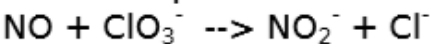


Soluzioni simulazione d'esame

**"SIM2\_BIOTECMED\_50"**

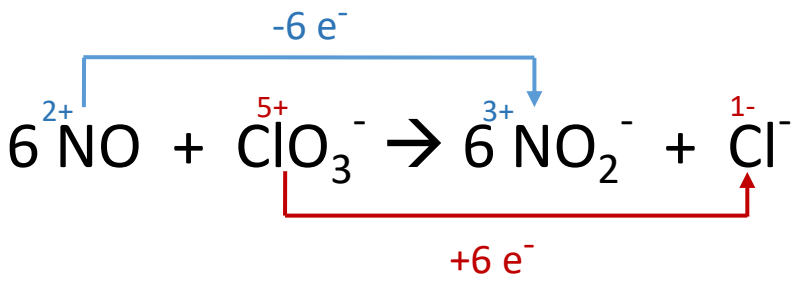
**"SIM2\_BIOTECMED\_70"**

1) Data la seguente reazione redox (da bilanciare in ambiente basico), indicare il coefficiente stechiometrico risultante per lo ione cloruro



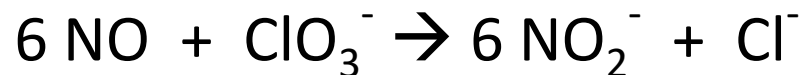
- A. 1**
- B. nessuna delle altre risposte
- C. 2
- D. 3
- E. 6

- Identificazione dei numeri di ossidazione delle diverse specie
- Identificazione del numero di elettroni scambiati nelle due semireazioni

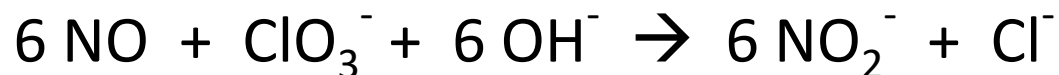


- Ora gli elettroni scambiati nelle due semireazioni risultano bilanciati; si passa al bilancio delle cariche (pagina successiva)

- Bilanciamento delle cariche: uso ioni  $\text{OH}^-$  (la reazione avviene in ambiente basico)



1 carica negativa a sinistra, 7 cariche negative a destra;  
per bilanciarle devo aggiungere 6 cariche negative a sinistra (quindi 6  $\text{OH}^-$ )



- Bilanciamento delle masse: uso  $\text{H}_2\text{O}$



Aggiungendo 3 molecole di acqua a destra, risultano bilanciati tutti gli atomi a sinistra e a destra della freccia

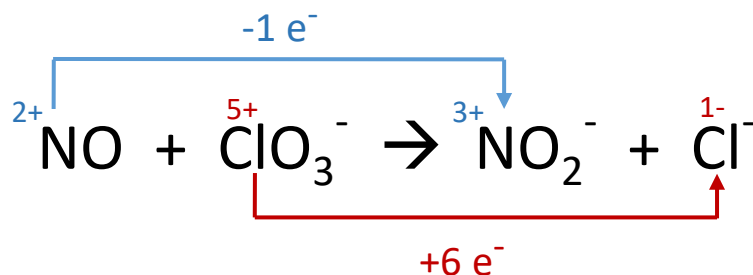


**$\text{Cl}^-$  è lo ione cloruro**  
quindi nella reazione complessiva bilanciata  
il suo coefficiente stechiometrico è **1**

## METODO ALTERNATIVO DI SVOLGIMENTO:

Si considerano le due semireazioni di ossidazione e riduzione in maniera indipendente;

Si bilanciano separatamente, utilizzando per ognuna gli stessi passaggi visti prima, ossia: individuazione degli elettroni scambiati; bilanciamento delle cariche utilizzando  $\text{OH}^-$  (perché la reazione avviene in ambiente basico); bilanciamento delle masse con  $\text{H}_2\text{O}$



✓ Semireazione di ossidazione:  $\text{NO} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + 1 e^- + \text{H}_2\text{O}$  ← Moltiplico tutto x 6

✓ Semireazione di riduzione:  $\text{ClO}_3^- + 6 e^- + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$  ← Moltiplico tutto x 1

N.B. il minimo comune multiplo è 6

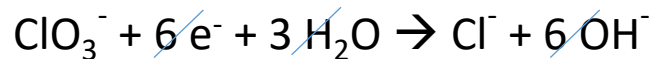
Ora devo fare in modo che gli elettroni scambiati nella reazione di ossidazione siano gli stessi in numero di quelli scambiati nella reazione di riduzione, ossia **moltiplicare opportunamente**

Dopo la moltiplicazione:

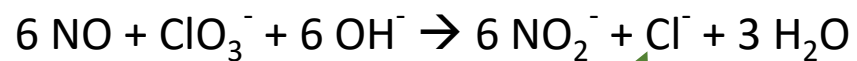
✓ Semireazione di ossidazione:



✓ Semireazione di riduzione:

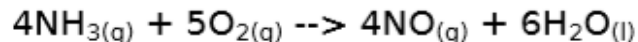


Somma algebrica per ottenere  
la reazione bilanciata:



**Cl<sup>-</sup>** è lo **ione cloruro**  
quindi nella reazione complessiva bilanciata  
il suo coefficiente stechiometrico è **1**

2) Si fanno reagire 0.3 moli di  $\text{NH}_3$  con 0.4 moli di  $\text{O}_2$  in condizioni standard (STP), secondo la seguente reazione:



Indicare il reagente limitante e calcolare quanti litri di  $\text{NO}(\text{g})$  si producono. Considerare una resa di reazione del 100%.

- A. Il reagente limitante è  $\text{NH}_3$ , si producono 8.97 L di NO
- B. Il reagente limitante è  $\text{O}_2$ , si producono 10.1 L di NO
- C. I dati forniti non sono sufficienti per rispondere correttamente
- D. Il reagente limitante è  $\text{O}_2$ , si producono 8.97 L di NO
- E. Il reagente limitante è  $\text{NH}_3$ , si producono 6.73 L di NO**

1) Calcolo il reagente limitante secondo i rapporti stechiometrici:

$$0,3 : 4 = x : 5 \longrightarrow x = \frac{0,3 * 5}{4} = 0,375 \text{ moli } \text{O}_2$$

Il reagente limitante è  $\text{NH}_3$  perché è quello presente in quantità inferiore. Infatti, data la stechiometria sono necessarie 0,375 moli di  $\text{O}_2$  per far avvenire la reazione (da testo ce ne sono 0,4 moli quindi  $\text{O}_2$  non è il reagente limitante)



2) Calcolo i litri di  $\text{NO}(\text{g})$  che sono stati prodotti:

$$V(L) = \frac{n * R * T}{P}$$

N.B. Condizioni STP => T = 0°C (273,15 K) e pressione = 1 atm

Data la stechiometria della reazione, con una resa del 100%, le moli del prodotto (NO) saranno uguali alle moli del reagente limitante ( $\text{NH}_3$ )

$$V(L) = \frac{0,3 * 0,0821 * 273,15}{1} = 6,73 \text{ L}$$

3) Si ha a disposizione una soluzione A, preparata sciogliendo 2 g di nitrito di rame (II) in acqua, fino ad ottenere un volume di soluzione pari a 300 mL. Si vuole poi utilizzare una parte della soluzione A per preparare 850 mL di una soluzione B con concentrazione finale pari a 0.01M. Calcolare quanti mL della soluzione A si devono prelevare per preparare il volume indicato di soluzione B.

- A. 198 mL
- B. 3.6 mL
- C. 78 mL
- D. 239 mL
- E. 140 mL

1) Calcolo il n°moli del **nitrito di rame(II)**:  $n^{\circ}moli = \frac{g}{PM} = \frac{2}{155,56} = 0,0129 \text{ moli } \text{Cu}(\text{NO}_2)_2$

2) Calcolo la Molarità della soluzione A:  $M = \frac{n^{\circ}moli \text{ Cu}(\text{NO}_2)_2}{V(L)} = \frac{0,0129 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} = 0,043 \text{ M}$

3) Utilizzo la formula delle diluizioni per calcolare il volume di soluzione A necessario per ottenere una concentrazione di nitrito di rame(II) pari a 0,01 M nella soluzione B (il cui volume totale è 850 mL):

$$M_1 * V_1 = M_2 * V_2$$

$$0,043 * x = 0,01 * 0,85$$

Attenzione,  
questa NON è una proporzione!

$$x = \frac{0,01 * 0,85}{0,043} = 0,198 \text{ L} \rightarrow 198 \text{ mL}$$

4) Indicare la molalità (m) di una soluzione di bromuro di sodio 1.50M che ha una densità pari a 1.08 g/mL (considerare 1 litro di soluzione)

- A. 2.16 m
- B. 1.62 m
- C. 16.2 m
- D. 6.12 m
- E. 0.162 m

1) Calcolo i grammi di soluzione:  $g \text{ soluzione} = d * 1000 = 1,08 * 1000 = 1080 \text{ g}$

2) Calcolo i grammi di soluto:  $n^\circ \text{moli NaBr} = M * V(L) = 1,5 * 1 = 1,5 \text{ moli}$

$$g \text{ soluto} = n^\circ \text{moli NaBr} * PM = 1,5 * 102,89 = 154,335 \text{ g}$$

3) Calcolo i grammi di solvente:  $g \text{ solvente} = g \text{ soluzione} - g \text{ soluto}$

$$g \text{ solvente} = 1080 - 154,335 = 925,665 \text{ g}$$

4) Calcolo la molalità della soluzione:  $m = \frac{n^\circ \text{moli NaBr}}{Kg \text{ solvente}} = \frac{1,5}{0,925665} = 1,62 \text{ m}$

N.B. È necessario convertire i g di solvente in Kg (dividendo per 1000)



5) Quale tra i seguenti atomi o ioni possiede 18 elettroni?

- A.  $\text{Ca}^{2+}$
- B. Tutti
- C.  $\text{Cl}^-$
- D.  $\text{K}^+$
- E. Ar

**Ca** ha numero atomico  $Z = 20$ ; ciò significa che ha 20 protoni e 20 elettroni. Nello ione  $\text{Ca}^{2+}$  ci sono 2 elettroni in meno nell'orbitale  $4s$  ( $\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ )

**Cl** ha numero atomico  $Z = 17$ ; ciò significa che ha 17 protoni e 17 elettroni. Nello ione  $\text{Cl}^-$  c'è un elettrone in più nell'orbitale  $3p$  ( $\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow \text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ )

**K** ha numero atomico  $Z = 19$ ; ciò significa che ha 19 protoni e 19 elettroni. Nello ione  $\text{K}^+$  c'è un elettrone in meno nell'orbitale  $4s$  ( $\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow \text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ )

**Ar** ha numero atomico  $Z = 18$ , quindi ha 18 protoni e 18 elettroni ( $\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ )

6) In quale delle seguenti terne di composti, le specie indicate presentano SOLO legami covalenti

- A.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , K,  $\text{NH}_3$
- B. FeS, NaCl,  $\text{MgI}_2$
- C. Nessuna delle altre risposte
- D. Fe, Na, Mg
- E. HCl,  $\text{NO}_3^-$ , CO

Legame covalente: tra atomi di non metalli e non metalli. Si ha la condivisione di elettroni, gli atomi coinvolti ottengono configurazioni elettroniche stabili (regola dell'ottetto)

- **HCl** : un legame covalente di tipo  $\sigma$
- **$\text{NO}_3^-$**  : 3 legami covalenti di tipo  $\sigma$  ed un legame di tipo  $\pi$
- **CO** : un legame covalente triplo (ossia un legame  $\sigma$  e due legami  $\pi$ )

7) Calcolare la pressione osmotica di una soluzione ottenuta sciogliendo 400 mg di un composto non elettrolita (PM = 160 g/mol) in 600 mL di acqua a 22°C.

- A. 10 atm
- B. 10 mmHg
- C. 5 mmHg
- D. 0.1 atm
- E. 0.1 mmHg

**Pressione osmotica:**

$$\pi * V = n^{\circ}moli * R * T$$

1) Calcolo il n° moli del composto

$$n^{\circ}moli = \frac{g}{PM} = \frac{0,4}{160} = 0,0025 \text{ moli}$$

2) Inserisco il valore calcolato nella formula della pressione osmotica:

**Costante dei gas R= 0,0821 L\*atm/(K\*mol)**  
**Temperatura espressa in gradi Kelvin**  
**(0°C = 273,15 K)**

$$\pi = \frac{n^{\circ}moli * R * T}{V(L)} = \frac{0,0025 * 0,0821 * 295,15}{0,6} = 0,1 \text{ atm}$$

8) Per l'equilibrio  $\text{PCl}_5(\text{g}) = \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ ,  $K_c = 20$  a  $240^\circ\text{C}$ . Se  $\text{PCl}_5$  puro è posto in un contenitore da  $1.00\text{ L}$  e si rivela che all'equilibrio  $[\text{PCl}_3] = 0.25\text{ M}$ , quale sarà la concentrazione all'equilibrio di  $\text{PCl}_5$ ? (N.B. il simbolo  $=$  si intende la doppia freccia)

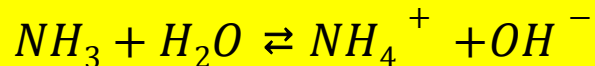
- A.  $1\text{ M}$
- B.  $0.003\text{ M}$
- C.  $0.3\text{ M}$
- D.  $0.0125\text{ M}$
- E.  $0.03\text{ M}$

- Vista la stechiometria della reazione, la quantità di  $\text{PCl}_3$  prodotto è pari a quella di  $\text{Cl}_2$ . Visto che le concentrazioni iniziali di  $\text{PCl}_3$  e  $\text{Cl}_2$  sono zero allora le loro concentrazioni all'equilibrio saranno uguali:  $[\text{Cl}_2] = [\text{PCl}_3] = 0.25\text{ M}$ .
  - L'ultima eguaglianza risulta da un dato del problema:  $[\text{PCl}_3] = 0.25\text{ M}$
- La concentrazione di equilibrio di  $\text{PCl}_5$  si può quindi ottenere dalla costante  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \longrightarrow [\text{PCl}_5] = \frac{[0,25]^2}{20} = 0,003\text{ M}$$

9) Calcolare il pH all'equilibrio per una soluzione di  $\text{NH}_3$  0.69 M

- A. 8.10
- B. 2.270
- C. 4.55
- D. 7.00
- E. 11.535**



	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$
Inizio	0,69	0	0
Variazione	0,69-x	+x	+x
Equilibrio	0,69-x	x	x

1) Calcolo la concentrazione degli  $\text{OH}^-$  in soluzione

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,69 - x} \rightarrow x^2 = \sqrt{1,85 * 10^{-5} * 0,69} = 0,0035637 = [\text{OH}^-]$$

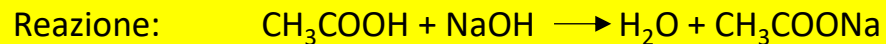
$\downarrow$   
trascurabile

2) Calcolo il valore di pH della soluzione

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = 2,465 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2,465 = 11,535$$

10) A 50 mL di una soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.12 M si aggiungono 30 mL di  $\text{NaOH}$  0.08M. Calcolare il pH della soluzione tampone ottenuta sapendo che  $\text{pK}_a=4.76$

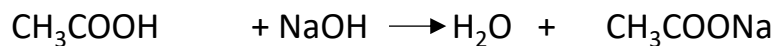
- A. 5.56
- B. 7.12
- C. 4.58**
- D. 2.45
- E. 8.15



$$n^{\circ} \text{moli}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = M * V \longrightarrow n^{\circ} \text{moli}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,12 * 0,05 = 0,006 \text{ moli } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$n^{\circ} \text{moli}_{\text{NaOH}} = M * V \longrightarrow n^{\circ} \text{moli}_{\text{NaOH}} = 0,08 * 0,03 = 0,0024 \text{ moli } \text{NaOH}$$

$$n^{\circ} \text{moli}_{\text{NaOH}} = n^{\circ} \text{moli}_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \longrightarrow 0,0024 \text{ moli di } \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ richieste, le ho}$$



i) 0,006                      0,0024

f) 0,006-0,0024            -----                      0,0024

NaOH è il limitante

Dopo il mescolamento ho miscela di acido debole e del sale della sua base coniugata, pertanto sono in presenza di una soluzione tampone

1) Calcolo la concentrazione di  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

Qual è la concentrazione molare di  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ?  $\longrightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{n^{\circ} \text{moli } \text{CH}_3\text{COO}^-}{\text{Volume finale (L)}} = \frac{0,0024}{0,08} = 0,03 \text{ M}$

2) Calcolo la concentrazione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Quante moli di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ci sono all'equilibrio?  $\rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,006 - 0,0024 = 0,0036 \text{ moli CH}_3\text{COOH}$

Qual è la concentrazione molare di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  all'equilibrio?  $\rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{\text{\textit{n} moli CH}_3\text{COOH}}{\text{\textit{Volume finale (L)}}$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,0036}{0,08} = 0,045 \text{ M}$$

3) Calcolo il pH della soluzione:

$$pH = pKa - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$pH = 4,76 - \log \frac{[0,03]}{[0,045]} = 4,58$$

11) Utilizzando i dati riportati indicare quale metallo si scioglie in HCl per dare cloruro del metallo e H<sub>2</sub>.  
Dati:  $E^{\circ}_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0.00 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.80 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1.66 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0.13 \text{ V}$ .

- A. Pb e Cu
- B. Tutti
- C. Nessuno
- D. Cu e Ag
- E. Al e Pb

$$E^{\circ} \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,66 \text{ V}$$

$$E^{\circ} \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13 \text{ V}$$



$$E^{\circ} \text{H}^+/\text{H} = 0,00 \text{ V}$$

Le coppie redox  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  e  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  sono agenti riducenti più forti della coppia redox  $\text{H}^+/\text{H}_2$  ( $E^{\circ}=0,00\text{V}$ ). Riducono gli ioni  $\text{H}^+$  presenti in soluzione ad  $\text{H}_2$ , ossidandosi e passando quindi da alluminio o piombo metallico a ioni  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$  in soluzione.