

Nome e cognome _____

matricola _____

CFU=6

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. Quale delle seguenti affermazioni non fa parte della descrizione delle proprietà dell'atomo data da Dalton?

- ☐ A Gli atomi di diversi elementi hanno diverse proprietà.
☐ B Tutti gli atomi di uno stesso elemento sono identici.
☒ C I nuclei degli atomi di uno stesso elemento sono identici.
☐ D Gli atomi non possono essere distrutti né creati durante un processo chimico.
☐ E I composti sono formati da atomi di elementi differenti.

2. Quale delle seguenti configurazioni è impossibile da realizzare?

- ☒ A $1s^2 1p^6 2s^2 2p^3$.
☐ B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$
☐ C $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$
☐ D $1s^2 2s^2 2p^5$
☐ E $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

3. Quale delle seguenti affermazioni è *corretta*?

- ☐ A L'energia degli orbitali molecolari può risentire dell'effetto della risonanza elettronica.
☐ B Gli orbitali molecolari descrivono coppie di elettroni che si trovano nelle regioni internucleari.
☒ C Per la teoria del legame di valenza, gli elettroni di valenza dell'acqua sono disposti su due livelli energetici.
☐ D La teoria dell'orbitale molecolare è stata sviluppata da Linus Pauling.
☐ E Secondo la teoria del legame di valenza gli elettroni sono descritti da funzioni d'onda monoelettroniche.

4. Quale delle seguenti specie è isoelettronica con lo ione ossido??

- ☐ A ione solfuro
☒ B ione nitrato
☐ C atomo di ossigeno
☐ D atomo di azoto.
☐ E atomo di fluoro.

5. Quale dei seguenti atomi ha l'elettronegatività più bassa?

- ☐ A C
☒ B K
☐ C Al
☐ D I
☐ E F

6. Cosa succede se si scioglie in acqua del cloruro di ammonio?

- ☐ A Si ottiene una soluzione neutra, trattandosi di un elettrolita forte.
☒ B Si ottiene una soluzione acida a causa della reazione con l'acqua dello ione ammonio.
☐ C Si ottiene una soluzione acida a causa della reazione con l'acqua dello ione cloruro.
☐ D Si ottiene una soluzione basica a causa della reazione con l'acqua dello ione ammonio.
☐ E Si ottiene una soluzione basica a causa della reazione con l'acqua dello ione cloruro.

7. Quale dei seguenti gas devierà maggiormente dal comportamento ideale?

- ☐ A He
☐ B O₂
☒ C SF₄
☐ D SiH₄
☐ E Ar

8. Il simbolo Δ (delta) in un'equazione chimica significa che:

- ☐ A La reazione avviene in soluzione acquosa.
- ☒ B La miscela di reazione deve essere scaldata
- ☐ C La reazione avviene in presenza di un'atmosfera ossidante.
- ☐ D I reagenti sono insolubili.
- ☐ E La reazione procede in presenza di luce.

9. Una reazione non è spontanea in condizioni standard, ma diventa spontanea a basse temperature. Quindi:

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

10. Il punto critico è:

- ☐ A La più alta temp. a cui una sostanza può sublimare
- ☐ B La più alta temp. e pressione a cui una sostanza può esistere in una fase solida e una fase gassosa distinte.
- ☐ C La temperatura e pressione in cui le fasi solida liquida e gassosa di una sostanza sono in equilibrio.
- ☒ D La più alta temp. e pressione a cui una sostanza può esistere in una fase liquida e gassosa distinte.
- ☐ E La più alta temp. e pressione a cui una sostanza può esistere in una fase liquida e solida distinte.

11. Si osserva che il volume occupato da un certo gas è superiore a quello previsto dalla legge dei gas. La causa è:

- ☐ A la presenza di forze intermolecolari.
- ☐ B l'asimmetria della geometria molecolare
- ☒ C il volume delle molecole.
- ☐ D la massa delle molecole.
- ☐ E la velocità delle molecole.

12. Quale delle seguenti equazioni definisce l'entalpia di formazione standard del cloruro di alluminio?

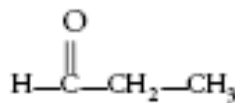
- ☐ A $\text{Al(s)} + 3\text{Cl(g)} \rightarrow \text{AlCl}_3\text{(s)}$
- ☐ B $\text{Al(g)} + 3\text{Cl(g)} \rightarrow \text{AlCl}_3\text{(s)}$
- ☒ C $\text{Al(s)} + 1.5 \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{AlCl}_3\text{(s)}$
- ☐ D $\text{Al(s)} + \text{Cl}_2\text{(s)} \rightarrow \text{AlCl}_3\text{(s)}$
- ☐ E $\text{Al(g)} + 1.5 \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{AlCl}_3\text{(s)}$

13. Sciogliendo del cloruro di ammonio in acqua si osserva un raffreddamento della soluzione. Se ne deduce che:

- ☐ A Gli ioni ammonio e cloruro hanno un'energia di idratazione elevata.
- ☐ B Il cloruro di ammonio dà una soluzione acquosa ideale.
- ☐ C Il processo di dissoluzione del cloruro di ammonio è esotermico..
- ☐ D Il cloruro di ammonio ha una bassa energia reticolare.
- ☒ E Per aumentare la solubilità del cloruro di ammonio si deve aumentare la temperatura.

14. Che tipo di composto è quello mostrato a lato?

- ☐ A alcol
- ☐ B acido
- ☒ C aldeide
- ☐ D chetone
- ☐ E alcano



15. Quale dei seguenti equilibri non sarà perturbato da una variazione di pressione?

- ☒ A $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} = 2\text{HI(g)}$
- ☐ B $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} = \text{COCl}_2\text{(g)}$
- ☐ C $\text{PCl}_5\text{(g)} = \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$
- ☐ D $\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} = 2 \text{NH}_3\text{(g)}$
- ☐ E $\text{CH}_4\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)} = 2 \text{CO(g)} + 2 \text{H}_2\text{(g)}$

16. Scegliere le condizioni che porteranno alla maggiore concentrazione di N_2 disciolta in acqua.

- ☐ A Pressione parziale $\text{N}_2 = 1.0 \text{ atm}$, temperatura dell'acqua = 25°C .
- ☐ B Pressione parziale $\text{N}_2 = 0.5 \text{ atm}$, temperatura dell'acqua = 55°C .
- ☒ C Pressione parziale $\text{N}_2 = 2.0 \text{ atm}$, temperatura dell'acqua = 25°C .
- ☐ D Pressione parziale $\text{N}_2 = 2.0 \text{ atm}$, temperatura dell'acqua = 85°C .
- ☐ E Pressione parziale $\text{N}_2 = 1.0 \text{ atm}$, temperatura dell'acqua = 85°C .

17. Scrivere i nomi dei seguenti composti.

KCl	_____	cloruro di potassio
HI	_____	acido iodidrico (ioduro di idrogeno)
SO ₂	_____	biossido di zolfo
CuCO ₃	_____	carbonato di rame(II)

18. Scrivere le formule dei seguenti composti:

ossido di sodio	_____	Na ₂ O	pentossido di dicloro	_____	Cl ₂ O ₅
bisolfato di ammonio	_____	NH ₄ HSO ₄	cloruro di ferro (III)	_____	FeCl ₃

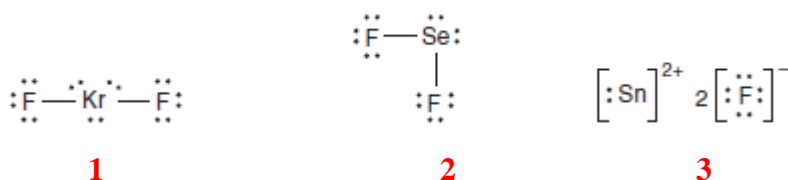
PARTE 2: ESERCIZI DA SVOLGERE PER ESTESO

19. Considerare i seguenti composti:

1. KrF₂; 2. SeF₂ 3. SnF₂.

- a) Scrivere la formula di Lewis di tutti i composti indicati
 b) Determinarne la geometria molecolare, stimando gli angoli di legame nei casi in cui questo sia possibile.
 c) Ordinare i tre composti in ordine di temperatura di fusione crescente spiegando brevemente la propria risposta.

a) le formule di Lewis sono:



b)

KrF₂: la geometria è lineare, con momento di dipolo zero

SeF₂: la geometria è piegata, con angolo di legame <109.47, e momento di dipolo diretto lungo la bisettrice dell'angolo F-Se-F

SnF₂ non si prevede una geometria molecolare, in quanto si tratta di un composto ionico.

- c) In base a quanto specificato nel punto precedente, le molecole di KrF₂ esclusivamente con forze di London, mentre quelle di SeF₂ interagiranno anche con interazioni dipolo-dipolo. Gli ioni di SnF₂ interagiranno invece con interazioni coulombiane. Pertanto, l'ordine della temperatura di fusione è $1 < 2 < 3$,

20. Una quantità pari a 2.430 g di un gas ignoto C_xH_yF_z, con una composizione ponderale del 36.7 %, di C e del 6.10 % di H, occupa lo stesso volume occupato nelle medesime condizioni di pressione e temperatura da una quantità di ossigeno di massa pari a 1.180 g.

Determinare: a) le moli di gas ignoto c) la massa molare del gas ignoto; b) la formula molecolare del gas ignoto.

a) per la legge di Avogadro

$$V(\text{O}_2) = V(\text{X}) \rightarrow n(\text{O}_2) = n(\text{X})$$

perciò

$$n(X) = n(\text{O}_2) = m(\text{O}_2) / M(\text{O}_2) = (1.180 \text{ g}) / (32.0 \text{ g/mol}) = 3.69 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M(X) = m(X) / n(X) = (2.430 \text{ g}) / (3.69 \cdot 10^{-2} \text{ mol}) = 65.90 \text{ g/mol}$$

in 100 g di composto:

$$m(\text{F}) = 100 \text{ g} - m(\text{C}) - m(\text{H}) = 100 \text{ g} - 36.7 \text{ g} - 6.10 \text{ g} = 57.54 \text{ g}$$

$$n(\text{C}) = m(\text{C}) / M(\text{C}) = (36.37 \text{ g}) / (12.06 \text{ g/mol}) = 3.03 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = m(\text{H}) / M(\text{H}) = (6.10 \text{ g}) / (1.008 \text{ g/mol}) = 6.05 \text{ mol}$$

$$n(\text{F}) = m(\text{F}) / M(\text{F}) = (57.54 \text{ g}) / (18.998 \text{ g/mol}) = 3.03 \text{ mol}$$

la formula molecolare è un multiplo della formula bruta: $(\text{CH}_2\text{F})_x$

$$x = M(X) / [M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{F})] = (65.90 \text{ g/mol}) / (33.02 \text{ g/mol}) \approx 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{F}_2$$

21. Determinare il punto di ebollizione di una soluzione preparata sciogliendo 15.00 g di NaCl in 250.0 g di H_2O . Assumere $K_b = 0.512 \text{ K kg mol}^{-1}$.

$$n(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / M(\text{NaCl}) = (15.00 \text{ g}) / (58.44 \text{ g mol}^{-1}) = 2.567 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) / m(\text{H}_2\text{O}) \cdot 10^3 = (2.567 \cdot 10^{-1} \text{ mol}) (250.0 \text{ g} \cdot 10^{-3} \text{ kg/g}) = 1.0268 \text{ mol/kg}$$

poiché NaCl dissocia in $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ completamente (elettrolita forte):

$$b_m(\text{tot}) = b_m(\text{Na}^+) + b_m(\text{Cl}^-) = 2 b_m(\text{NaCl})$$

$$\Delta T = K_b \cdot 2 \cdot b_m(\text{NaCl}) = 2 \cdot (0.512 \text{ K kg mol}^{-1}) \cdot (1.0268 \text{ mol/kg}) = 1.051 \text{ K}$$

$$T_{\text{eb}} = 273.15 \text{ K} + 1.05 \text{ K} = 274.20 \text{ K}$$

22. Data una soluzione di concentrazione molare $c = 0.50 \text{ mol/L}$ di un composto **B**, che è una base di Bronsted con $K_b = 6.3 \cdot 10^{-4}$, calcolare:

- a) il grado di ionizzazione α della base **B**
- b) la concentrazione di ioni H_3O^+ nella soluzione
- c) il pH della soluzione.

data la concentrazione elevata della base, trascuriamo il contributo dell'autoionizzazione dell'acqua. ciò consente di assumere che all'equilibrio $[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] = c\alpha$

conc. iniziali:	c				
	B	+	H_2O	=	BH ⁺ + OH ⁻
conc. equilibrio:	$c(1 - \alpha)$				$c\alpha$ $c\alpha$

dato il basso valore di K_b :

$$K_b = C\alpha^2 / (1 - \alpha) \approx C\alpha^2$$

$$\text{a) } \alpha = (K_b / C)^{1/2} = (6.3 \cdot 10^{-4} / 0.50)^{1/2} = 3.5 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{b) } [\text{OH}^-] = C\alpha = (0.50 \text{ mol L}^{-1})(3.5 \cdot 10^{-2}) = 1.75 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{3) } \text{pOH} = 1.76 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12.24$$