

# Sommario

## 1 Teoria atomica e leggi quantitative

- 1.1 La struttura della materia: atomi ed elementi
- 1.2 Simbologia chimica
- 1.3 Coefficienti stechiometrici e bilanciamento
- 1.4 Le prime leggi della chimica
  - 1.4.1 Legge della conservazione della massa di Lavoisier (1789)
  - 1.4.2 Legge delle proporzioni definite e costanti (Proust 1799)
  - 1.4.3 Legge delle proporzioni multiple (Dalton 1803)
  - 1.4.4 Legge dei rapporti volumetrici gassosi definiti e costanti (Gay Lussac 1808)
- 1.5 Pes atomici e molecolari relativi: l'unità di massa atomica
- 1.6 Nuclidi: numero atomico Z e numero di massa A
- 1.7 La mole ed il Peso molare
- 1.8 Il numero di Avogadro
- 1.9 Calcolo delle quantità che reagiscono
- 1.10 Composizione percentuale e formula di un composto
- 1.11 Esercizi
  - 1.11.1 Bilanciamento
  - 1.11.2 Pes (masse) relativi ed assoluti
  - 1.11.3 Mole, Peso molare e numero di Avogadro
  - 1.11.4 Elementi, Nuclidi (isotopi, isobari, isotoni) e Ioni
  - 1.11.5 Rapporti stechiometrici numerici e ponderali
  - 1.11.6 Quantità che reagiscono e reagente limitante
  - 1.11.7 Conversione 'composizione percentuale/formula'

## 2 Modelli atomici classici

- 2.1 La struttura interna dell'atomo
- 2.2 I modelli atomici di Thomson e Rutherford

## 3 La radiazione elettromagnetica

- 3.1 Modello ondulatorio e corpuscolare a confronto
- 3.2 Le onde elettromagnetiche
- 3.3 I parametri di un'onda e lo spettro elettromagnetico
- 3.4 Spettri di emissione e di assorbimento
- 3.5 I quanti di radiazione: fotoni

## 4 Modelli atomici quantistici semiclassici

- 4.1 Il modello atomico di Bohr
- 4.2 Conferme sperimentali del modello di Bohr
- 4.3 Il modello di Bohr-Sommerfeld: numero quantico secondario /
- 4.4 Il numero quantico magnetico m
- 4.5 Numero quantico di spin e principio di esclusione di Pauli

## 5 Modelli atomici quanto-meccanici

- 5.1 La natura ondulatoria della materia: De Broglie
- 5.2 Natura ondulatoria della materia: interpretazione probabilistica
- 5.3 La meccanica ondulatoria di Schrödinger
- 5.4 La meccanica matriciale di Heisenberg
  - 5.4.1 Il principio di indeterminazione di Heisenberg
- 5.5 L'equazione relativistica di Dirac
- 5.6 Meccanica quantistica: interpretazioni
  - 5.6.1 Il microscopio di Heisenberg
  - 5.6.2 Principio di complementarietà e interpretazione di Copenaghen
  - 5.6.3 La probabilità quantistica ed il microscopio di Feynman
  - 5.6.4 L'effetto tunnel
  - 5.6.5 Il gatto di Schrödinger ed il principio di sovrapposizione degli stati
  - 5.6.6 Paradosso EPR: Entanglement e Nonlocalità
  - 5.6.7 La disuguaglianza di Bell e l'esperimento di Aspect
  - 5.6.8 Conclusioni

## 6 Struttura atomica e caratteristiche chimiche

- 6.1 Il riempimento degli orbitali
  - 6.1.1 Principio di minima energia

- 6.1.2 Principio di esclusione di Pauli
- 6.1.3 Principio di massima molteplicità di Hund
- 6.2 Configurazioni elettroniche e Strutture di Lewis degli elementi
- 6.3 Metalli e non metalli
- 6.4 Energia di prima ionizzazione
- 6.5 Affinità elettronica
- 6.6 Altre informazioni utili nella tabella periodica

## **7 I legami chimici**

- 7.1 Il legame covalente: Teoria di Lewis
  - 7.1.1 Raggio covalente
  - 7.1.2 Legame dativo e promozione elettronica
  - 7.1.3 La geometria delle molecole: teoria VSEPR
  - 7.1.4 Legame covalente polare: elettronegatività e momento di dipolo
  - 7.1.5 Molecole con elettroni spaiati e paramagnetismo
  - 7.1.6 Strutture di Lewis molecolari e carica formale
- 7.2 Il Legame covalente: Teoria del legame di valenza (VB)
  - 7.2.1 Ibridazione orbitale
  - 7.2.2 Risonanza o mesomeria
  - 7.2.3 Delocalizzazione elettronica
  - 7.2.4 Regole di risonanza
  - 7.2.5 Criteri di stabilità delle strutture risonanti
  - 7.2.6 Due esempi di risonanza: il gruppo carbossilico ed il gruppo peptidico
- 7.3 Il legame covalente: Teoria dell'Orbitale Molecolare (MO)
- 7.4 Legame ionico
- 7.5 Legame metallico
- 7.6 Legami intermolecolari e forze di van der Waals
  - 7.6.1 Forze di Keesom o interazioni dipolo-dipolo (effetto di orientazione)
  - 7.6.2 Forze di Debye o interazioni dipolo permanente-dipolo indotto (effetto di induzione)
  - 7.6.3 Forze di London o interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto (effetto di dispersione)
  - 7.6.4 Repulsione di van der Waals a corto raggio e potenziale di Lennard-Jones
  - 7.6.5 Interazioni tra ioni e molecole neutre

## **8 Costruzione dei composti e nomenclatura chimica**

- 8.1 Numero di ossidazione (nox) o stato di ossidazione (stox)
- 8.2 Regole per la costruzione dei composti binari
- 8.3 Principali composti binari
  - 8.3.1 Idruri
  - 8.3.2 Perossidi
  - 8.3.3 Ossidi
  - 8.3.4 Idracidi
- 8.4 Composti ternari: Ossiacidi ed Idrossidi
  - 8.4.1 Acidi
  - 8.4.2 Idrossidi
- 8.5 I Sali
  - 8.5.1 Processi di salificazione
  - 8.5.2 Dissociazione dei Sali
  - 8.5.3 Sali idratati
  - 8.5.4 Sali doppi
  - 8.5.5 Sali complessi
- 8.6 Composti complessi e agenti complessanti
  - 8.6.1 Nomenclatura dei complessi

## **9 Isomeria**

- 9.1 Isomeria costituzionale
  - 9.1.1 isomeria di catena
  - 9.1.2 Isomeria di posizione
  - 9.1.3 Isomeria di gruppo funzionale
- 9.2 Stereoisomeria
  - 9.2.1 Isomeria conformazionale
  - 9.2.2 Isomeria configurazionale

## **10 Stechiometria**

- 10.1 Bilanciamento delle reazioni chimiche
- 10.2 Reazioni di ossidoriduzione
- 10.3 Strategia di bilanciamento delle reazioni redox in forma molecolare
  - 10.3.1 Bilanciamento con numeri di ossidazione frazionari
  - 10.3.2 Reazioni redox di dismutazione o disproporzionamento
  - 10.3.3 Redox con più di due elementi che variano il nox
- 10.4 Strategia di bilanciamento di reazioni redox in forma ionica netta
- 10.5 Trasformazione di una redox proposta in forma molecolare in una redox in forma ionica
- 10.6 Rapporti ponderali: calcolo delle quantità che reagiscono

## **11 Stato gassoso**

- 11.1 Le leggi dei gas
  - 11.1.1 Legge di Boyle
  - 11.1.2 Legge di Charles o 1<sup>a</sup> legge di Gay-Lussac
  - 11.1.3 2<sup>a</sup> legge di Gay-Lussac
  - 11.1.4 Equazione di stato dei gas perfetti (Clapeyron)
  - 11.1.5 Equazione di stato dei gas reali (van der Waals)
- 11.2 Cenni di teoria cinetica dei gas
  - 11.2.1 Distribuzione delle velocità - Maxwelliana
- 11.3 Legge di Graham
- 11.4 Legge di Dalton o delle pressioni parziali
- 11.5 Temperatura critica

## **12 Stato liquido**

- 12.1 Diffusione ed entropia
- 12.2 Evaporazione e tensione di vapore
- 12.3 Ebollizione
- 12.4 Diagramma di stato

## **13 Soluzioni**

- 13.1 Concentrazione di una soluzione
- 13.2 Solubilità
- 13.3 Elettroliti, non-elettroliti e grado di dissociazione
- 13.4 Osmosi e Pressione osmotica
- 13.5 Legge di Raoult
  - 13.5.1 Regola della leva
  - 13.5.2 Distillazione e diagramma lenticolare
  - 13.5.3 Soluzioni non ideali: deviazioni dalla legge di Raoult e azeotropi
- 13.6 Innalzamento ebullioscopico ed abbassamento crioscopico
- 13.7 Proprietà colligative

## **14 Cinetica chimica**

- 14.1 Velocità di reazione
- 14.2 Ordine, moleolarità e meccanismo di reazione
  - 14.2.1 Reazioni di primo ordine (cinetica di primo ordine)
  - 14.2.2 Reazioni di secondo ordine (cinetiche di secondo ordine)
  - 14.2.3 Reazioni di ordine zero (cinetiche di ordine zero)
- 14.3 Determinazione dell'ordine di reazione
  - 14.3.1 Metodo dell'isolamento
  - 14.3.2 Metodo delle velocità iniziali
  - 14.3.3 Metodo dei tempi di dimezzamento.
  - 14.3.4 Uso dell'equazione cinetica integrata
- 14.4 Costante di velocità specifica ed equazione di Arrhenius
  - 14.4.1 Determinazione dei parametri di Arrhenius
  - 14.4.2 Teoria degli Urti
  - 14.4.3 Teoria dello Stato di Transizione
  - 14.4.4 Altri fattori che influenzano la velocità di una reazione

## **15 Equilibrio chimico**

- 15.1 Legge di azione di massa (legge di Guldberg-Waage)
  - 15.1.1 Costante di equilibrio ( $K_c$   $K_p$   $K_n$   $K_x$ )
  - 15.1.2 Posizione del punto di equilibrio
  - 15.1.3 Calcolo delle concentrazioni di equilibrio e Quoziente di reazione
- 15.2 Equilibri chimici omogenei ed eterogenei
- 15.3 Modificazioni di un equilibrio chimico: il principio di Le Chatelier

## 16 Equilibri di dissociazione ionica

- 16.1 Il prodotto ionico dell'acqua
- 16.2 pH e pOH
- 16.3 Calcolo del pH
  - 16.3.1 Calcolo pH per acidi e basi forti
  - 16.3.2 pH in soluzioni molto diluite di acidi (e basi) forti
  - 16.3.3 pH in soluzioni di acidi e basi deboli:  $k_a$  e  $k_b$  ( $pK_a$  e  $pK_b$ )
  - 16.3.4 Metodo semplificato per il calcolo del pH di acidi e basi deboli
  - 16.3.5 Calcolo del pH di acidi e basi deboli molto diluiti e/o molto deboli.
  - 16.3.6 pH in soluzioni di acidi e basi deboli poliprotici
- 16.4 Indicatori di pH
- 16.5 Idrolisi salina ed equilibrio di idrolisi
  - 16.5.1 Idrolisi basica
  - 16.5.2 Idrolisi acida
  - 16.5.3 Idrolisi acida di un catione metallico
  - 16.5.4 L'idrolisi come reazione acido-base di Brønsted
  - 16.5.5 Idrolisi neutra
  - 16.5.6 Idrolisi di un sale derivante da un acido debole e da una base debole
  - 16.5.7 Idrolisi di elettroliti anfoteri (anfolti)
- 16.6 Soluzioni tampone
  - 16.6.1 Equazione di Henderson-Hasselbach
  - 16.6.2 Meccanismo d'azione di una soluzione tampone
  - 16.6.3 Capacità tampone  $\beta$  ed efficienza di una soluzione tampone
  - 16.6.4 Limiti di applicabilità della relazione di Henderson-Hasselbach
  - 16.6.5 Calcolo delle concentrazioni delle specie chimiche di un tampone a pH noto
  - 16.6.6 Calcolo della  $K_a$  al punto di semiequivalenza
- 16.7 Elettroliti anfoteri in soluzione
- 16.8 Equilibri di solubilità e prodotto di solubilità  $K_{ps}$ 
  - 16.8.1 Effetto dello ione comune
  - 16.8.2 Equilibrio di solubilità e precipitazione
  - 16.8.3 Equilibrio di solubilità, idrolisi e pH
- 16.9 Equilibri di complessazione e costante di formazione dei complessi.
  - 16.9.1 Competizione tra equilibrio di complessazione ed equilibrio di solubilità
  - 16.9.2 Equilibrio di complessazione e pH
- 16.10 Teorie Acido-base
  - 16.10.1 Acidi e basi secondo Arrhenius
  - 16.10.2 Acidi e basi secondo Brønsted
  - 16.10.3 Acidi e basi secondo Lewis
- 16.11 Titolazione Acido-base
- 16.12 Curve di titolazione
  - 16.12.1 Curva di Titolazione di un acido forte con una base forte
  - 16.12.2 Curva di Titolazione di una base forte con un acido forte
  - 16.12.3 Curva di Titolazione di un acido debole monoprotico con una base forte
  - 16.12.4 Curva di Titolazione di un acido debole poliprotico con una base forte
- 16.13 Forza ionica e attività

## 17 Elettrochimica: celle galvaniche

- 17.1 Celle galvaniche (pile)
  - 17.1.1 La pila Daniell
- 17.2 Rappresentazione schematica delle semicelle e diagramma di cella
- 17.3 Classificazione delle semicelle
  - 17.3.1 Semicelle di prima specie (elettrodo Metallo-Ione metallico)
  - 17.3.2 Semicelle di seconda specie (elettrodo Metallo-Sale insolubile-Anione)
  - 17.3.3 Semicelle redox
  - 17.3.4 Semicelle a gas
- 17.4 Potenziale di elettrodo
  - 17.4.1 Elettrodo standard ad idrogeno
  - 17.4.2 Potenziali standard di riduzione
  - 17.4.3 Serie elettrochimica
  - 17.4.4 Proprietà dei potenziali di riduzione  $E^\circ$
- 17.5 Equazione di Nernst

- 17.5.1 Potenziali dell'Idrogeno e dell'Ossigeno in funzione del pH
- 17.6 Applicazioni dell'equazione di Nernst
  - 17.6.1 Pile a concentrazione
  - 17.6.2 Analisi potenziometriche
  - 17.6.3 Relazione tra  $K_{eq}$  e  $E^\circ$  cella)
  - 17.6.4 Relazione tra  $K_{eq}$  ed  $E^\circ$  per reazioni non-redox
- 17.7 Lavoro eseguito da una pila

## **18 Elettrochimica: celle elettrolitiche**

- 18.1 Elettrolisi di sali fusi
- 18.2 Elettrolisi di una soluzione contenente più ioni (precedenza di scarica)
- 18.3 Tensione di decomposizione
- 18.4 Sovratensione
  - 18.4.1 Applicazioni dei fenomeni di sovratensione
  - 18.4.2 Cause dei fenomeni di sovratensione
- 18.5 Le leggi di Faraday
- 18.6 Equivalente elettrochimico
- 18.7 Fenomeni elettrochimici di interesse pratico

## **19 Elementi di termodinamica chimica**

- 19.1 I sistemi termodinamici
- 19.2 Funzioni di stato e di percorso
- 19.3 Energia interna ( $E$ )
  - 19.3.1 Variazioni dell'energia interna  $E$  di un sistema chimico
- 19.4 Entalpia ( $H$ ) e termochimica
  - 19.4.1 Legge di Lavoisier-Laplace (1780)
  - 19.4.2 Legge di Hess (1840)
- 19.5 Entropia ( $S$ ), Energia libera ( $G$ ) e criteri di spontaneità
- 19.6 Previsioni sulla spontaneità di una reazione
- 19.7 Energia libera e sistemi all'equilibrio
  - 19.7.1 Transizioni di fase: Regola di Trouton
  - 19.7.2 Transizioni di fase: Equazione di Clausius-Clapeyron
  - 19.7.3 Equazione di Clausius-Clapeyron e Legge di Henry
  - 19.7.4 Equazione di Clausius-Clapeyron e Legge di Raoult
  - 19.7.5 Energia libera e costante di equilibrio
  - 19.7.6 Equazione di Eyring (calcolo della costante cinetica)
- 19.8 Relazione tra  $\Delta G^\circ$  e  $E^\circ$
- 19.9 Dipendenza delle funzioni di stato dalla Temperatura: Calore Specifico
  - 19.9.1 Dipendenza dell'Energia interna da  $T$
  - 19.9.2 Dipendenza dell'Entalpia da  $T$ : equazione di Kirchhoff
  - 19.9.3 Dipendenza dell'Entropia da  $T$
  - 19.9.4 Dipendenza dell'Energia Libera da  $T$
- 19.10  $\Delta G^\circ$  e  $\Delta S^\circ$  di mescolamento
- 19.11 La costante di equilibrio  $K$  per temperature diverse da  $25^\circ\text{C}$  – Equazione di van't Hoff

## **20 Appendici**

- 20.1 Costanti di dissociazione acida e basica (a  $25^\circ\text{C}$ )
- 20.2 Prodotti di solubilità (ordinati per anione) (a  $25^\circ\text{C}$ )
- 20.3 Prodotti di solubilità (ordinati per catione) (a  $25^\circ\text{C}$ )
- 20.4 Costanti di formazione dei complessi (a  $25^\circ\text{C}$ )
- 20.5  $pK$  di formazione parziali dei complessi (a  $25^\circ\text{C}$ )
- 20.6 Funzioni termodinamiche di formazione ( $\Delta H^\circ_f - \Delta G^\circ_f - S^\circ$ )
- 20.7 Potenziali Standard di riduzione in volt (a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm)
- 20.8 Elementi chimici (massa, configurazione elettronica, nox, etimo)
- 20.9 Costanti fondamentali
- 20.10 Unità di misura
- 20.11 Nomenclatura