

CHIMICA GENERALE E INORGANICA

Argomenti per la prova orale 2019/2020

1. Miscele (eterogenee, omogenee) e sostanze pure

2. Elementi e composti; atomi e molecole

3. La teoria atomistica

Leggi di Lavoisier, di Proust e di Gay-Lussac, ipotesi di Dalton, legge delle proporzioni multiple, ipotesi di Avogadro.

Particelle subatomiche. Il numero atomico e il numero di massa. Isotopi. L'unità di massa atomica.

La massa atomica relativa. La mole. Identità numerica di massa atomica relativa e massa molare.

La tavola periodica: periodi e gruppi, nomenclatura.

4. Composizione chimica

Percentuali in massa, formula minima, formula molecolare.

5. Bilanciamento delle reazioni chimiche non di ossidoriduzione

Bilancio di massa e di carica.

6. Ossidazione e riduzione

Elettronegatività di Pauling e di Mulliken. I numeri di ossidazione e la loro determinazione. Il bilanciamento delle reazioni redox.

7. L'equivalente

Equivalenti di ossidante/riducente, di acido/base, di sale

8. Nomenclatura inorganica

9. Tipi di legame

Legame covalente, ionico e metallico.

10. Il legame chimico I

Le strutture di Lewis. Gli elettroni di valenza. Doppietti di legame e di non legame. La regola dell'ottetto. Specie ipervalenti. Determinazione delle strutture di Lewis: computo degli elettroni di valenza, scelta dell'atomo centrale, distribuzione degli elettroni, computo e minimizzazione della carica formale, formule limite di risonanza, ordine di legame. Metodo VSEPR per la determinazione della struttura molecolare.

Approfondimenti: La struttura dell'atomo in prospettiva storica: gli esperimenti di Thomson sui raggi catodici – esistenza, natura corpuscolare e rapporto e/m dell'elettrone. Il modello atomico "plum pudding". L'esperimento della goccia d'olio di Millikan: la carica assoluta dell'elettrone. L'esperimento del foglio d'oro di Rutherford – il modello nucleare dell'atomo.

11. La struttura dell'atomo secondo la meccanica quantistica

Lo spettro elettromagnetico. L'emissione del corpo nero. L'effetto fotoelettrico. Gli spettri a righe di emissione e di assorbimento. La quantizzazione dell'energia. L'atomo di Bohr e suoi limiti. Il principio di indeterminazione di Heisenberg. Il concetto di probabilità di trovare l'elettrone in una regione dello spazio. La funzione d'onda. De Broglie: dualità onda-particella. L'equazione di Schrödinger.

Approfondimenti: la soluzione dell'equazione di Schrödinger per la particella nella scatola monodimensionale.

12. L'atomo di idrogeno e gli ioni idrogenoidi

Le soluzioni dell'equazione di Schrödinger per l'atomo/ione monoelettronico. Parte radiale e parte angolare della funzione d'onda. I numeri quantici n , l , m_l e loro relazioni. Orbitali 1s, 2s e 3s. Nodi totali, nodi radiali, nodi angolari.

Orbitali atomici di tipo p, d ed f. Parte radiale e parte angolare.

Lo spin dell'elettrone. Il numero quantico momento di spin.

13. Atomi polielettronici

La carica nucleare efficace. La capacità di penetrazione. Modello a gusci dell'atomo. Diagramma dei livelli per atomi polielettronici. Principio dell'Aufbau. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund.

14. Proprietà periodiche

Dimensioni degli atomi, raggio atomico – andamento ed eccezioni. Energia di ionizzazione, raggi ionici, affinità elettronica, elettronegatività, tipi di legame.

15. Il legame chimico II

Teoria LCAO-MO. La molecola di idrogeno, gli orbitali molecolari σ di legame e di antilegame. L'ordine di legame. Criteri per determinare l'esistenza di una molecola stabile. Gli orbitali molecolari σp e πp . Schema dei livelli energetici per molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Paramagnetismo ed ordine di legame della molecola di ossigeno. Ione superossido e perossido. La molecola di HF.

La teoria VB e confronto con la teoria MO. Gli orbitali ibridi. Schemi di ibridizzazione di alcune semplici molecole (metano, acqua, ammoniaca, etano, etene, etino, specie ipervalenti: molecole ibridizzate sp^3d e sp^3d^2)

16. Lo stato gassoso

Il gas ideale o perfetto. Legge di Boyle. Comprimibilità isoterma. Legge di Charles e Gay-Lussac. La legge di Amontons. La scala di temperatura del gas perfetto. Trasformazioni isobare, isocore, isoterme. La legge di Dalton delle pressioni parziali.

Teoria cinetica dei gas. Derivazione della relazione tra energia cinetica media e temperatura per un gas ideale monoatomico.

Enunciazione e commento della distribuzione di Maxwell-Boltzmann delle velocità molecolari. Velocità, modale, media, radice quadrata della velocità quadratica media. Effusione: legge di Graham.

Gas reali. Fattori di compressione. Isoterme di un gas reale nel piano p-V: CO_2 . Punto critico e variabili critiche. Campana di Andrews. Condensazione del vapore. Equazione di Van der Waals. Costruzione di Maxwell.

Approfondimenti: Calcolo delle variabili critiche e della temperatura di Boyle a partire dall'equazione di van der Waals.

17. Interazioni intermolecolari

Definizione e classificazione. L'interazione ione-dipolo e dipolo-dipolo, permanente o indotto. Forze di dispersione di London. Il ponte a idrogeno. HF, acqua, struttura secondaria delle proteine.

18. Le definizioni di concentrazione

Percentuale in massa, percentuale massa su volume, percentuale in volume, frazione molare, percentuale atomica, molarità, normalità, molalità, volumi (H_2O_2)

19. L'equilibrio chimico

La legge di azione di massa. Definizione di K_p e K_c . Costanti per equilibri in fase eterogenea. Significato di K_{eq} . K_{eq} per la reazione inversa. Conversione tra K_p e K_c . Principio di Le Chatelier. Influenza delle variazioni di concentrazione, di temperatura e di pressione sull'equilibrio chimico.

20. Il pH

Derivazione delle espressioni risolutive per il calcolo del pH di acidi e basi forti, anche diluiti, in soluzione. Il pH di soluzioni di acidi e basi deboli. L'idrolisi dei sali. Le soluzioni tampone. Le titolazioni acido base.

21. I sali poco solubili

Solubilità e prodotto di solubilità. L'effetto dello ione comune.

22. Termodinamica chimica

Energia, calore e lavoro

Prima legge della termodinamica. Energia interna come funzione di stato. Lavoro di pressione-volume. Approfondimenti: Valutazione di q e w per un'espansione libera, un'espansione isoterma contro una pressione costante, un'espansione isoterma reversibile del gas ideale.

Calore scambiato a volume costante e a pressione costante: definizione di entalpia. Diagrammi entalpici. Legge di Hess. Entalpia standard di formazione, di reazione, di transizione di fase. Ciclo di Born-Haber.

Approfondimenti: Calore specifico e capacità termica. Capacità termica a volume costante e a pressione costante.

Seconda legge della termodinamica. Definizione termodinamica di entropia (Clausius). Entropia assoluta e terza legge della termodinamica. Calcolo dell'entropia standard di reazione.

L'energia libera di Gibbs. Criteri di spontaneità di una reazione chimica.

Definizione statistica di entropia (Boltzmann) e dimostrazione della sua equivalenza con la definizione termodinamica per l'espansione del gas ideale.

Enunciazione e commento della relazione tra costante di equilibrio e variazione di energia libera di Gibbs standard.

Approfondimenti: Derivazione della relazione esistente tra costante di equilibrio e

variazione di energia libera di Gibbs standard. Dipendenza dalla temperatura della costante di equilibrio: l'equazione di Van't Hoff.

23. Diagrammi di fase p, T per un componente puro

Curve di equilibrio di fase solido-liquido, liquido-vapore e solido-vapore. Enunciazione e commento della regola delle fasi. Diagramma di fase del biossido di carbonio, dell'acqua e dello iodio. Variabili critiche, fluidi supercritici.

24. Diagrammi di fase per miscele a due componenti entrambi volatili

Diagrammi p - composizione, legge di Raoult. Composizione del vapore in equilibrio con il liquido. Deviazioni dall'idealità. Diagrammi T -composizione. Distillazione. Miscele azeotropiche.

25. Proprietà colligative

Miscele a due componenti di cui uno non volatile. L'abbassamento relativo della tensione di vapore. Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico (anche visti con i diagrammi potenziale-chimico vs temperatura – “Perché il DT ebullioscopico è più piccolo di quello crioscopico a parità di concentrazione?” – e con i diagrammi di fase nel piano pT). Pressione osmotica.

26. Elettrochimica

Celle galvaniche (pile). Esempi di celle galvaniche e nomenclatura delle parti (anodo, catodo, ponte salino, ecc), forza elettromotrice. Potenziale standard di riduzione. Elettrodo standard a idrogeno. Serie elettrochimica dei potenziali di riduzione. Misura della fem standard di cella. Relazione tra ΔE^0 , ΔG^0 e K_{eq} . Criteri di spontaneità. Comportamento dei metalli nei confronti degli acidi. Combinazione dei ΔE di semireazione. Dipendenza della fem dalla concentrazione. Enunciazione e commento dell'equazione di Nernst. Le celle a concentrazione. Le pile commerciali. Pila a secco, pila alcalina, pila argento-zinco, accumulatore al piombo, pile al litio, celle a combustibile. Corrosione e protezione dalla corrosione.

Approfondimenti: Derivazione dell'equazione di Nernst.

L'elettrolisi. Leggi di Faraday. La sovratensione. Processi elettrolitici industriali: elettrorefinazione, electroplating, il processo cloro-soda.

27. Cinetica delle reazioni chimiche

La velocità di reazione. L'ordine di reazione. Reazioni di ordine zero, del primo e del secondo ordine in forma differenziale ed integrale. Tempo di dimezzamento.

La teoria delle collisioni. L'energia di attivazione. Lo stato di transizione. Il complesso attivato. Il profilo di reazione. Effetto della temperatura sulla velocità di reazione. L'equazione di Arrhenius. Meccanismi di reazione. Processi elementari. Il rate-determining step. Catalizzatori.