ESATTA**

- a)  $\text{Al}^{3+} + \text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_{(s)} + \text{Fe}^{2+}$
- b)  $2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe}_{(s)} \rightarrow 2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Fe}^{2+}$
- c)  $3\text{Al}^{3+} + 2\text{Fe}_{(s)} \rightarrow 3\text{Al}_{(s)} + 2\text{Fe}^{2+}$
- d)  $2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe}_{(s)}$**
- e) Nessuna delle risposte precedenti

**ESERCIZIO 27.** Data la seguente reazione redox:



calcolare il potenziale standard  $\Delta E^\circ$  della cella e la costante di equilibrio  $K_{\text{eq}}$ , conoscendo i seguenti valori:

$$\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0.80 \text{ V}$$

$$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0.77 \text{ V}$$

$$R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$F = 96.48 \text{ KJ mol}^{-1} \text{ V}^{-1}$$

**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 27

$$\Delta E^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K_{\text{eq}}$$
$$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + e^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$$
$$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + e^-$$

---

$$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$$
$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{H}}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ_{\text{H}}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,80 \text{ V} - 0,77 \text{ V} = 0,03 \text{ V}$$
$$\ln K_{\text{eq}} = \frac{nF}{RT} \Delta E^\circ = \frac{1 \times 96,48 \text{ KJ mol}^{-1} \text{ V}^{-1}}{8,314 \cdot 10^{-3} \text{ KJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} \cdot 0,03 \text{ V}$$
$$\ln K_{\text{eq}} = 1,17$$
$$K_{\text{eq}} = e^{1,17} = 3,22$$

- RISPOSTA ESATTA**
- a)  $\Delta E^\circ = -3.52 \text{ V}$ ;  $K_{\text{eq}} = 22.99$
  - b)  $\Delta E^\circ = +0.12 \text{ V}$ ;  $K_{\text{eq}} = 12.46$
  - c)  $\Delta E^\circ = -1.31 \text{ V}$ ;  $K_{\text{eq}} = 7.89$
  - d)  $\Delta E^\circ = +23.86 \text{ V}$ ;  $K_{\text{eq}} = 4.67$
  - e)  $\Delta E^\circ = +0.03 \text{ V}$ ;  $K_{\text{eq}} = 3.22$**

**ESERCIZIO 28.** 0.807 g di  $\text{ZnSO}_4$  (peso molecolare =  $161.4 \text{ g mol}^{-1}$ ) sono diluiti con acqua fino al volume di 1 L. Si preleva un'aliquota di 100 mL di questa soluzione e vi si immerge una lamina di zinco metallico. Calcolare a  $25^\circ\text{C}$  la f.e.m. della pila ottenuta collegando questo elettrodo, mediante un ponte salino, con un elettrodo standard di idrogeno.

Per la coppia  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}$

**RISOLUZIONE:**

ESERCIZIO 28

$\text{moli ZnSO}_4 = 0,807 \text{ g} / 161,4 \text{ g mol}^{-1} = 0,0050 \text{ mol}$

$[\text{Zn}^{2+}] = 0,005 \text{ mol} / 1,0 \text{ L} = 0,0050 \text{ M}$

100 mL di tale soluzione hanno la stessa concentrazione

$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) \quad E^\circ = -0,76 \text{ V}$

Eq. di Nernst

$E_{\text{red}} = E^\circ + 0,059/n \cdot \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$

N.B. = specie allo stato solido non vanno incluse nell'equazione di Nernst.

$E_{\text{red}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \log [0,005] = -0,83 \text{ V}$

Dato che l'elettrodo di idrogeno ha potenziale di riduzione = 0, si avrà:

$E_{\text{cella}} = E^+ - E^-$

$= 0 - (-0,83) \text{ V}$

$= +0,83 \text{ V}$

**RISPOSTA ESATTA**

**a) + 0.83 V**

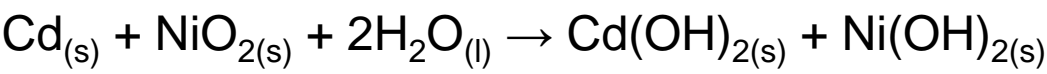
b) - 1.78 V

c) + 2.45 V

d) + 9.23 V

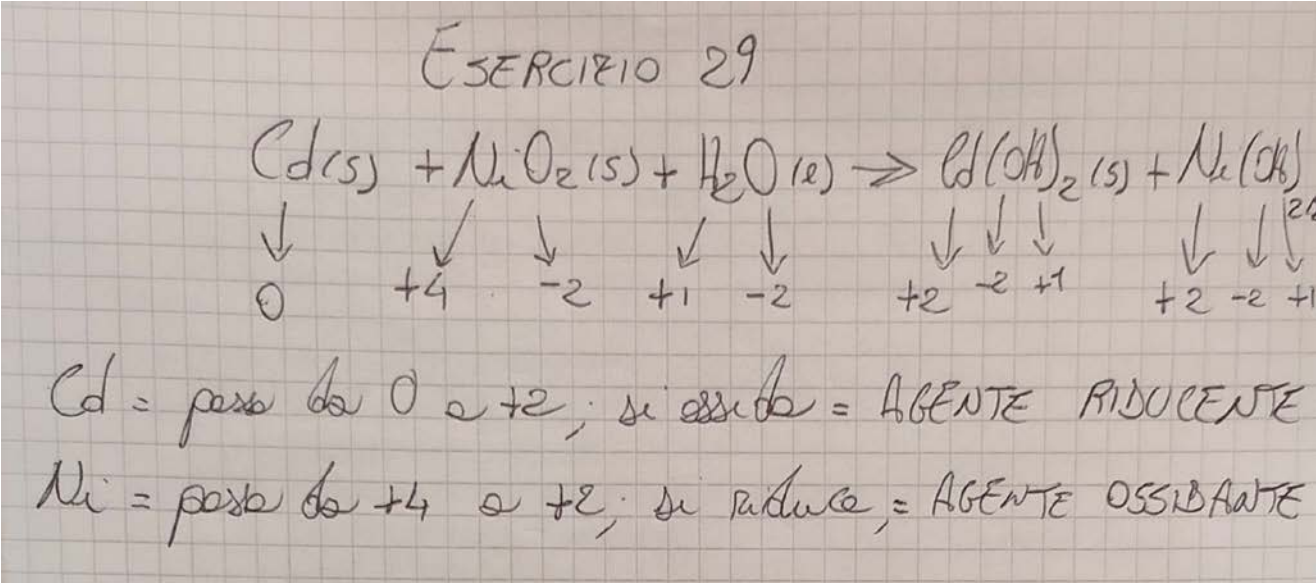
e) Nessuna delle risposte precedenti

**ESERCIZIO 29** La batteria al nichel-cadmio, una “pila a secco” ricaricabile usata in dispositivi elettrici, sfrutta per produrre elettricità la reazione redox :



Identificare le sostanze che si ossidano e si riducono e indicare quali sono gli agenti ossidanti e riducenti.

**RISOLUZIONE:**



**RISPOSTA ESATTA**

**a) Cd agente riducente, Ni agente ossidante**

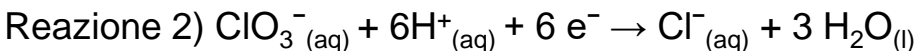
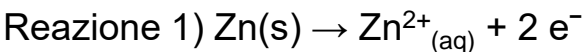
b) Cd agente ossidante, Ni agente riducente

c) O<sub>2</sub> agente ossidante, Cd agente riducente

d) O<sub>2</sub> agente riducente, Ni agente ossidante

e) nessuna delle risposte precedenti

**ESERCIZIO 30** Le due semi-reazioni in una pila sono:



- 1) Indicare quale reazione avviene all'anodo e quale al catodo.
- 2) Quale elettrodo è consumato nella pila?
- 3) Qual è l'elettrodo positivo?

**RISOLUZIONE:**

RISPOSTA ESATTA

- a) La prima reazione avviene all'anodo (ossidazione) e la seconda al catodo (riduzione). L'elettrodo di zinco si consuma; il catodo è l'elettrodo positivo.
- b) La prima reazione avviene al catodo (ossidazione) e la seconda all'anodo (riduzione). L'elettrodo di  $\text{ClO}_3^{-}$  si consuma; il catodo è l'elettrodo positivo.
- c) Non avviene alcuna reazione di ossido riduzione
- d) Sono entrambi semi celle con potenziale di riduzione standard uguale; si comportano entrambe come agenti riducenti
- e) Tutte le risposte sono corrette