

Nome e cognome _____

numero di matricola _____

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22

PARTE 1: QUESTIONARIO (RISPONDERE SUL FOGLIO)1. Quanti elettroni possono risiedere in un sottolivello contraddistinto dai numeri quantici $n=3$, $l=1$?

- ☐ A 2
☐ B 3
☒ C 6
☐ D 10
☐ E 14.

2. Qual è la configurazione elettronica dello ione Sb^{3+} ?

- ☐ A $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$
☐ B $[\text{Kr}] 4d^{10} 4s^2$
☒ C $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$
☐ D $[\text{Xe}] 5p^3$
☐ E $[\text{Kr}] 5d^{10} 5s^2$

3. Quale delle seguenti affermazione è falsa, a proposito di affinità elettroniche?

- ☐ A Di solito sono negative, in quanto si riferiscono a processi esotermici.
☒ B Si riferiscono alla perdita di un elettrone da parte di un atomo in fase gassosa.
☐ C Sono più negative (esotermiche) per gli atomi più elettronegativi.
☐ D Per alcuni elementi non possono essere misurate direttamente.
☐ E Possono essere utilizzate per calcolare altre quantità utilizzando la legge di Hess.

4. Qual è l'ordine di legame dallo ione superossido (O_2^-)?

- ☐ A 1
☒ B 1.5
☐ C 2
☐ D 2.5
☐ E 0.5

5. Quale dei seguenti composti **non** si trova allo stato gassoso a temperatura ambiente?

- ☐ A HCl
☐ B HBr
☐ C NH_3
☐ D H_2S
☒ E LiH

6. Fra quali delle seguenti molecole si esercitano interazioni dipolo-dipolo?

- ☐ A CO_2
☐ B BCl_3
☐ C XeF_4
☐ D Cl_2
☒ E AsH_3

7. Alla stessa T , la tensione di vapore di SF_4 è molto minore di SiF_4 . Ciò è dovuto alle loro diverse:

- ☐ A masse molari
☐ B energie di ionizzazione
☐ C affinità elettroniche
☒ D momenti di dipolo
☐ E suscettività magnetiche

8. Per quale delle seguenti reazioni (già bilanciate) ci si attende che ΔH coincida con ΔU ?

- ☐ A $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)$
- ☐ B $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
- ☐ C $\text{SO}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_3(g)$
- ☐ D $\text{Br}_2(l) + 3\text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{BrCl}_3(g)$
- ☒ E $\text{Cl}_2(g) + \text{F}_2(g) \rightarrow 2\text{ClF}(g)$

9. Quale delle seguenti affermazioni è **falsa**?

- ☐ A La variazione di energia interna per un processo è pari al calore assorbita a volume costante.
- ☐ B La variazione di entalpia per un processo è pari al calore assorbito a pressione costante.
- ☒ C Le entalpie di reazione possono essere determinate direttamente usando una bomba calorimetrica.
- ☐ D Se il calore scambiato in una trasformazione è negativo, il processo è esotermico.
- ☐ E Il congelamento dell'acqua è un esempio di processo esotermico.

10. Quale dei seguenti sistemi possiede il **minore** contenuto di entropia?

- ☐ A 1 mol $\text{CO}_2(g)$ a 350 K
- ☐ B 1 mol $\text{CO}_2(g)$ a 300 K
- ☐ C 1 mol $\text{CO}_2(aq)$ a 350 K
- ☐ D 2 mol $\text{CO}_2(aq)$ a 300 K
- ☒ E 1 mol $\text{CO}_2(aq)$ a 300 K

11. Un composto cristallizza improvvisamente da una soluzione soprassatura. Per tale processo, si ha che:

- ☒ A $\Delta S < 0, \Delta H < 0$
- ☐ B $\Delta S < 0, \Delta G > 0$
- ☐ C $\Delta S > 0, \Delta H < 0$
- ☐ D $\Delta S > 0, \Delta G < 0$
- ☐ E $\Delta G < 0, \Delta H > 0$

12. Quale delle seguenti affermazioni è corretta, parlando di “punto critico” (PC) per una sostanza pura?

- ☐ A Il PC corrisponde alla pressione e temperatura alle quali solido, liquido e vapore sono in equilibrio.
- ☐ B Al di sopra del PC esiste solo la fase solida.
- ☒ C I fluidi supercritici non sono né liquidi né gas.
- ☐ D I fluidi supercritici sono sistemi pericolosi.
- ☐ E Al PC fase solida e liquida coesistono.

13. Quale delle seguenti reazioni **non** è interpretabile con il concetto di acido e base di Lewis?

- ☐ A $\text{FeCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow [\text{FeCl}_4]^-$
- ☐ B $\text{I}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_3^-$
- ☐ C $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
- ☒ D $\text{Zn}(s) + \text{I}_3^- \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 3\text{I}^-$
- ☐ E $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

14. Quale delle seguenti sostanze è un acido di Brønsted debole?

- ☐ A HCl
- ☐ B HNO_3
- ☐ C H_2SO_4
- ☒ D H_2S
- ☐ E HClO_4

15. Se una reazione ha un'elevata energia di attivazione, significa che tale reazione:

- ☐ A è spontanea
- ☐ B è fortemente endotermica
- ☐ C è all'equilibrio
- ☐ D è molto veloce
- ☒ E ha una costante di velocità specifica che dipende fortemente dalla temperatura.

16. Quale delle seguenti affermazione è vera?

- ☐ A Un acido forte può essere un elettrolita debole.
- ☒ B Una sostanza può essere molto solubile ed essere un elettrolita forte.
- ☐ C Una base forte può avere un acido coniugato forte.
- ☐ D Una soluzione satura di un non-elettrolita conduce la corrente elettrica.
- ☐ E In generale, la solubilità dei solidi in acqua diminuisce aumentando la temperatura.

Nome e cognome _____

numero di matricola _____

17. Scrivere i nomi dei seguenti composti.

OF₂ ...difluoruro di ossigeno..... HCN cianuro di idrogeno /acido cianidrico.....
 Na₂SO₃ solfito di sodio..... Cr₂O₃ ossido di cromo(III).....

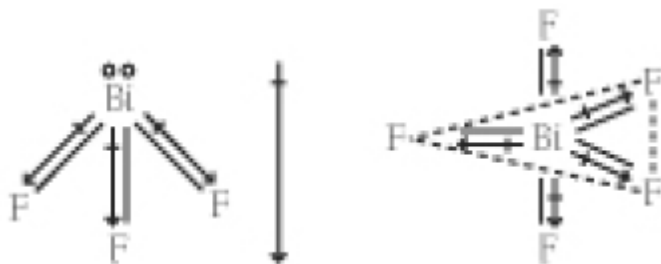
18. Scrivere le formule dei seguenti composti:

idrossido di magnesio Mg(OH)₂..... acido ipobromoso HBrO.....
 Carbonato di rame (I) Cu₂CO₃..... bisolfito di potassio KHSO₃.....

PARTE 2: ESERCIZI DA SVOLGERE PER ESTESO19. Ammettendo l'esistenza delle molecole BiF₃ e BiF₅:

- scrivere la loro formula di Lewis e prevederne la geometria.
- prevedere la loro polarità
- indicare quale delle due specie avrà il punto di ebollizione più alto (spiegare).

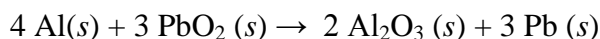
a) BiF₃ di tipo AEB₃, ossia ha una struttura piramidale. BiF₅ ha una struttura AB₅, ossia bipiramide trigonale.



b) BiF₃ ha un momento di dipolo, orientato parallelamente all'asse della piramide. BiF₅ ha momento di dipolo nullo, sia la componenti assiali che quelle equatoriali si annullano.

c) le fasi condensate di BiF₃ e BiF₅ sono favorite, rispettivamente, dalle interazioni dipolo-dipolo e dalle interazioni dispersive. Poiché le prime normalmente prevalgono sulle seconde, ci si può attendere che BiF₃ abbia un punto di ebollizione più alto.

20. Considerare la reazione bilanciata:



Se le quantità **iniziali** dei reagenti sono pari a 200 g di Al(s) e 400 g di PbO₂ (s):

- qual è il reagente limitante?
 - quale numero di atomi di Pb si potranno al massimo ottenere?
 - qual è l'agente riducente?
- a) $n(\text{Al}) = m/M = (200 \text{ g}) / (26.98 \text{ g/mol}) = 7.412 \text{ mol}$
 $n(\text{Pb, teoriche da Al}) = n(\text{Al}) \cdot 3/4 = 5.59 \text{ mol}$
 $n(\text{PbO}_2) = m/M = (400 \text{ g}) / (239.2 \text{ g/mol}) = 1.672 \text{ mol}$
 $n(\text{Pb, teoriche da PbO}_2) = n(\text{PbO}_2) = 1.672 \text{ mol} \rightarrow \text{PbO}_2 \text{ è il reagente limitante}$

b) il massimo numero di atomi di Pb è:

$$N(\text{Pb}) = N_A \cdot n(\text{Pb, teoriche da Al}) = (6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \cdot (1.672 \text{ mol}) = 1.01 \cdot 10^{24}$$

c) L'alluminio viene ossidato da (0) a (+3) e quindi è la specie riducente.

21. Considerare due soluzioni acquose **A** e **B**.

a) La soluzione **A** esercita una pressione osmotica Π_A pari a 1.22 atm a 25.0 °C. Se tale soluzione ha volume $V_A = 1.00 \text{ L}$ ed è stata preparata sciogliendo una massa pari a 15.6 g di un composto incognito **X**, qual è la massa molare di **X**?

b) Calcolare la pressione osmotica, Π_B (in atm), della soluzione **B**, sapendo che è mantenuta a 25 °C e che contiene una concentrazione molare 0.250 mol L^{-1} di saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

c) Cosa si dovrebbe osservare se le due soluzioni **A** e **B** sono separate da una membrana semipermeabile?

d) Ammettendo che la soluzione **B** abbia volume $V_B = 1.00 \text{ L}$, quale volume di acqua ΔV dovrei aggiungervi affinché il fenomeno descritto al punto precedente **non** abbia luogo?

$$\text{a) } \Pi_A = \frac{m_A}{M_A \cdot V_A} R T$$

$$M_A = \frac{m_A}{V_A \cdot \Pi_A} R \cdot T = \frac{(15.6 \text{ g})}{(1 \text{ L}) \cdot (1.22 \text{ atm})} \cdot (0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (298.2 \text{ K}) = 313 \text{ g/mol}$$

$$\text{b) } \Pi_B = C_B R T = (0.250 \text{ mol/L}) \cdot (0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (298.2 \text{ K}) = 6.12 \text{ atm}$$

c) Poiché $\Pi_A < \Pi_B$, fluirà solvente (acqua) da **A** verso **B**.

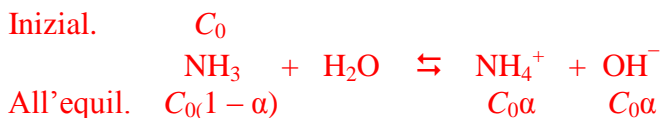
d) Sono possibili più modi di risoluzione. Ad esempio:

$$\Pi_B' = \Pi_A = C' R T = n_B R T / (V_B + \Delta V)$$

$$\begin{aligned} \Delta V &= n_B \cdot R \cdot T / \Pi_A - V_B \\ &= [(0.250 \text{ mol}) \cdot (0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (298.2 \text{ K})] / (1.22 \text{ atm}) - (1.00 \text{ L}) = 4.01 \text{ L} \end{aligned}$$

22. Calcolare il grado di ionizzazione (α) ed il pH relativi ad una soluzione di concentrazione molare $C_0 = 0.100 \text{ mol/L}$ di ammoniaca (base debole, $K_b = 2.5 \cdot 10^{-5}$)

essendo $\alpha = [\text{NH}_4^+]/C_0$, $[\text{NH}_3] = C_0 - [\text{NH}_4^+]$, e trattandosi di una soluzione di una base concentrata:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0.100 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = 2.5 \cdot 10^{-5} \implies \alpha = 1.57 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = C_0\alpha = 0.100 (\text{mol dm}^{-3}) \cdot 1.57 \cdot 10^{-2} = 1.57 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = 14.00 + \log[\text{OH}^-] = 14.00 + \log 1.57 \cdot 10^{-3} = 11.20$$