

RÉUSSIR LE PCENT

Chimie générale

S. D. Bresnick



Éditions Pradel

Éditions Pradel

Chimie générale

S.D. Bresnick

Préface

Chimie Générale est un manuel d'étude facile à lire, performant et spécialement élaboré pour l'étude de la chimie générale pendant la première année d'études supérieures. Il aborde les sujets essentiels de la chimie générale en apportant une quantité considérable d'informations en seulement 168 pages.

Sa partie théorique s'accompagne de nombreux exemples et de problèmes types. Plus de 100 questions à choix multiple avec leur solution permettent de maîtriser, par la pratique, les notions abordées.

Cet ouvrage est particulièrement bien adapté aux besoins des étudiants en médecine et en chimie, au début de leur cursus universitaire.

L'auteur, le Dr Stephen Bresnick, est un expert dans l'art d'aider les étudiants à comprendre, réviser et retenir les contenus scientifiques de base. De nombreux étudiants suivent les cours sans réellement comprendre la matière de ce qu'ils sont censés apprendre et le Dr Bresnick a conçu ce type de manuel pour aider les étudiants à mieux maîtriser les contenus scientifiques et améliorer leurs résultats.

Le Dr Bresnick est un universitaire qui enseigne et écrit sur des sujets scientifiques à destination des étudiants. Il est par ailleurs directeur de la *Columbia Review*, un organisme de préparation aux examens et concours qui propose aux étudiants désireux d'entrer dans les facultés de médecine un programme de mise à jour de leurs compétences en anglais et en sciences.

Organisation

Ce livre comprend trois parties. Chaque partie correspond aux notions particulières de chimie générale étudiées pendant un trimestre – ou un semestre – par les étudiants. L'approche des notions met l'accent sur l'apprentissage conceptuel, complété par de nombreux problèmes et exemples. En fin d'ouvrage, plusieurs séries de questions de révision avec leurs solutions correspondent à chacune de ces parties.

Préface

Chimie Générale est un manuel d'étude facile à lire, performant et spécialement élaboré pour l'étude de la chimie générale pendant la première année d'études supérieures. Il aborde les sujets essentiels de la chimie générale en apportant une quantité considérable d'informations en seulement 168 pages.

Sa partie théorique s'accompagne de nombreux exemples et de problèmes types. Plus de 200 questions à choix multiple avec leur solution permettent de maîtriser, par la pratique, les notions abordées.

Cet ouvrage est particulièrement bien adapté aux besoins des étudiants en médecine et en chimie, au début de leur cursus universitaire.

L'auteur, le Dr Stephen Bresnick, est un expert dans l'art d'aider les étudiants à comprendre, réviser et retenir les contenus scientifiques de base. De nombreux étudiants suivent les cours sans réellement comprendre la matière de ce qu'ils sont censés apprendre et le Dr Bresnick a conçu ce type de manuel pour aider les étudiants à mieux maîtriser les contenus scientifiques et améliorer leurs résultats.

Le Dr Bresnick est un universitaire qui enseigne et écrit sur des sujets scientifiques à destination des étudiants. Il est par ailleurs directeur de la Columbia Review, un organisme de préparation aux examens et concours qui propose aux étudiants désireux d'entrer dans les facultés de médecine un programme de mise à jour de leurs compétences en anglais et en sciences.

Organisation

Ce livre comprend trois parties. Chaque partie correspond aux notions particulières de chimie générale étudiées pendant un trimestre - ou un semestre par les étudiants. L'approche des notions met l'accent sur l'apprentissage conceptuel, complété par de nombreux problèmes et exemples. En fin d'ouvrage, plusieurs séries de questions de révision avec leurs solutions correspondent à chacune de ces parties.

Sommaire

Préface	3
Sommaire	5
Remerciements	9

Section I. Propriétés chimiques des éléments

1. Les concepts préliminaires.....	13
I. Les définitions et relations fondamentales utilisées en chimie	13
A. Le poids atomique et le poids moléculaire	13
B. La formule empirique comparée à la formule moléculaire.....	14
C. La description de la composition par le pourcentage de masse.....	14
D. Le concept de mole et le nombre d'Avogadro.....	14
E. La densité	16
F. Le nombre d'oxydation	16
II. La description des réactions par les équations chimiques.....	17
A. Les conventions d'écriture des réactions chimiques.....	17
B. L'équilibration des équations, y compris les équations d'oxydoréduction.....	18
2. La structure électronique et atomique : les orbitales et la mécanique quantique élémentaire	21
I. La structure orbitale d'un atome d'hydrogène comme modèle	21
II. Nombres quantiques et mécanique quantique élémentaire	22
A. n : le principal nombre quantique.....	22
B. l : le nombre azimutal, orbital ou de moment angulaire	22
C. m (parfois appelé m_l) : le nombre quantique magnétique.....	23
D. s (parfois appelé m_s) : le nombre quantique de spin.....	23
III. Les orbitales et le nombre d'électrons par orbitale dans les atomes plus complexes.....	24
3. La table périodique	27
I. Les principes de base.....	27
A. La structure	27
B. Les termes et les définitions	27
C. L'organisation fondée sur les électrons de valence	29
II. D'importantes caractéristiques périodiques	29
A. Les première et seconde énergies d'ionisation	29
B. L'affinité électronique.....	30
C. L'électronégativité.....	30
D. Les variations des propriétés à l'intérieur des rangées et des colonnes	31

Sommaire

Section I. Propriétés chimiques des éléments

1. Les concepts préliminaires.

I. Les définitions et relations fondamentales utilisées en chimie .

- Le poids atomique et le poids moléculaire.....
- La formule empirique est comparée à la formule moléculaire.
- La description de la composition par le pourcentage de masse....
- Le concept de mole et le nombre d'Avogadro...
- La densité.....
- Le nombre d'oxydation

II. La description des réactions par les équations chimiques...

- Les conventions d'écriture des réactions chimiques.....
- L'équilibrage des équations, y compris les équations d'oxydoréduction...

2. La structure électronique et atomique : les orbitales et la mécanique quantique élémentaire.

I. La structure orbitale d'un atome d'hydrogène comme modèle

- II. Nombres quantiques et mécanique quantique élémentaire A. n: le principal nombre quantique..... B. l: le nombre azimutal, orbital ou de moment angulaire C. m (parfois appelé m): le nombre quantique magnétique... D. s (parfois appelé m.): le nombre quantique de spin.....
- III. Les orbitales et le nombre d'électrons par orbitale dans les atomes plus complexes..

3. La table périodique.....

I. Les principes de base.....

- La structure.....
- Les termes et les définitions
- L'organisation fondée sur les électrons de valence

II. D'importantes caractéristiques périodiques

- Les première et seconde énergies d'ionisation
- L'affinité électronique.....
- L'électronégativité.....
- Les variations des propriétés à l'intérieur des rangées et des colonnes

E. Les caractéristiques des rayons covalents des atomes et des ions fondées sur le nombre atomique.....

4. Les liaisons

- I. Les liaisons ioniques et covalentes.....
 - A. La liaison ionique.....
 - B. La liaison covalente.....
- II. Les structures en points de Lewis.....
 - A. La réalisation d'un modèle en points de Lewis.....
 - B. Les liaisons multiples.....
 - C. Les exceptions à la règle de l'octet
 - D. Les structures de résonance
 - E. La charge formelle
- III. La géométrie moléculaire
- A. La géométrie « VSEPR ».....
- B. Les liaisons covalentes polaires.....
- C. Le moment dipolaire.....

Section II. Les états de la matière, les solutions et la chimie acide/base

5. Les gaz et les liquides

- I. L'état gazeux : idées-clé et équations.....
 - A. Les définitions
 - B. La théorie cinétique moléculaire des gaz parfaits
 - C. Principales équations des gaz.....
 - D. Les équations se référant à la théorie cinétique des gaz.....
 - E. La loi de diffusion de Graham.....
 - F. La déviation des gaz réels de la loi du gaz parfait.....
 - G. La loi de Dalton des pressions partielles
- II. L'état liquide : Les forces intermoléculaires
- A. La liaison hydrogène (force = 7-10 kcal/mol)
- B. Les interactions entre dipôles (force = 5 kcal/mol)
- C. Les forces de dispersion de London (force = 2 kcal/mol)

6. Les équilibres d'états : changements d'états et diagrammes d'états

- I. Une rapide étude des solides.....
 - A. Les solides amorphes
 - B. Les solides cristallins
- II. Les changements d'états.....
- III. Les diagrammes d'états.....
- IV. Point de congélation, point de fusion, point d'ébullition et point de sublimation

7. La chi

- I. Les
- A.
- B.
- II. Les
- A.
- B.
- C.
- D.
- III. La s
- A.
- B.
- C.
- D.
- E.

8. Les ac

- I. Les
- A.
- B.
- C.
- II. La
- A.
- B.
- C.
- D.
- III. Les
- A.
- B.
- C.

9. Les ta

- I. Les
- II. L'e

Sect

10. La th

- I. Les
- II. Les
- A.
- B.

- Les caractéristiques des rayons fondées sur le nombre atomique...

4. Les liaisons

I. Les liaisons ioniques et covalentes

- La liaison ionique..

- La liaison covalente.

II. Les structures en points de Lewis..

- La réalisation d'un modèle en points de Lewis

- Les liaisons multiples.....

- Les exceptions à la règle de l'octet

- Les structures de résonance

- La charge formelle

III. La géométrie moléculaire

- La géométrie « VSEPR >>

- Les liaisons covalentes polaires..

- Le moment dipolaire.....

Section II. Les états de la matière, les solutions et la chimie acide/base et des ions

5. Les gaz et les liquides.

I. L'état gazeux : idées-clé et équations...

- Les définitions

- La théorie cinétique moléculaire des gaz parfaits

- Principales équations des gaz.....

- Les équations se référant à la théorie cinétique des gaz...

- La loi de diffusion de Graham.....

- La déviation des gaz réels de la loi du gaz parfait. G. La loi de Dalton des pressions partielles

II. L'état liquide: Les forces intermoléculaires.....

- La liaison hydrogène (force = 7-10 kcal/mol).

- Les interactions entre dipôles (force = 5 kcal/mol)..... C. Les forces de dispersion de London (force = 2 kcal/mol).

6. Les équilibres d'états: changements d'états et diagrammes d'états

I. Une rapide étude des solides.....

- Les solides amorphes.

- Les solides cristallins

II. Les changements d'État.

III. Les diagrammes d'états

IV. Point de congélation, point de fusion, point d'ébullition et point de sublimation

7. La chimie en solution	55
I. Les définitions et les concepts	55
A. Quelques définitions importantes	55
B. Quelques concepts importants : les ions en solution	55
II. Les propriétés colligatives	56
A. La pression de vapeur ou pression vapeur/solution (loi de Raoult)	57
B. L'élévation du point d'ébullition	58
C. L'abaissement du point de congélation	59
D. La pression osmotique	59
III. La solubilité et K_{ps}	59
A. Les unités de concentration	59
B. La constante de produit de solubilité (K_{ps}) et la formule de l'équilibre	60
C. La quantification de la solubilité	60
D. L'effet de l'ion commun	60
E. Nomenclature, formules et charges de quelques ions communs	62
8. Les acides et les bases	63
I. Les systèmes acides-bases	63
A. Les trois systèmes acides-bases	63
B. L'ionisation de l'eau	64
C. Les acides et bases conjugués	64
II. La force acide-base	64
A. Les acides et les bases forts	64
B. Les acides faibles	65
C. Les bases faibles	67
D. L'acidité ou la basicité des solutions aqueuses de sels	69
III. Les titrations acide-base	69
A. Les courbes de titration	69
B. Les indicateurs	72
C. La neutralisation	72
9. Les tampons	75
I. Les concepts et les définitions majeurs	75
II. L'effet des tampons sur les courbes de titration	77

Section III. La thermochimie, les processus de vitesse des réactions et l'électrochimie

10. La thermochimie	83
I. Les principaux concepts et définitions	83
II. Les réactions endothermiques et exothermiques	83
A. L'enthalpie et la chaleur standard des réactions	83
B. La loi de Hess de sommation de la chaleur	84

7. La chimie en solution.

I. Les définitions et les concepts

- Quelques définitions importantes.
- Quelques concepts importants : les ions en solution

II. Les propriétés colligatives.....

- La pression de vapeur ou pression vapeur/solution (loi de Raoult)...
- L'élévation du point d'ébullition
- L'abaissement du point de congélation
- La pression osmotique.....

III. La solubilité et Kps.....

- Les unités de concentration...
- La constante de produit de solubilité (Kps) et la formule de l'équilibre
- La quantification de la solubilité
- L'effet de l'ion commun.....
- Nomenclature, formules et charges de quelques ions communs

8. Les acides et les bases.....

I. Les systèmes acides-bases....

- Les trois systèmes acides-bases.
- L'ionisation de l'eau
- Les acides et bases conjugués.

II. La force acide-base.....

- Les acides et les bases forts
- Les acides faibles..
- Les bases faibles.....
- L'acidité ou la basicité des solutions aqueuses de sels

III. Les titrations acide-base.....

- Les courbes de titration
- Les indicateurs.....
- La neutralisation..

9. Les tampons.....

I. Les concepts et les définitions majeurs

II. L'effet des tampons sur les courbes de titration

Section III. La thermochimie, les processus de vitesse des réactions et l'électrochimie

10. La thermochimie.

I. Les principaux concepts et définitions.

II. Les réactions endothermiques et exothermiques

- L'enthalpie et la chaleur standard des réactions.
- La loi de Hess de sommation de la chaleur.....

III. L'énergie de dissociation de liaison / La chaleur de formation	83
A. L'énergie de dissociation de liaison	83
B. La chaleur de formation	84
IV. La calorimétrie	84
V. L'entropie et l'énergie libre	87
A. L'entropie	87
B. L'énergie libre (G)	88
C. Les réactions spontanées et le ΔG	88
11. La cinétique chimique	91
I. La vitesse de réaction	91
A. Les principes	91
B. La vitesse de réaction dépend de la concentration des réactifs	91
II. Les mécanismes des réactions et l'étape déterminant la vitesse	92
III. L'interprétation des profils énergétiques	94
A. Quelques éléments de base	94
B. Le profil énergétique (courbe avec l'énergie d'activation et le ΔH)	95
IV. Le contrôle cinétique des réactions comparée à leur contrôle thermodynamique	95
V. Le catalyseur	96
12. L'équilibre chimique	97
I. La loi d'action de masse et la constante d'équilibre	97
A. La loi d'action de masse	97
B. La constante d'équilibre	97
II. Le principe de Le Chatelier	98
III. La constante d'équilibre et ΔG	99
13. L'électrochimie	101
I. Les cellules galvaniques	101
A. Les réactions dans les demi-piles	101
B. Les potentiels de réduction et le potentiel de pile	102
C. Les potentiels de cellule	103
D. La direction du flux d'électrons et l'équation de Nernst	103
II. Les cellules (piles) de concentration	104
III. Les cellules électrolytiques	105
A. Les notions de base	105
B. L'anode et la cathode	106
C. La loi de Faraday et le dépôt d'éléments ou le dégagement de gaz par l'électrolyse	106
Index	161

III. L'énergie de dissociation de liaison/La chaleur de formation.

- L'énergie de dissociation de liaison
- La chaleur de la formation....

IV. La calorimétrie

V. L'entropie et l'énergie libre

- L'entropie.....
- L'énergie libre (G).....
- Les réactions spontanées et le AG

11. La cinétique chimique

I. La vitesse de réaction

- Les principes.
- La vitesse de réaction dépend de la concentration des réactifs

II. Les mécanismes des réactions et l'étape déterminant la vitesse.

III. L'interprétation des profils énergétiques

- Quelques éléments de base.....
- Le profil énergétique (courbe avec l'énergie d'activation et le AH)...

IV. Le contrôle cinétique des réactions comparée à leur contrôle thermodynamique.

V. Le catalyseur

12. L'équilibre chimique

I. La loi d'action de masse et la constante d'équilibre

- La loi d'action de masse...
- La constante d'équilibre.....

II. Le principe de Le Chatelier.

III. La constante d'équilibre et AG

13. L'électrochimie

I. Les cellules galvaniques

- Les réactions dans les demi-piles.
- Les potentiels de réduction et le potentiel de pile.
- Les potentiels de cellule...
- La direction du flux d'électrons et l'équation de Nernst

II. Les cellules (piles) de concentration

III. Les cellules électrolytiques...

- Les notions de base
- L'anode et la cathode
- La loi de Faraday et le dépôt d'éléments ou le dégagement de gaz par l'électrolyse.....

Index.....