

Nome e cognome _____

matricola _____

CFU=6 (A)

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. Una specie atomica ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2 (5s^0) 4d^1$. Si tratta di:**

- ☐ A un atomo di ittrio (Y)
☐ B uno ione Y^{4+}
☒ C un atomo di As in uno stato eccitato.
☐ D un atomo di Y in uno stato eccitato.
☐ E la specie è impossibile da realizzare.

2. Quale delle seguenti affermazioni è corretta?

- ☐ A La teoria dell'orbitale molecolare è stata sviluppata da Linus Pauling.
☐ B Nella teoria del legame di valenza gli elettroni sono descritti da funzioni d'onda monolettroniche.
☐ C Il concetto di risonanza è proprio della teoria dell'orbitale molecolare.
☒ D La teoria del legame di valenza si basa sulla teoria di Lewis.
☐ E Nella teoria del legame di valenza si distingue tra orbitali di legame e orbitali di antilegame.

3. Quale delle seguenti affermazioni è falsa?

- ☐ A Se due atomi sono distanti, la loro interazione è debole.
☐ B Se due atomi sono a distanza di legame, gli elettroni di un atomo sono attratti dall'altro atomo.
☐ C Quando due atomi sono a distanza inferiore a quella di legame si respingono.
☐ D Un legame covalente corrisponde alla condivisione di una coppia di elettroni.
☒ E Quando due atomi sono vicini, i loro elettroni si attraggono.

4. Quale delle seguenti affermazioni è falsa a proposito della tensione di vapore (p) dei liquidi?

- ☐ A Per un liquido puro, $\ln(p)$ varia linearmente con l'entalpia di evaporazione.
☒ B Per un liquido puro, $\ln(p)$ varia linearmente con la temperatura.
☐ C A parità di condizioni, p è più elevata per le sostanze con minori forze intermolecolari.
☐ D Per una soluzione diluita, p è direttamente proporzionale alla frazione molare del solvente.
☐ E Al punto di ebollizione normale p vale 1 atm.

5. L'unità di misura di una costante di una costante di velocità specifica del secondo ordine è:

- ☐ A $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$
☐ B $\text{mol}^2 \text{L}^{-2} \text{s}^{-1}$
☐ C s^{-1}
☒ D $\text{mol}^{-1} \text{L s}^{-1}$
☐ E mol L^{-1}

6. Quale delle seguenti specie non è un acido di Brønsted ?

- ☐ A HPO_4^{2-}
☐ B H_2O
☐ C NH_4^+
☒ D PO_4^{3-}
☐ E HSO_3^-

7. Quale delle seguenti frasi è falsa?

- ☐ A La l. di Henry mette in relazione la pressione di un gas su una soluzione con la sua concentrazione nella soluzione.
☒ B La formazione di una soluzione gas-liquido è in generale un processo endotermico.
☐ C Una proprietà colligativa dipende dal numero di particelle di soluto, non dalla loro identità.
☐ D Un calore di soluzione endotermico implica che la solubilità aumenta con l'aumentare della temperatura.
☐ E Dipende dall'orientazione dell'orbitale

8. In quale dei seguenti liquidi il benzene è più solubile?

- ☐ A H_2O
- ☒ B CCl_4
- ☐ C HF
- ☐ D CH_3OH
- ☐ E CH_3COOH

9. HA è un acido debole. L'equilibrio di ionizzazione della sua base coniugata è:

- ☐ A $\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{A}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- ☐ B $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- ☐ C $\text{HA}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}^+(\text{aq})$
- ☒ D $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HA}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- ☐ E $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HOA}^{2-}(\text{aq})$

10. Si aggiunge acqua a una soluzione contenente cloruro di sodio. La nuova soluzione avrà:

- ☐ A un più alto punto di ebollizione.
- ☐ B una più bassa tensione di vapore.
- ☐ C una maggiore conducibilità elettrica.
- ☒ D un più alto punto di congelamento
- ☐ E una minore idealità

11. La differenza di energia tra lo stato di transizione e i prodotti corrisponde a:

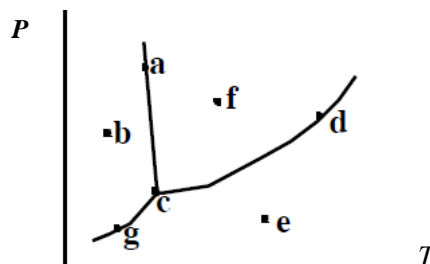
- ☐ A Il calore di reazione
- ☐ B L'energia libera di reazione
- ☐ C L'entalpia di reazione
- ☐ D L'energia di attivazione della reazione
- ☒ E L'energia di attivazione della reazione inversa.

12. Qual è la relazione tra i calori di evaporazione, di fusione e di combustione di un idrocarburo (es. esano)?

- ☐ A $\Delta H_{\text{fus}} < \Delta H_{\text{comb}} < \Delta H_{\text{vap}}$
- ☐ B $\Delta H_{\text{vap}} < \Delta H_{\text{comb}} < \Delta H_{\text{fus}}$
- ☐ C $\Delta H_{\text{vap}} < \Delta H_{\text{fus}} < \Delta H_{\text{comb}}$
- ☐ D $\Delta H_{\text{comb}} < \Delta H_{\text{vap}} < \Delta H_{\text{fus}}$
- ☒ E $\Delta H_{\text{fus}} < \Delta H_{\text{vap}} < \Delta H_{\text{comb}}$

13. In quali punti del diagramma p, T a destra è presente la fase liquida?

- ☐ A b
- ☐ B f
- ☒ C a, c, d, f
- ☐ D a, b, c, g
- ☐ E a, f, d



14. Quale delle seguenti molecole può esistere come isomero cis e trans?

- ☐ A 1,2 diclorobenzene
- ☐ B 1-cloropropene
- ☒ C 1,2-dicloropropano
- ☐ D dicloroetino
- ☐ E 2-metil-2-pentene

15. Quale delle seguenti affermazioni è falsa?

- ☐ A In una cella voltaica avviene una reazione spontanea con la produzione di una corrente elettrica.
- ☐ B Le specie contenute in una cella voltaica acquistano elettroni al catodo.
- ☐ C Il potenziale fornito da una cella voltaica fornisce direttamente l'energia libera della reazione che vi avviene.
- ☒ D Non è possibile ottenere rame metallico elettrolizzando una soluzione acquosa di solfato di rame.
- ☐ E La costante di Faraday corrisponde alla carica di una mole di elettroni espressa in Coulomb.

16. Scrivere i nomi dei seguenti composti.

N_2O_4 _____ **tetrossido di diazoto** _____
 $AgOH$ _____ **idrossido di argento** _____

SiF_4 _____ **tetrafluoruro di silicio** _____
 $Mn_3(PO_4)_2$ _____ **fosfato di manganese (II)** _____

17. Scrivere le formule dei seguenti composti:

Perossido di calcio _____ **CaO_2** acido clorico _____ **$HClO_3$**
 Nitrito di alluminio _____ **$Al(NO_2)_3$** solfuro di ferro (III) _____ **Fe_2S_3**

PARTE 2: ESERCIZI DA SVOLGERE PER ESTESO

18. L'alluminio metallico reagisce irreversibilmente con l'ossido di piombo(IV) per dare ossido di alluminio e piombo (tutte le specie sono nello stato di aggregazione solido).

- scrivere e bilanciare l'equazione chimica, utilizzando tutte le informazioni date sopra.
- qual è il reagente limitante se all'inizio sono presenti solo Al (200.0 g) e PbO_2 (400.0 g)?
- quale numero di atomi di Pb si potrà ottenere nelle stesse condizioni?
- calcolare l'entalpia standard della reazione (facendo riferimento alla stechiometria data) sapendo che le entalpie di formazione standard di PbO_2 e Al_2O_3 sono, rispettivamente, -277.4 kJ/mol e -1675.7 kJ/mol .

a) La reazione è:



b) $n(\text{Al}) = m \cdot M = (200 \text{ g}) / (26.98 \text{ g/mol}) = 7.412 \text{ mol}$

$$n(\text{Pb}) = n(\text{Al}) \cdot 3/4 = 5.59 \text{ mol}$$

$$n(\text{PbO}_2) = m/M = (400 \text{ g}) / (239.2 \text{ g/mol}) = 1.672 \text{ mol}$$

$$n'(\text{Pb}) = n(\text{PbO}_2) = 1.672 \text{ mol} < n(\text{Pb}) \rightarrow \text{PbO}_2 \text{ è il reagente limitante}$$

c) il numero di atomi di Pb è:

$$N(\text{Pb}) = N_A \cdot n(\text{Pb}) = (6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1})(1.672 \text{ mol}) = 1.01 \cdot 10^{24} \text{ atomi.}$$

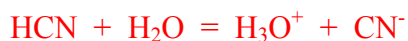
$$\mathbf{d) \Delta H^\circ = 2\Delta H^\circ_f(\text{Al}_2\text{O}_3) - 3\Delta H^\circ_f(\text{PbO}_2) = 2(-1675.7 \text{ kJ/mol}) - 3(-277.4 \text{ kJ/mol}) = -2519.2 \text{ kJ}}$$

19. Viene preparata una soluzione di acido cianidrico (HCN) di concentrazione $C_a = 0.100 \text{ mol/L}$ a 25.0°C . Sapendo che il grado di dissociazione (α) dell'acido nella soluzione è pari a $1.04 \cdot 10^{-4}$, calcolare:

- la concentrazione di ioni H_3O^+ della soluzione;
- il pH della soluzione;
- la costante di ionizzazione acida (K_a) dell'acido cianidrico.

a) Dato che $C_a \gg 10^{-7}$, possiamo trascurare l'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua:

$$C_a$$



$$C_a(1-\alpha) \qquad C_a \cdot \alpha \qquad C_a \cdot \alpha$$

$$\mathbf{a) [H_3O^+] = C_a \cdot \alpha = (0.100 \text{ mol L}^{-1}) \cdot 1.04 \cdot 10^{-4} = 1.04 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}}$$

$$\mathbf{b) pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.04 \cdot 10^{-5}) = 4.98}$$

$$\mathbf{c) K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = \frac{C_a \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0.100 \cdot (1.04 \cdot 10^{-4})^2}{1 - 1.04 \cdot 10^{-4}} = 1.1 \cdot 10^{-9}}$$

20. Considerare due soluzioni acquose *A* e *B* alla temperatura di 25.0 °C.

- a) La soluzione *A* ha un volume $V_A = 1.00$ L, esercita una pressione osmotica Π_A pari a 927 Torr. Se è stata preparata usando esclusivamente 15.6 g di un composto *X*, calcolare la massa molare di *X*.
- b) Se la soluzione *B* contiene 0.250 mol/L di saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$), cosa succede quando le due soluzioni *A* e *B* sono separate da una membrana semipermeabile?
- d) Ammettendo che la soluzione *B* abbia inizialmente un volume $V_B = 1.00$ L, quale volume di acqua ΔV devo aggiungervi affinché il fenomeno descritto al punto precedente non abbia luogo?

a) $\Pi_A = m_A \cdot R \cdot T / (M_A \cdot V_A)$

$$M_A = m_A \cdot R \cdot T / (V_A \cdot \Pi_A) = (15.6 \text{ g})(0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(298.2 \text{ K}) / [(1.00 \text{ L})(927 \text{ torr}) / (760 \text{ torr/atm})]$$
$$= 313 \text{ g/mol}$$

b) $\Pi_B = c_B RT = (0.250 \text{ mol/L})(0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(298.2 \text{ K}) = 6.12 \text{ atm}$

c) $\Pi_A = (927 \text{ torr}) / (760 \text{ torr atm}^{-1}) = 1.22 \text{ atm} < \Pi_B$

il solvente passerà attraverso la membrana semipermeabile da *A* verso *B*.

d) Sono possibili più modi di risoluzione, ad esempio:

$$\Pi'_B = \Pi_A = c'_B RT = n_B \cdot R \cdot T / (V_B + \Delta V)$$

$$\Delta V = n_B \cdot R \cdot T / \Pi_A - V_B$$

$$= [(0.250 \text{ mol})(0.08206 \text{ L atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(298.2 \text{ K})] / (1.22 \text{ atm}) - (1.00 \text{ L}) = 4.01 \text{ L}$$

21. Si consideri la molecola BeH_2 .

a) Scrivere la formula di Lewis della molecola.

b) Prevedere la geometria e la polarità della molecola sulla base della teoria VSEPR.

c) Costruire un diagramma energetico qualitativo dei livelli elettronici secondo la teoria dell'orbitale molecolare, tenendo conto che l'ordine energetico degli orbitali atomici è $E_{2p}(\text{Be}) > E_{2s}(\text{Be}) \approx E_{1s}(\text{H})$. (NB: si tenga presente l'esempio della molecola d'acqua svolto a lezione.)

d) contrassegnare i livelli/orbitali in base alla loro simmetria σ/π e in base al loro carattere di legame, antilegame o non-legame, e calcolare l'ordine di legame.

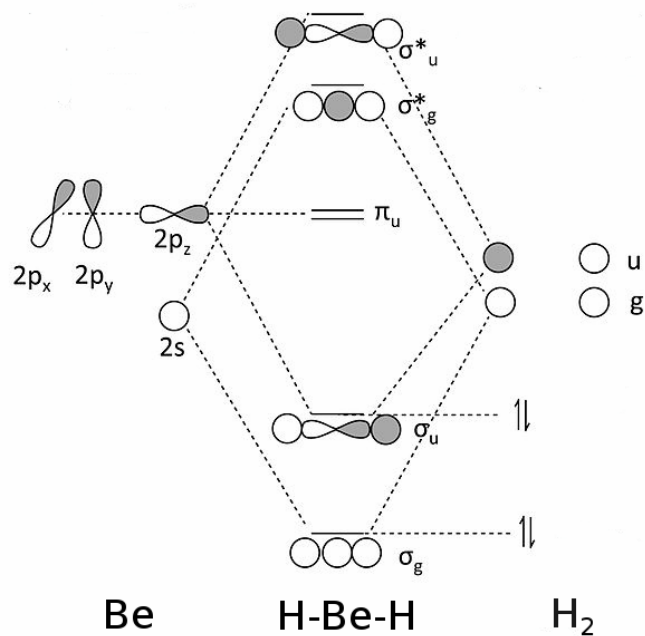
e) Dare una sommaria descrizione della struttura elettronica della molecola sulla base della teoria del legame di valenza, e sottolineare le principali differenze rispetto alla descrizione basata sulla teoria dell'orbitale molecolare (max. 10 righe!).



b) il numero sterico è 2, quindi l'angolo di legame è 180°. La molecola è apolare.

c) gli orbitali del Be interagiranno con le due combinazioni di orbitali 1s degli H. Entrambe hanno simmetria σ , ma una è simmetrica e l'altra antisimmetrica (le chiamiamo *gerade* e *ungerade* come nel caso delle funzioni d'onda VB della molecola di H_2).

La combinazione *gerade* può interagire con l'orbitale 2s, mentre quella *ungerade* interagisce con l'orbitale 2p diretto lungo l'asse internucleare. Il risultato sono due MO σ e due MO σ^* , che si dispongono rispettivamente sopra e sotto gli orbitali p diretti perpendicolarmente all'asse internucleare, che restano come MO π di non-legame.



- d) Poiché ci sono 4 elettroni di valenza in tutto, questi per il principio dell'Aufbau occuperanno completamente i due MO σ . L'ordine di legame pertanto è $(4-0)/2 = 2$.
- e) In base alla teoria del legame di valenza dalla sovrapposizione di due ibridi sp centrati sul Be e i due orbitali 1s degli idrogeni si formano due legami sigma di energia identica, al contrario di quanto risulta in base alla teoria MO. L'ordine di legame è identico nei due casi.

Costanti utili:

$R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$N = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$

¹ H 1.00794	² He 4.002602	¹ H 1.00794	² He 4.002602
³ Li 6.941	⁴ Be 9.012182	⁵ B 10.811	⁶ C 12.0107
¹¹ Na 22.989770	¹² Mg 24.3050	¹³ Al 26.981538	¹⁴ Si 28.0855
¹⁹ K 39.0983	²⁰ Ca 40.078	³¹ Ga 69.723	³² Ge 72.61
³⁷ Rb 85.4678	³⁸ Sr 87.62	⁴⁹ In 114.818	⁵⁰ Sn 118.710
⁵⁵ Cs 132.90545	⁵⁶ Ba 137.327	⁸¹ Tl 204.3833	⁸² Pb 207.2
⁸⁷ Fr (223)	⁸⁸ Ra (226)		¹¹⁴ Pb (289)
	⁸⁹ Ac (227)		
	¹⁰⁴ Rf (261)		
	¹⁰⁵ Db (262)		
	¹⁰⁶ Sg (263)		
	¹⁰⁷ Bh (262)		
	¹⁰⁸ Hs (265)		
	¹⁰⁹ Mt (266)		
	¹¹⁰ Dh (269)		
	¹¹¹ Ds (272)		
	¹¹² Uut (277)		
		⁷ N 14.00674	⁸ O 15.9994
		¹⁵ P 30.973761	¹⁶ S 32.066
		¹⁷ Cl 35.4527	¹⁸ Ar 39.948
		³³ As 74.92160	³⁴ Se 78.96
		⁵¹ Sb 121.760	⁵² Te 127.60
		⁸³ Bi 208.98038	⁸⁴ Po (209)
			⁸⁵ At (210)
			⁸⁶ Rn (222)
			¹¹⁸ Uue (293)