

**Università dell'Insubria**  
**Corso di Laurea in Ingegneria per la Sicurezza del Lavoro e dell'Ambiente**  
**Corso di Chimica Generale, Inorganica e Organica – Modulo A – A.A. 2012-2013**

**APPELLO del 20/11/2013, COMPITO A**

Nome e Cognome: \_\_\_\_\_

Numero di matricola: \_\_\_\_\_

1. Si fornisca la definizione di elemento: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2. Si enunci la *legge della conservazione della materia* proposta da A. Lavoisier: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

3. I cosiddetti raggi canale sono:

- Un fascio di particelle cariche positivamente (protoni) che viene emesso dall'anodo e si muove in linea retta verso il catodo
- Un fascio di radiazione elettromagnetica avente lunghezza d'onda nella regione del visibile
- Un fascio di particelle cariche negativamente (elettroni) che viene emesso dal catodo e si muove in linea retta verso l'anodo

4. Il modello atomico di Thompson prevede che

- Gli elettroni siano distribuiti in una massa gelatinosa con carica positiva pari alla somma delle cariche negative degli elettroni
- Gli elettroni gravitano attorno al nucleo lungo orbite a distanza fissata dal nucleo e con contenuto fisso in energia
- Sia possibile associare agli elettroni un valore di energia ma non una posizione, che viene definita in termini probabilistici

5. Una funzione d'onda di Schroedinger rappresenta

- La distanza dal nucleo a cui si trova l'elettrone
- La regione di spazio attorno al nucleo nella quale ho una data probabilità di trovare l'elettrone
- La superficie attorno al nucleo sulla quale ho una data probabilità di trovare l'elettrone

6. Una funzione d'onda  $5p$  è definita dai numeri quantici

- $n = 5, l = 1, m_l = 1$
- $n = 5, l = 1, m_l = 2$
- $n = 5, l = 0, m_l = 0$

7. Secondo *la regola di Hund*:

- Gli orbitali sono riempiti dagli elettroni in ordine crescente di energia
- In un atomo non possono coesistere due elettroni con gli stessi numeri quantici
- In un livello con orbitali isoenergetici, l'occupazione degli stessi avviene nel rispetto della massima molteplicità di spin

8. Si consideri l'elemento zolfo,  $Z = 16$ . La configurazione elettronica del suo stato fondamentale è

- $1s^2 1p^6 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^4$

9. Si rappresenti la configurazione elettronica dello stato fondamentale per il magnesio,  $Z = 12$ , mediante lo "schema a caselle":

10.  $^{35}\text{Cl}$  e  $^{37}\text{Cl}$  sono isotopi in quanto

- Posseggono lo stesso numero di elettroni e protoni, ma diverso numero di neutroni
- Posseggono lo stesso numero di elettroni e neutroni, ma diverso numero di protoni
- Posseggono lo stesso numero di protoni e neutroni, ma diverso numero di elettroni

11. Si enunci il concetto di *dualismo onda-particella* proposto De Broglie: \_\_\_\_\_

---

---

12. Si definisce affinità elettronica

- La tendenza di un atomo neutro in fase gassosa ad attrarre verso il proprio nucleo elettroni di legame
- L'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo neutro in fase gassosa
- L'energia necessaria per aggiungere un elettrone a un atomo neutro in fase gassosa

13. Lungo un gruppo, dall'alto verso il basso, l'affinità elettronica

- Decresce, in quanto aggiungo elettroni in livelli energetici sempre più diffusi rispetto al nucleo, che risentono di una carica nucleare efficace minore
- Aumenta, in quanto aggiungo elettroni nello stesso livello energetico e la schermatura della densità elettronica dei livelli sottostanti non è sufficiente a contrastare l'aumento concomitante di carica nucleare efficace

14. Contrariamente alle attese, l'energia di prima ionizzazione dell'azoto è più elevata di quella dell'ossigeno: perché? \_\_\_\_\_

---

---

15. Un elemento X che forma facilmente ioni  $X^-$  avrà, ragionevolmente, configurazione elettronica:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $1s^2 2s^1$

16. Si considerino l'atomo neutro Na e il catione  $\text{Na}^+$ :

- Le due 'particelle' hanno le stesse dimensioni
- Na ha dimensioni maggiori di  $\text{Na}^+$
- Na ha dimensioni minori di  $\text{Na}^+$

17. Quanti protoni ed elettroni sono presenti, rispettivamente, nello ione  $\text{F}^-$ ?

- 9 e 10
- 10 e 9
- 9 e 9

18. Nel composto solfuro di idrogeno (H<sub>2</sub>S)

- Lo zolfo ha 8 elettroni di valenza
- Lo zolfo ha 9 elettroni di valenza
- Lo zolfo ha 10 elettroni di valenza

19. Secondo la teoria *Valence Shell Electron Pair Repulsion*, il solfuro di idrogeno (H<sub>2</sub>S) ha complessivamente

- Numero sterico 4 e geometria planare quadrata
- Numero sterico 4 e geometria tetraedrica
- Numero sterico 2 e lineare

20. Secondo il modello degli orbitali ibridi, lo zolfo nel composto solfuro di idrogeno (H<sub>2</sub>S) ha

- Ibridazione  $sp^3$
- Ibridazione  $sp^4$
- Ibridazione  $sp^3d$

21. Il modello dell'ibridazione  $sp^3d$  può essere usato per l'atomo centrale della molecola:

- ICl<sub>3</sub>
- NCl<sub>3</sub>
- BCl<sub>3</sub>

22. Rappresentare le formule di Lewis dell'acido nitrico, HNO<sub>3</sub>, dell'acido acetico, CH<sub>3</sub>COOH, e del benzene, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>:

23. Quale delle seguenti sostanze non dà luogo a interazioni a idrogeno?

- H<sub>2</sub>Se
- NH<sub>3</sub>
- HF

24. Quale delle seguenti sostanze ha punto normale di ebollizione maggiore?

- H<sub>2</sub>O
- CH<sub>4</sub>
- O<sub>2</sub>

25. Indicare quali molecole sono polari tra CCl<sub>4</sub>, NCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O:

---

26. Le interazioni tra due molecole di metano (CH<sub>4</sub>) sono del tipo

- Dipolo temporaneo – dipolo temporaneo
- Dipolo permanente – dipolo permanente

Dipolo temporaneo – dipolo permanente

27. Per creare un semiconduttore di tipo n, devo drogare il semiconduttore silicio con:

Germanio

Alluminio

Fosforo

28. Rappresentare il diagramma degli orbitali molecolari della molecola biatomica omonucleare di boro, B<sub>2</sub>:

29. Dal diagramma degli orbitali molecolari della molecola biatomica omonucleare di boro, B<sub>2</sub>, si evince che:

La molecola è diamagnetica.

La molecola è paramagnetica per 1 elettrone spaiato.

La molecola è paramagnetica per 2 elettroni spaiati.

30. In accordo con il primo principio della termodinamica

L'entalpia di un sistema isolato è costante

L'energia interna di un sistema isolato è costante

L'energia libera di un sistema isolato è costante

L'entropia di un sistema isolato è costante

31. Si può affermare con sicurezza che una trasformazione è spontanea se è:

Esotermica

Esotermica e accompagnata da una variazione positiva di entropia

Esotermica e accompagnata da una variazione negativa di entropia

32. Quale delle seguenti affermazioni è vera?

Una reazione endotermica ordinante non è mai spontanea.

Una reazione endotermica disordinante non è mai spontanea.

Una reazione esotermica ordinante non è mai spontanea.

33. Se la variazione di entalpia di una generica reazione completa  $A \rightarrow B$  è positiva, si può affermare che:

l'aumento della temperatura favorisce la formazione di B

la diminuzione della temperatura favorisce la formazione di B

la reazione decorre spontaneamente

34. Enunciare il *principio dell'equilibrio mobile* proposto da Le Chatelier: \_\_\_\_\_

35. Una reazione si trova all'equilibrio termodinamico quando

Non si ha ulteriore trasformazione di reagenti in prodotti e di prodotti in reagenti

- La velocità della reazione diretta e quella della reazione inversa coincidono
- È possibile trasformare i prodotti in reagenti, ma non viceversa

36. Data la reazione all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ , scrivere le espressioni delle costanti termodinamiche di equilibrio in funzione delle concentrazioni ( $K_c$ ) e delle pressioni parziali ( $K_p$ ): \_\_\_\_\_

---

37. Si consideri la reazione esotermica all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ . Se aumento la temperatura:

- L'equilibrio non si sposta.
- L'equilibrio si sposta verso destra.
- L'equilibrio si sposta verso sinistra.

38. Si consideri la reazione esotermica all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ . Se aumento la pressione:

- L'equilibrio non si sposta.
- L'equilibrio si sposta verso destra.
- L'equilibrio si sposta verso sinistra.

39. Si consideri la reazione esotermica all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ . Se sottraggo azoto dal sistema:

- L'equilibrio non si sposta.
- L'equilibrio si sposta verso destra.
- L'equilibrio si sposta verso sinistra.

40. Data la reazione reversibile in soluzione acquosa  $\text{A}_{(aq)} + 3 \text{B}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{C}_{(aq)}$  con  $K_C = 0.10 \text{ (mol/L)}^{-2}$  alla temperatura di 300 K, calcolare l'energia libera di Gibbs della reazione in condizioni standard ( $\Delta G_{\text{reaz}}^0$ ) in kJ/mol, ricordando che  $R = 8.314 \text{ J/(mol K)}$ :

---

41. Data la reazione reversibile in soluzione acquosa  $\text{A}_{(aq)} + 3 \text{B}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{C}_{(aq)}$  con  $K_C = 0.10 \text{ (mol/L)}^{-2}$  alla temperatura di 300 K, se  $[\text{A}] = 2.0 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{B}] = 0.10 \text{ mol/L}$  e  $[\text{C}] = 1.00 \text{ mol/L}$ :

- La reazione è all'equilibrio.
- La reazione non è all'equilibrio e si sposta verso i prodotti.
- La reazione non è all'equilibrio e si sposta verso i reagenti.

42. Data la reazione reversibile in soluzione acquosa  $\text{A}_{(aq)} + 3 \text{B}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{C}_{(aq)}$  con  $K_C = 0.10 \text{ (mol/L)}^{-2}$  alla temperatura di 300 K, il valore di  $K_C$  varia se:

- Modifico la temperatura del sistema.
- Modifico la pressione del sistema.
- Modifico il volume del sistema.

43. Che cosa si intende per soluti elettroliti deboli?

- Un acido o una base che conducano debolmente la corrente elettrica.
- Un composto che possieda legami deboli.
- Un composto che si dissocia parzialmente in ioni in soluzione, secondo una reazione di equilibrio.

44. Data la reazione di dissoluzione del sale poco solubile AgCl in soluzione acquosa,  $\text{AgCl}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ , scrivere le espressioni della costante termodinamica di solubilità ( $K_s$ ) e della solubilità (s):

---

45. Si disciolga in acqua il sale poco solubile AgCl. Si instaura l'equilibrio  $\text{AgCl}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ . Se introduco nel sistema una data quantità di HCl:

- Inibisco la dissoluzione del sale

- Il sistema non viene perturbato
- Favorisco la dissoluzione del sale

46. Se scioglio in acqua l'elettrolita forte fluoruro di sodio, NaF,

- Lo ione fluoruro dà idrolisi basica e il pH della soluzione è basico
- Lo ione sodio dà idrolisi acida e il pH della soluzione è acido
- Il pH della soluzione è neutro

47. Se scioglio in acqua l'elettrolita forte cloruro di sodio, NaCl,

- Lo ione cloruro dà idrolisi basica e il pH della soluzione è basico
- Lo ione sodio dà idrolisi acida e il pH della soluzione è acido
- Il pH della soluzione è neutro

48. Scrivere la legge cinetica e l'espressione del tempo di dimezzamento per una reazione che decorre con cinetica di primo ordine:

---

49. Scrivere l'espressione dell'equazione di Arrhenius:

---

50. Qual è il significato del fattore pre-esponenziale A nell'equazione di Arrhenius?:

- È l'energia di attivazione
- È una costante numerica identica per ogni reazione
- È una misura dell'efficacia geometrica degli urti tra le "particelle"

51. Quale delle seguenti affermazioni sui catalizzatori è corretta? I catalizzatori sono sostanze che:

- Lasciano invariata l'energia di attivazione
- Modificano la velocità di reazione
- Favoriscono la reazione spostando l'equilibrio verso i prodotti

52. Fornire la definizione di acido secondo Arrhenius:

---

53. Si supponga di titolare la base debole  $\text{NH}_3$  con l'acido forte  $\text{HNO}_3$  all'equivalenza il pH è

- Acido, perché mi trovo in eccesso di titolante
- Neutro
- Acido, in quanto l'acido coniugato dell'ammoniaca dà idrolisi acida

54. Quando titolo la base forte NaOH con l'acido forte HCl, all'equivalenza il pH è

- Acido, perché mi trovo in eccesso di titolante
- Neutro
- Acido, in quanto l'acido coniugato dell'idrossido di sodio dà idrolisi acida

55. Si supponga di titolare l'acido debole  $\text{CH}_3\text{COOH}$  con la base forte KOH utilizzando come indicatore la fenolftaleina ( $\text{pK}_{\text{in}} = 9.3$ , forma indissociata incolore, forma dissociata rosa). All'equivalenza, la soluzione è

- Incolore
- Rosa

56. Si supponga di titolare l'acido forte HBr con la base forte KOH utilizzando come indicatore il rosso fenolo ( $\text{pK}_{\text{in}} = 7.5$ , forma indissociata gialla, forma dissociata rossa). All'equivalenza, la soluzione è di colore

- Giallo
- Rosso

57. Scrivere le approssimazioni che devono valere per poter applicare la relazione  $\text{pH} = (\text{K}_A [\text{HA}]_0)^{1/2}$

---

---

58. Indicare quale, tra i seguenti composti, è una base di Lewis:

- $\text{NF}_3$
- $\text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{H}_2\text{S}$

59. Indicare quale, tra i seguenti composti, è un acido di Lewis:

- $\text{BF}_3$
- $\text{OH}^-$
- $\text{CaBr}_2$

60. Scrivere il numero (o lo stato) di ossidazione dell'atomo di cloro nei seguenti composti:

- Ipoclorito di sodio,  $\text{NaClO}$  \_\_\_\_\_
- Clorito di sodio,  $\text{NaClO}_2$  \_\_\_\_\_
- Clorato di sodio,  $\text{NaClO}_3$  \_\_\_\_\_
- Perclorato di sodio,  $\text{NaClO}_4$  \_\_\_\_\_

61. Una reazione di ossido-riduzione è spontanea quando

- $\Delta E > 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G < 0$
- $\Delta E > 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G > 0$
- $\Delta E < 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G < 0$
- $\Delta E < 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G > 0$

62. Al catodo di una cella elettrochimica avviene sempre una reazione di:

- Precipitazione
- Ossidazione
- Riduzione

63. Indicare qual è il più debole agente ossidante tra le coppie redox sotto riportate:

- $\text{Fe(III)/Fe(II)}$ ,  $E_0 = 0.77 \text{ V}$
- $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ ,  $E_0 = 0.00 \text{ V}$
- $\text{Zn(II)/Zn}$ ,  $E_0 = -0.76 \text{ V}$

64. Un metallo si definisce non nobile se

- Ha potenziale standard di riduzione molto maggiore di zero
- Accoppiato all'elettrodo SHE, questo reagisce da anodo
- Accoppiato all'elettrodo SHE, questo reagisce da catodo

65. Quale delle seguenti reazioni è una reazione di ossido-riduzione?

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$
- $\text{NH}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{NH}_4\text{F}$
- $\text{NO}_2^- + 2 \text{Al} + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Al(OH)}_3 + \text{NH}_3 + \text{OH}^-$

65. Sia data una miscela di  $H_2$ ,  $N_2$  e  $O_2$  le cui pressioni parziali sono, rispettivamente, 1 atm, 2 atm e 4 atm. La pressione totale esercitata dalla miscela è pari a:

- 4 atm
- 6 atm
- 8 atm

66. Il funzionamento di un soffietto per camino è un esempio di applicazione

- Della legge di Avogadro
- Della legge Charles
- Della legge di Boyle

67. Aumentando contemporaneamente sia la pressione sia la temperatura di una determinata massa di gas ideale, il volume del gas:

- rimane costante
- può aumentare o diminuire
- aumenta sempre
- diminuisce sempre

68. Secondo la teoria cinetica dei gas,  $H_2$ ,  $N_2$  e  $O_2$

- Hanno la stessa velocità quadratica media
- La velocità quadratica media varia con andamento  $H_2 > N_2 > O_2$
- La velocità quadratica media varia con andamento  $H_2 < N_2 < O_2$

69. Quale delle seguenti affermazioni non rientra nel modello di gas ideale?

- Le "particelle" di gas si urtano in modo elastico
- Le "particelle" di gas sono puntiformi e prive di volume
- Le "particelle" di gas risentono delle forze di interazioni reciproche e con le pareti del contenitore

70. A parità di condizioni, quale dei seguenti gas effonde più velocemente da un foro sottile:

- $H_2$
- HF
- $CH_4$

71. Per datare il fossile di un animale si misura il decadimento dell'isotopo:

- $^{12}C$
- $^3H$
- $^{14}C$

72. Il radionuclide  $^{214}Po$  si trasforma in  $^{210}Pb$  emettendo:

- Una particella  $\alpha$
- Una particella  $\beta$
- Raggi  $\gamma$

73. Quale delle seguenti sostanze, allo stato solido, presenta legami ionici?

- $CH_3CH_2OH$
- $SO_2$
- $BaCl_2$

74. L'isotopo più abbondante di un elemento ha  $Z = 18$  e  $A = 40$ . Scrivere, in sequenza, quanti elettroni, protoni e neutroni possiede:

75. Quale tra i seguenti processi è corretto?

- $\text{Cl}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-_{(g)} + \text{energia}$
- $\text{B}_{(g)} \rightarrow \text{B}^+_{(g)} + e^- + \text{energia}$
- $\text{C}_{(g)} + e^- + \text{energia} \rightarrow \text{C}^+_{(g)}$

76. Se si miscelano una soluzione acquosa contenente 1 g di acido forte  $\text{HNO}_3$  (PM = 63 g/mol) con una soluzione acquosa contenente 1 g di base forte  $\text{NaOH}$  (PM = 40 g/mol) la soluzione risultante è:

- Acida
- Basica
- Neutra

77. Quali delle seguenti soluzioni acquose presenta pH più elevato?

- 1M di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$  M)
- 1M di  $\text{HCl}$  ( $K_a \gg 1$  M)
- 1M di  $\text{HNO}_2$  ( $K_a = 5.1 \times 10^{-4}$  M)

78. Valutare quante moli di  $\text{H}_3\text{PO}_4$  servono per consumare completamente 3.9 moli di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  secondo la reazione  
 $3 \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

- 3.9
- 1.3
- 2.6

79. Calcolare quante moli e quanti grammi di sodio, zolfo e ossigeno sono contenuti in 10 g di solfato di sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , dati  $\text{PA}(\text{Na}) = 23$  u.m.a,  $\text{PA}(\text{S}) = 32$  u.m.a. e  $\text{PA}(\text{O}) = 16$  u.m.a.

80. Calcolare la massa di

- 3 mol di  $\text{NaOH}$  \_\_\_\_\_
- 10 mol di  $\text{H}_2\text{O}$  \_\_\_\_\_
- $\text{HCl}$  contenuto in 100 mL di soluzione acquosa di  $\text{HCl}$  1M \_\_\_\_\_

sapendo che  $\text{PA}(\text{H}) = 1.00$  u.m.a,  $\text{PA}(\text{C}) = 12.00$  u.m.a,  $\text{PA}(\text{O}) = 16.00$  u.m.a,  $\text{PA}(\text{Na}) = 22.99$  u.m.a.

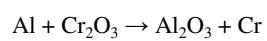
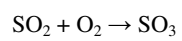
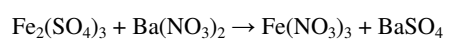
81. Un composto puro è costituito da 49.00 % di C, 3.00% di H e 48.00% di Cl. Determinarne la formula minima, sapendo che  $\text{PA}(\text{H}) = 1.00$  u.m.a.,  $\text{PA}(\text{C}) = 12$  u.m.a.,  $\text{PA}(\text{Cl}) = 35.45$  u.m.a. \_\_\_\_\_

82. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di acido nitrico avente molarità 0.01 mol/L. \_\_\_\_\_

83. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di acido fluoridrico di concentrazione 0.1 mol/L e  $K_A 1.8 \times 10^{-5}$  mol/L. \_\_\_\_\_

84. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di anilina di concentrazione 0.1 mol/L e  $K_B 1.8 \times 10^{-5}$  mol/L. \_\_\_\_\_

**85.** Bilanciare le equazioni di reazione:



**Università dell'Insubria**  
**Corso di Laurea in Ingegneria per la Sicurezza del Lavoro e dell'Ambiente**  
**Corso di Chimica Generale, Inorganica e Organica – Modulo A – A.A. 2012-2013**

**APPELLO del 20/11/2013, COMPITO B**

Nome e Cognome: \_\_\_\_\_

Numero di matricola: \_\_\_\_\_

1. Se si miscelano una soluzione acquosa contenente 1 g di acido forte HNO<sub>3</sub> (PM = 63 g/mol) con una soluzione acquosa contenente 1 g di base forte NaOH (PM = 40 g/mol) la soluzione risultante è:

- Acida
- Basica
- Neutra

2. Quali delle seguenti soluzioni acquose presenta pH più elevato?

- 1M di CH<sub>3</sub>COOH (K<sub>a</sub> = 1.8×10<sup>-5</sup> M)
- 1M di HCl (K<sub>a</sub> >> 1 M)
- 1M di HNO<sub>2</sub> (K<sub>a</sub> = 5.1×10<sup>-4</sup> M)

3. Valutare quante moli di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> servono per consumare completamente 3.9 moli di Ca(OH)<sub>2</sub> secondo la reazione  
 $3 \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

- 3.9
- 1.3
- 2.6

4. Calcolare quante moli e quanti grammi di sodio, zolfo e ossigeno sono contenuti in 10 g di solfato di sodio, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, dati PA(Na) = 23 u.m.a, PA(S) = 32 u.m.a. e PA(O) = 16 u.m.a.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

5. Calcolare la massa di

- 3 mol di NaOH \_\_\_\_\_
- 10 mol di H<sub>2</sub>O \_\_\_\_\_
- HCl contenuto in 100 mL di soluzione acquosa di HCl 1M \_\_\_\_\_

sapendo che PA(H) = 1.00 u.m.a, PA(C) = 12.00 u.m.a, PA(O) = 16.00 u.m.a, PA(Na) = 22.99 u.m.a.

6. Un composto puro è costituito da 49.00 % di C, 3.00% di H e 48.00% di Cl. Determinarne la formula minima, sapendo che PA(H) = 1.00 u.m.a., PA(C) = 12 u.m.a., PA(Cl) = 35.45 u.m.a. \_\_\_\_\_

7. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di acido nitrico avente molarità 0.01 mol/L. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

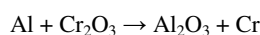
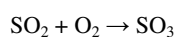
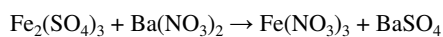
8. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di acido fluoridrico di concentrazione 0.1 mol/L e K<sub>A</sub> 1.8×10<sup>-5</sup> mol/L. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

9. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di anilina di concentrazione 0.1 mol/L e  $K_B$   $1.8 \times 10^{-5}$  mol/L. \_\_\_\_\_

---

10. Bilanciare le equazioni di reazione:



11. Per datare il fossile di un animale si misura il decadimento dell'isotopo:

- $^{12}\text{C}$
- $^3\text{H}$
- $^{14}\text{C}$

12. Il radionuclide  $^{214}\text{Po}$  si trasforma in  $^{210}\text{Pb}$  emettendo:

- Una particella  $\alpha$
- Una particella  $\beta$
- Raggi  $\gamma$

13. Quale delle seguenti sostanze, allo stato solido, presenta legami ionici?

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{SO}_2$
- $\text{BaCl}_2$

14. L'isotopo più abbondante di un elemento ha  $Z = 18$  e  $A = 40$ . Scrivere, in sequenza, quanti elettroni, protoni e neutroni possiede:

---

15. Quale tra i seguenti processi è corretto?

- $\text{Cl}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}_{(g)}^- + \text{energia}$
- $\text{B}_{(g)} \rightarrow \text{B}_{(g)}^+ + e^- + \text{energia}$
- $\text{C}_{(g)} + e^- + \text{energia} \rightarrow \text{C}_{(g)}^+$

16. Sia data una miscela di  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  le cui pressioni parziali sono, rispettivamente, 1 atm, 2 atm e 4 atm. La pressione totale esercitata dalla miscela è pari a:

- 4 atm
- 6 atm
- 8 atm

17. Il funzionamento di un soffietto per camino è un esempio di applicazione

- Della legge di Avogadro
- Della legge Charles
- Della legge di Boyle

18. Aumentando contemporaneamente sia la pressione sia la temperatura di una determinata massa di gas ideale, il volume del gas:

- rimane costante
- può aumentare o diminuire
- aumenta sempre
- diminuisce sempre

19. Secondo la teoria cinetica dei gas,  $H_2$ ,  $N_2$  e  $O_2$

- Hanno la stessa velocità quadratica media
- La velocità quadratica media varia con andamento  $H_2 > N_2 > O_2$
- La velocità quadratica media varia con andamento  $H_2 < N_2 < O_2$

20. Quale delle seguenti affermazioni non rientra nel modello di gas ideale?

- Le "particelle" di gas si urtano in modo elastico
- Le "particelle" di gas sono puntiformi e prive di volume
- Le "particelle" di gas risentono delle forze di interazioni reciproche e con le pareti del contenitore

21. A parità di condizioni, quale dei seguenti gas effonde più velocemente da un foro sottile:

- $H_2$
- HF
- $CH_4$

22. Scrivere il numero (o lo stato) di ossidazione dell'atomo di cloro nei seguenti composti:

- Ipoclorito di sodio,  $NaClO$  \_\_\_\_\_
- Clorito di sodio,  $NaClO_2$  \_\_\_\_\_
- Clorato di sodio,  $NaClO_3$  \_\_\_\_\_
- Perclorato di sodio,  $NaClO_4$  \_\_\_\_\_

23. Una reazione di ossido-riduzione è spontanea quando

- $\Delta E > 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G < 0$
- $\Delta E > 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G > 0$
- $\Delta E < 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G < 0$
- $\Delta E < 0$  e, conseguentemente,  $\Delta G > 0$

24. Al catodo di una cella elettrochimica avviene sempre una reazione di:

- Precipitazione
- Ossidazione
- Riduzione

25. Indicare qual è il più debole agente ossidante tra le coppie redox sotto riportate:

- $Fe(III)/Fe(II)$ ,  $E_0 = 0.77$  V
- $H_3O^+/H_2O$ ,  $E_0 = 0.00$  V
- $Zn(II)/Zn$ ,  $E_0 = -0.76$  V

26. Un metallo si definisce non nobile se

- Ha potenziale standard di riduzione molto maggiore di zero

- Accoppiato all'elettrodo SHE, questo reagisce da anodo
- Accoppiato all'elettrodo SHE, questo reagisce da catodo

27. Quale delle seguenti reazioni è una reazione di ossido-riduzione?

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$
- $\text{NH}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{NH}_4\text{F}$
- $\text{NO}_2^- + 2 \text{Al} + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3 + \text{OH}^-$

28. Fornire la definizione di acido secondo Arrhenius:

---

---

29. Si supponga di titolare la base debole  $\text{NH}_3$  con l'acido forte  $\text{HNO}_3$  all'equivalenza il pH è

- Acido, perché mi trovo in eccesso di titolante
- Neutro
- Acido, in quanto l'acido coniugato dell'ammoniaca dà idrolisi acida

30. Quando titolo la base forte  $\text{NaOH}$  con l'acido forte  $\text{HCl}$ , all'equivalenza il pH è

- Acido, perché mi trovo in eccesso di titolante
- Neutro
- Acido, in quanto l'acido coniugato dell'idrossido di sodio dà idrolisi acida

31. Si supponga di titolare l'acido debole  $\text{CH}_3\text{COOH}$  con la base forte  $\text{KOH}$  utilizzando come indicatore la fenolftaleina ( $\text{pK}_{\text{in}} = 9.3$ , forma indissociata incolore, forma dissociata rosa). All'equivalenza, la soluzione è

- Incolore
- Rosa

32. Si supponga di titolare l'acido forte  $\text{HBr}$  con la base forte  $\text{KOH}$  utilizzando come indicatore il rosso fenolo ( $\text{pK}_{\text{in}} = 7.5$ , forma indissociata gialla, forma dissociata rossa). All'equivalenza, la soluzione è di colore

- Giallo
- Rosso

33. Scrivere le approssimazioni che devono valere per poter applicare la relazione  $\text{pH} = (\text{K}_A [\text{HA}]_0)^{1/2}$

---

---

34. Indicare quale, tra i seguenti composti, è una base di Lewis:

- $\text{NF}_3$
- $\text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{H}_2\text{S}$

35. Indicare quale, tra i seguenti composti, è un acido di Lewis:

- $\text{BF}_3$
- $\text{OH}^-$
- $\text{CaBr}_2$

36. Se sciolgo in acqua l'elettrolita forte fluoruro di sodio,  $\text{NaF}$ ,

- Lo ione fluoruro dà idrolisi basica e il pH della soluzione è basico
- Lo ione sodio dà idrolisi acida e il pH della soluzione è acido
- Il pH della soluzione è neutro

37. Se sciolgo in acqua l'elettrolita forte cloruro di sodio, NaCl,

- Lo ione cloruro dà idrolisi basica e il pH della soluzione è basico
- Lo ione sodio dà idrolisi acida e il pH della soluzione è acido
- Il pH della soluzione è neutro

38. Scrivere la legge cinetica e l'espressione del tempo di dimezzamento per una reazione che decorre con cinetica di primo ordine:

---

39. Scrivere l'espressione dell'equazione di Arrhenius:

---

40. Qual è il significato del fattore pre-esponenziale A nell'equazione di Arrhenius?:

- È l'energia di attivazione
- È una costante numerica identica per ogni reazione
- È una misura dell'efficacia geometrica degli urti tra le "particelle"

41. Quale delle seguenti affermazioni sui catalizzatori è corretta? I catalizzatori sono sostanze che:

- Lasciano invariata l'energia di attivazione
- Modificano la velocità di reazione
- Favoriscono la reazione spostando l'equilibrio verso i prodotti

42. Che cosa si intende per soluto elettrolita debole?

- Un acido o una base che conducano debolmente la corrente elettrica.
- Un composto che possiede legami deboli.
- Un composto che si dissocia parzialmente in ioni in soluzione, secondo una reazione di equilibrio.

43. Data la reazione di dissoluzione del sale poco solubile AgCl in soluzione acquosa,  $\text{AgCl}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ , scrivere le espressioni della costante termodinamica di solubilità ( $K_s$ ) e della solubilità (s):

---

44. Si disciolga in acqua il sale poco solubile AgCl. Si instaura l'equilibrio  $\text{AgCl}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ . Se introduco nel sistema una data quantità di HCl:

- Inibisco la dissoluzione del sale
- Il sistema non viene perturbato
- Favorisco la dissoluzione del sale

45. Enunciare il *principio dell'equilibrio mobile* proposto da Le Chatelier: \_\_\_\_\_

---

46. Una reazione si trova all'equilibrio termodinamico quando

- Non si ha ulteriore trasformazione di reagenti in prodotti e di prodotti in reagenti
- La velocità della reazione diretta e quella della reazione inversa coincidono
- È possibile trasformare i prodotti in reagenti, ma non viceversa

47. Data la reazione all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ , scrivere le espressioni delle costanti termodinamiche di equilibrio in funzione delle concentrazioni ( $K_c$ ) e delle pressioni parziali ( $K_p$ ): \_\_\_\_\_

---

48. Si consideri la reazione esotermica all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ . Se aumento la temperatura:

- L'equilibrio non si sposta.
- L'equilibrio si sposta verso destra.
- L'equilibrio si sposta verso sinistra.

49. Si consideri la reazione esotermica all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ . Se aumento la pressione:

- L'equilibrio non si sposta.
- L'equilibrio si sposta verso destra.
- L'equilibrio si sposta verso sinistra.

50. Si consideri la reazione esotermica all'equilibrio  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$ . Se sottraggo azoto dal sistema:

- L'equilibrio non si sposta.
- L'equilibrio si sposta verso destra.
- L'equilibrio si sposta verso sinistra.

51. Data la reazione reversibile in soluzione acquosa  $\text{A}_{(aq)} + 3 \text{B}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{C}_{(aq)}$  con  $K_C = 0.10 \text{ (mol/L)}^{-2}$  alla temperatura di 300 K, calcolare l'energia libera di Gibbs della reazione in condizioni standard ( $\Delta G^0_{\text{reaz}}$ ) in kJ/mol, ricordando che  $R = 8.314 \text{ J/(mol K)}$ :

---

52. Data la reazione reversibile in soluzione acquosa  $\text{A}_{(aq)} + 3 \text{B}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{C}_{(aq)}$  con  $K_C = 0.10 \text{ (mol/L)}^{-2}$  alla temperatura di 300 K, se  $[\text{A}] = 2.0 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{B}] = 0.10 \text{ mol/L}$  e  $[\text{C}] = 1.00 \text{ mol/L}$ :

- La reazione è all'equilibrio.
- La reazione non è all'equilibrio e si sposta verso i prodotti.
- La reazione non è all'equilibrio e si sposta verso i reagenti.

53. Data la reazione reversibile in soluzione acquosa  $\text{A}_{(aq)} + 3 \text{B}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{C}_{(aq)}$  con  $K_C = 0.10 \text{ (mol/L)}^{-2}$  alla temperatura di 300 K, il valore di  $K_C$  varia se:

- Modifico la temperatura del sistema.
- Modifico la pressione del sistema.
- Modifico il volume del sistema.

54. In accordo con il primo principio della termodinamica

- L'entalpia di un sistema isolato è costante
- L'energia interna di un sistema isolato è costante
- L'energia libera di un sistema isolato è costante
- L'entropia di un sistema isolato è costante

55. Si può affermare con sicurezza che una trasformazione è spontanea se è:

- Esotermica
- Esotermica e accompagnata da una variazione positiva di entropia
- Esotermica e accompagnata da una variazione negativa di entropia

56. Quale delle seguenti affermazioni è vera?

- Una reazione endotermica ordinante non è mai spontanea.
- Una reazione endotermica disordinante non è mai spontanea.
- Una reazione esotermica ordinante non è mai spontanea.

57. Se la variazione di entalpia di una generica reazione completa  $\text{A} \rightarrow \text{B}$  è positiva, si può affermare che:

- l'aumento della temperatura favorisce la formazione di B
- la diminuzione della temperatura favorisce la formazione di B

la reazione decorre spontaneamente

**58.** Quale delle seguenti sostanze non dà luogo a interazioni a idrogeno?

H<sub>2</sub>Se

NH<sub>3</sub>

HF

**59.** Quale delle seguenti sostanze ha punto normale di ebollizione maggiore?

H<sub>2</sub>O

CH<sub>4</sub>

O<sub>2</sub>

**60.** Indicare quali molecole sono polari tra CCl<sub>4</sub>, NCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O:

---

**61.** Le interazioni tra due molecole di metano (CH<sub>4</sub>) sono del tipo

Dipolo temporaneo – dipolo temporaneo

Dipolo permanente – dipolo permanente

Dipolo temporaneo – dipolo permanente

**62.** Per creare un semiconduttore di tipo n, devo drogare il semiconduttore silicio con:

Germanio

Alluminio

Fosforo

**63.** Rappresentare il diagramma degli orbitali molecolari della molecola biatomica omonucleare di boro, B<sub>2</sub>:

**64.** Dal diagramma degli orbitali molecolari della molecola biatomica omonucleare di boro, B<sub>2</sub>, si evince che:

La molecola è diamagnetica.

La molecola è paramagnetica per 1 elettrone spaiato.

La molecola è paramagnetica per 2 elettroni spaiati.

**65.** Nel composto solfuro di idrogeno (H<sub>2</sub>S)

Lo zolfo ha 8 elettroni di valenza

Lo zolfo ha 9 elettroni di valenza

Lo zolfo ha 10 elettroni di valenza

66. Secondo la teoria *Valence Shell Electron Pair Repulsion*, il solfuro di idrogeno ( $\text{H}_2\text{S}$ ) ha complessivamente

- Numero sterico 4 e geometria planare quadrata
- Numero sterico 4 e geometria tetraedrica
- Numero sterico 2 e lineare

67. Secondo il modello degli orbitali ibridi, lo zolfo nel composto solfuro di idrogeno ( $\text{H}_2\text{S}$ ) ha

- Ibridazione  $sp^3$
- Ibridazione  $sp^4$
- Ibridazione  $sp^3d$

68. Il modello dell'ibridazione  $sp^3d$  può essere usato per l'atomo centrale della molecola:

- $\text{ICl}_3$
- $\text{NCl}_3$
- $\text{BCl}_3$

69. Rappresentare le formule di Lewis dell'acido nitrico,  $\text{HNO}_3$ , dell'acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , e del benzene,  $\text{C}_6\text{H}_6$ :

70. Si fornisca la definizione di elemento: \_\_\_\_\_

---

---

71. Si enunci la *legge della conservazione della materia* proposta da A. Lavoisier: \_\_\_\_\_

---

---

72. I cosiddetti raggi canale sono:

- Un fascio di particelle cariche positivamente (protoni) che viene emesso dall'anodo e si muove in linea retta verso il catodo
- Un fascio di radiazione elettromagnetica avente lunghezza d'onda nella regione del visibile
- Un fascio di particelle cariche negativamente (elettroni) che viene emesso dal catodo e si muove in linea retta verso l'anodo

73. Il modello atomico di Thompson prevede che

- Gli elettroni siano distribuiti in una massa gelatinosa con carica positiva pari alla somma delle cariche negative degli elettroni
- Gli elettroni gravitano attorno al nucleo lungo orbite a distanza fissata dal nucleo e con contenuto fisso in energia
- Sia possibile associare agli elettroni un valore di energia ma non una posizione, che viene definita in termini probabilistici

74. Una funzione d'onda di Schroedinger rappresenta

- La distanza dal nucleo a cui si trova l'elettrone
- La regione di spazio attorno al nucleo nella quale ho una data probabilità di trovare l'elettrone
- La superficie attorno al nucleo sulla quale ho una data probabilità di trovare l'elettrone

75. Una funzione d'onda  $5p$  è definita dai numeri quantici

- $n = 5, l = 1, m_l = 1$
- $n = 5, l = 1, m_l = 2$
- $n = 5, l = 0, m_l = 0$

76. Secondo la regola di Hund:

- Gli orbitali sono riempiti dagli elettroni in ordine crescente di energia
- In un atomo non possono coesistere due elettroni con gli stessi numeri quantici
- In un livello con orbitali isoenergetici, l'occupazione degli stessi avviene nel rispetto della massima molteplicità di spin

77. Si consideri l'elemento zolfo,  $Z = 16$ . La configurazione elettronica del suo stato fondamentale è

- $1s^2 1p^6 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^4$

78. Si rappresenti la configurazione elettronica dello stato fondamentale per il magnesio,  $Z = 12$ , mediante lo "schema a caselle":

79.  $^{35}\text{Cl}$  e  $^{37}\text{Cl}$  sono isotopi in quanto

- Posseggono lo stesso numero di elettroni e protoni, ma diverso numero di neutroni
- Posseggono lo stesso numero di elettroni e neutroni, ma diverso numero di protoni
- Posseggono lo stesso numero di protoni e neutroni, ma diverso numero di elettroni

80. Si enunci il concetto di *dualismo onda-particella* proposto De Broglie: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

81. Si definisce affinità elettronica

- La tendenza di un atomo neutro in fase gassosa ad attrarre verso il proprio nucleo elettroni di legame
- L'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo neutro in fase gassosa
- L'energia necessaria per aggiungere un elettrone a un atomo neutro in fase gassosa

82. Lungo un gruppo, dall'alto verso il basso, l'affinità elettronica

- Decresce, in quanto aggiungo elettroni in livelli energetici sempre più diffusi rispetto al nucleo, che risentono di una carica nucleare efficace minore
- Aumenta, in quanto aggiungo elettroni nello stesso livello energetico e la schermatura della densità elettronica dei livelli sottostanti non è sufficiente a contrastare l'aumento concomitante di carica nucleare efficace

83. Contrariamente alle attese, l'energia di prima ionizzazione dell'azoto è più elevata di quella dell'ossigeno: perché? \_\_\_\_\_

---

---

**84.** Un elemento X che forma facilmente ioni  $X^-$  avrà, ragionevolmente, configurazione elettronica:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $1s^2 2s^1$

**85.** Si considerino l'atomo neutro Na e il catione  $Na^+$ :

- Le due 'particelle' hanno le stesse dimensioni
- Na ha dimensioni maggiori di  $Na^+$
- Na ha dimensioni minori di  $Na^+$

**86.** Quanti protoni ed elettroni sono presenti, rispettivamente, nello ione  $F^-$ ?

- 9 e 10
- 10 e 9
- 9 e 9