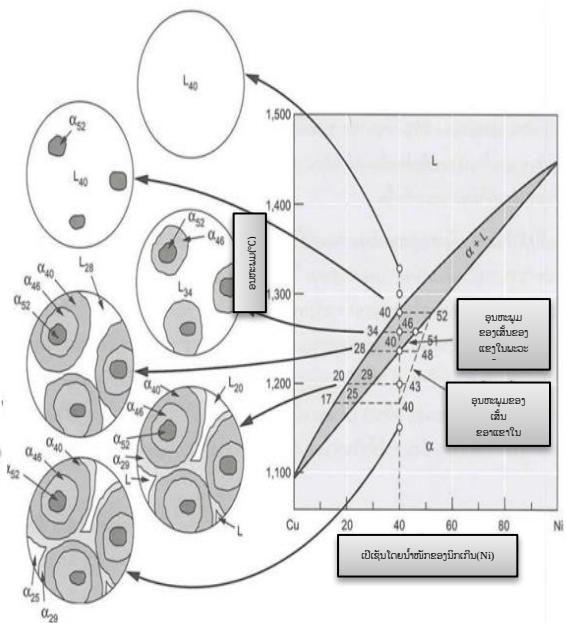
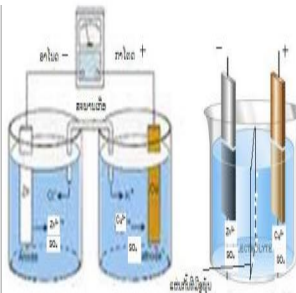
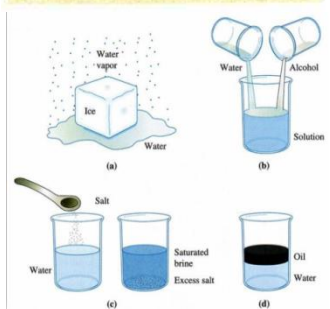
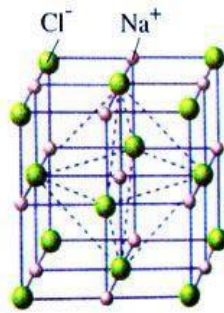
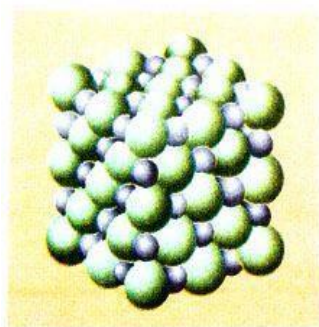


ເຄມີຟີຊິກ1



ເຄມີຟີຊິກ1

ຮຽບຮຽງໂດຍ:

ປທ ສຸກສະຫວັນ ອຸປະຊິດ

ປທ ບົວຂານ ແດງສີລິ

ກວດແກ້ໂດຍ:

ຊອ ປທ ວໍລະດາ ຄຸດຜະຈັນ

ຊອ ປທ ສຸລິສິດ ແກ້ວເກິ່ງສະໄໝ

ນາງ ປທ ຄອນສະຫວັນ ອິນທະປະສິດ

ຄຳນຳ

ປຶ້ມເຄມີຟີຊິກ1 ເຫຼັ້ມນີ້ຮຽບຮຽງຂຶ້ນມາເພື່ອເປັນເອກະສານປະກອບການຮຽນການສອນວິຊາເຄມີຟີຊິກ1 ເພື່ອຮັບໃຊ້ໃນການຈັດກິດຈະກຳການຮຽນການສອນໃນສາຍຄູເຄມີສາດພາຍໃນວິທະຍາໄລຄູສາລະວັນ, ເໝາະສຳລັບນັກສຶກສາສາຍຄູເຄມີສາດທີ່ໄດ້ຮຽນໃນລາຍວິຊານີ້ ລວມທັງຜູ້ທີ່ມີຄວາມສົນໃຈໃນລາຍວິຊາດັ່ງກ່າວ. ສຳລັບເນື້ອໃນຂອງເອກະສານປະກອບການຮຽນການສອນເຫຼັ້ມນີ້ແມ່ນໄດ້ເວົ້າເຖິງສະພາວະຂອງແກັສ(The gaseous state), ສະພາວະຂອງແຂງ(The Solid State), ສະພາວະຂອງແຫຼວ(The liquid State), ການດຸ່ນດ່ຽງລະຫວ່າງເຟສໃນລະບົບຂອງທາດລະລາຍບໍລິສຸດ(Phase Equilibria of Substance), ອຸນຫະພູມສາດທາງເຄມີ (Chemical Thermodynamics), ເຄມີຄວາມຮ້ອນ(Chemical Thermodynamics), ເຄມີໄຟ້າ(Electro Chemistry) ເຊິ່ງແຕ່ລະບົດແມ່ນໄດ້ກຳນົດຈຸດປະສົງ ແລະ ກິດຈະກຳການສອນຕົວຈິງໄວ້ຢ່າງລະອຽດ.

ແຕ່ຢ່າງໃດກໍຕາມພວກຂ້າພະເຈົ້າໃນນາມຜູ້ຮຽບຮຽງເອກະສານປະກອບການຮຽນ-ການສອນເຫຼັ້ມນີ້ກໍຫວັງຢ່າງຍິ່ງວ່າຈະເປັນປະໂຫຍດບໍ່ຫຼາຍກໍ່ໜ້ອຍໃຫ້ແກ່ຜູ້ທີ່ມີຄວາມສົນໃຈຢາກຈະສຶກສາຮ່າຮຽນໃນລາຍວິຊາເຄມີຟີຊິກ1 ປຶ້ມເຫຼັ້ມນີ້ແມ່ນໄດ້ຜ່ານການກວດແກ້ແລ້ວ ແຕ່ກໍ່ປາສະຈາກບໍ່ໄດ້ເຖິງຂໍ້ຜິດພາດ, ຂໍ້ຂາດຕົກບົກຜ່ອງຫຼາຍໆປະການ , ພວກຂ້າພະເຈົ້າໃນນາມຜູ້ຮຽບຮຽງຈຶ່ງຂໍຄວາມກະລຸນາມາຍັງທ່ານຜູ້ທີ່ອ່ານ ແລະ ສຶກສາທຸກໆທ່ານໃຫ້ຄຳແນະນຳ ແລະ ຕຳນິຕິຊົມມາຍັງຜູ້ຮຽບຮຽງເພື່ອຈະນຳໄປປັບປຸງແກ້ໄຂ ເພື່ອໃຫ້ເອກະສານປະກອບການຮຽນ-ການສອນເຫຼັ້ມນີ້ໃຫ້ມີຄວາມສົມບູນຍິ່ງຂຶ້ນໃນຄັ້ງຕໍ່ໆໄປ ແລະ ທ້າຍສຸດນີ້ກໍ່ຂໍຂອບໃຈຢ່າງສູງມາຍັງຜູ້ອ່ານທຸກໆທ່ານນະໂອກາດນີ້ດ້ວຍ.

ສາລະບານ

ບົດທີ 1 ສະພາວະຂອງແກັສ(The gaseous State)	1
1. ສະພາບບັນຫາສະຖານະການຂອງກ້າສ(THE GASEOUS STATE).....	1
1.1 ການວັດແທກບໍລິມາດ, ຄວາມດັນ ແລະ ອຸນຫະພູມ	2
1.2 ຄຸນລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງກ້າສ.....	6
2. ກົດເກນຂອງບອຍ(BOYLE’S LAW)	6
3. ກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລ(CHARLES’ LAW)	9
4. ກົດເກນຂອງແກສອຸດົມຄະຕິ	11
5. ການລວມຕົວຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິ.....	14
6. ທິດສະດີການເຄື່ອນທີ່ໂມເລກູນຂອງກ້າສ (THE KINETI MOLECULAR THEORY GAS)	15
7. ພຶດຕິກຳຂອງກ້າສຈິງ(REAL GAS)	18
ບົດທີ 2 ສະພາວະຂອງແຂງ(The Solid State)	22
1. ຄຸນລັກສະນະ ແລະ ຄຸນສົມບັດທົ່ວໄປຂອງທາດແຂງ.....	22
2. ຊະນິດຂອງທາດແຂງ	23
2.1 ເມັດມະນີໂມເລກູນ ຫຼື ທາດແຂງໂມເລກູນ.....	23
2.2 ເມັດມະນີອີອົງ ຫຼື ທາດແຂງອີອົງ	23
2.3 ເມັດມະນີໂກວາລັງ ຫຼື ທາດແຂງໂກວາລັງ	23
2.4 ເມັດມະນີໂລຫະ ຫຼື ທາດແຂງໂລຫະ.....	23
3. ຝຶກ ແລະ ຝຶກລວມ	24
3.1 ຂະໜາດ ແລະ ຮູບຮ່າງຂອງຝຶກ.....	24
3.2 ແລັກທິກຝຶກ	26
3.3 ລະບົບຂອງຝຶກ	27
3.4 ໂຄງສ້າງຂອງຝຶກໂດຍທົ່ວໄປ ຫຼື ຝຶກລວມ(Common Crystals Structure)	30
3.5 ໂຄງສ້າງຂອງທາດທີ່ສຳພັນກັບໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດໃນຝຶກ.....	33
3.6 ຊະນິດຂອງແຂງແບບຝຶກ(CRYSTALLINE SOLID).....	35
3.7 ຝຶກໄອອອນ(IONIC SOLID OR IONIC CRYSTAL)	35
3.8 ຝຶກໂມເລກູນ(MOLECULAR CRYSTAL OR MOLECULAR SOLID).....	36
3.9 ຝຶກໂຄວາເລນ(COVALENT CRYSTAL OR COVALENT SOLID).....	36
4. ການກຳນົດລະນາບໃນເຊວໜ່ວຍ(DESIGNATION OF CRYSTAL PLANES).....	38
5. ການຫາ LATTICES ດ້ວຍວິທີການລຽວເບນຂອງລັງສີເອັກ(X-RAY DIFFRACTION).....	40
6. ເລກອາໂວກາໂດຈາກເຊວໜ່ວຍ(AVOGADRO’ NUMBER FROM UNIT CELL)	47
ບົດທີ 3 ສະພາວະຂອງແຫລວ(The Liquid State).....	51
1. ລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງທາດແຫລວ	51
1.1 ຄວາມໜຽວຂອງທາດແຫລວ.....	51

1.2 ບໍລິມາດ ແລະ ຮູບຮ່າງ (Volume and shape).....	52
1.3 ການຖືກຫນົບ ແລະ ການຂະຫຍາຍ(Compression and expansion).....	52
1.4 ການແຜ່ກະຈາຍຂອງທາດແຫຼວ(diffusion)	52
1.5 ຄວາມຕຶງຜົວ	53
2. ການກາຍເປັນອາຍ ແລະ ສົມດຸນລະຫວ່າງທາດແຫຼວກັບທາດອາຍ.....	57
2.1 ການລະເຫີຍເປັນອາຍ	58
2.2 ຄວາມດັນກ້າສ.....	59
3. ຈຸດຟືດ ແລະ ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວ.....	60
3.1 ຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວ	60
3.2 ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວ	61
3.3 ຄວາມໜຽວ(Viscosity)	61
4. ການປ່ຽນແປງສະຖານະພາບຂອງທາດ	67
5. ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍ	69
6. ສົມຜົນຂອງເຄລາຊີອຸສ-ກຣາເປຣງ.....	70
ບົດທີ 4 ການດຸ່ນດ່ຽງລະຫວ່າງເຟສໃນລະບົບຂອງທາດລະລາຍບໍລິສຸດ(Phase Equilibria of Substances) ..	73
1. ນິຍາມ	73
2. ກົດເກນຂອງເຟສ(PHASE RULE).....	73
3. ຕົວຢ່າງການໃຊ້ກົດເກນຂອງເຟສ	76
3.1 ແຜນວາດສົມດຸນເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ 2 ຊະນິດ.....	79
4. ແຜນວາດຂອງເຟສ(PHASE DIAGRAM).....	84
4.1 ແຜນວາດເຟສສ່ວນປະກອບດຽວ(ແຜນວາດສານບໍລິສຸດ).....	84
4.2 ແຜນວາດເຟສລະບົບເລກຖານສອງ(ແຜນວາດສອງອົງປະກອບ)	85
4.3 ໄດອາແກນເຟສຂອງລະບົບໄຕຟາກ(ໄດອາແກນຂອງສາມອົງປະກອບ).....	86
4.4 ການສ້າງເຟສໄດອະແກຣມ	87
4.5 ການສ້າງໄດອະແກຣມຂອງສານບໍລິສຸດ	87
4.6 ການສ້າງໄດອະແກຣມໄບນາຣີ.....	88
4.7 ການສ້າງໄດອະແກຣມໄຕຟາກ.....	88
5. ການວິເຄາະແຜນວາດຂອງເຟສທີ່ສະແດງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຄວາມດັນ-ອຸນຫະພູມທາງໃນ	90
5.1 ແຜນວາດຂອງໂລຫະປະສົມລະບົບ 2 ທາດ.....	90
ບົດທີ 5 ອຸນຫະພູມສາດທາງເຄມີ(Chemical Thermodynamics).....	111
1. ບົດນຳ.....	111
1.1 ຄວາມເປັນມາ	112
2. ນິຍາມສຳຄັນທີ່ໃຊ້ໃນອຸນຫະພູມສາດ(TEMPERATURE)	112
2.1 ສະເກລອຸນຫະພູມ.....	114
2.2 ການແປງຫນ່ວຍອຸນຫະພູມ	114

2.3 ສູນອົງສາສຳບຸນ(Absolute Zero)	114
3. ແຮງງານ ແລະ ຄວາມຮ້ອນ	114
3.1 ແຮງງານ(Work)	114
3.2 ຄວາມຮ້ອນ(Heat)	115
4. ຜະລັງງານພາຍໃນ(INTERNAL ENERGY OF SYSTEM).....	115
5. ກົດເກນທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(1 ST LAW OF THERMODYNAMICS)	116
6. ເອນທັນປີ(ENTHALPY, H)	119
6.1 ເອນທັນປີທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບການປ່ຽນແປງທາງກາຍພາບ ແລະ ທາງເຄມີ	121
6.2 ເອນທັນປີຂອງການເກີດຜົນທະ ແລະ ການສະຫລາຍຜົນທະ	122
6.3 ກົດເກນຂອງເຮສ (Hess' Law)	124
6.4 ການຄິດໄລ່ໂດຍໃຊ້ກົດຂໍ້ທີ 1 ຂອງອຸນຫະພູມສາດ	125
7. ຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ(HEAT CAPACITY)	125
8. ກົດເກນທີສອງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(SECOND LAW OF THERMODYNAMICS).....	126
8.1 ນິຍາມຂອງເອນໂທຣປີ.....	127
8.2 ການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີສຳລັບຂະບວນການທີ່ປີ້ນກັບບໍ່ໄດ້(irreversible process)	129
9. ກົດເກນທີສາມຂອງອຸນຫະພູມສາດ(THIRD LAW OF THERMODYNAMICS)	129
9.1 ຜະລັງງານອິດສະຫລະ(Free Energy).....	131
10. ການເກີດໄດ້ເອງ ແລະ ສະພາວະສົມດຸນ	132
10.1 ສະພາວະສົມດຸນ	132
ບົດທີ 6 ຄວາມຮ້ອນເຄມີ(Thermo chemistry).....	135
1. ບົດນຳ.....	135
1.1 ການວັດຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາ(MEASUREMENT OF HEAT REACTION)	135
2. ການປ່ຽນແປງຜະລັງງານພາຍໃນ ແລະ ເອນທາລປີໃນປະຕິກິລິຍາເຄມີ	139
3. ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງ ΔU ແລະ ΔH	139
4. ສົມຜົນເຄມີໃນທາງອຸນຫະພູມເຄມີ(THERMOCHEMICAL EQUATION).....	140
5. ການຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໂດຍທາງອ້ອມ : ກົດຂອງເຮດສ (HESS' LAW) (INDIRECT DETERMINATION OF REACTION)	140
6. ເອນທາລປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດສານ(STANDARD ENTHALPY OF FORMATION)	143
6.1 ເອນທາລປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດ($\Delta_f H^\circ$).....	143
6.2 ເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງປະຕິກິລິຍາ ($\Delta_r H^\circ$).....	144
6.3 ການປ່ຽນແປງເອນທານປີກັບອຸນຫະພູມ	144
7. ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ (HEAT OF COMBUSTION ຫຼື ENTHALPY OF COMBUSTION: ΔH°_c)	145
8. ຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍ(HEAT OF SOLUTION).....	146
3) ຄວາມຮ້ອນມາດຕະຖານຂອງການເກີດໄອອອນ(STANDARD HEAT OF FORMATION OF IONS).....	150
9. ຜະລັງງານຜົນທະ(BOND ENERGY ຫຼື BOND ENTHALPY).....	152

9.1 ເອນທາລປີຂອງການປ່ຽນຜາວະ	154
9.2 ການປ່ຽນແປງຄ່າເອນທາລປີຂອງປະຕິກິລິຍາກັບອຸນຫະພູມ	154
ບົດທີ 7 ເຄມີໄຟຟ້າ(Electro chemistry).....	158
1. ບົດນຳ.....	158
2. ເຊວອີເລັກໂທຣໄລຕ(ELECTROLYTIC CELL).....	159
3. ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ(ELECTROLYSIS)	162
3.1 ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍເກືອກິນທີ່ມີນໍ້ເປັນຕົວລະລາຍ(Electrolysis of aqueous NaCl).....	163
3.2 ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍ CuSO_4 ທີ່ມີນໍ້ເປັນຕົວລະລາຍ(electrolysis aqueous CuSO_4)	164
3.3 ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍ CuCl_2 ທີ່ມີນໍ້ເປັນຕົວລະລາຍ(electrolysis of aqueous CuCl_2).....	164
3.4 ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍ Na_2SO_4 ທີ່ມີນໍ້ເປັນຕົວລະລາຍ(electrolysis of aqueous Na_2SO_4).....	165
3.5 ເຊລເອເລັກໂທຣໄລຕທີ່ໃຊ້ປະໂຫຍດໃນທາງອຸດສາຫະກຳ	165
3.6 ການຊຸບໂລຫະດ້ວຍໄຟຟ້າ(electroplating).....	167
4. ເຊລວອລເທອິກ(VOLTAIC CELL) ຫຼື ເຊລແກລແວນິກ(GALVANIC CELL).....	171
5. ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າ(ELECTRO MOTIVE FORCE, EMF) ຫຼື ໂປຕັງຊຽນຂອງເຊລ(CELL POTENTIAL)....	174
6. ໂປຕັງຊຽນຂົ້ວໄຟຟ້າ(ELECTRODE POTENTIAL)	175
7. ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງໂປຕັງຊຽນມາດຕະຖານ ຂອງເຊລ (E^0_{CELL}) ແລະ ການປ່ຽນແປງພະລັງງານ ເສລີມາດຕະຖານ(G^0)	182
8. ການພົວພັນລະຫວ່າງໂປຕັງຊຽນມາດຕະຖານຂອງເຊວ(E^0_{CELL}) ກັບຄ່າຄົງຕົວດຸ່ນດ່ຽງທາງອຸນຫະພູມສາດ.	184
8.1 ສົມຜົນຂອງເນີສ	186
9. ຜົນຂອງຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕໍ່ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊວແກລແວນິກ	190
10. ເຊລຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ(CONCENTRATION CELL)	192
ເອກະສານອ້າງອີງ	

ບົດທີ 1

ສະພາວະຂອງແກັສ(The gaseous State)

ເວລາ 8 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

- ອະທິບາຍສະຖານະການຂອງກ້າສໄດ້.
- ອະທິບາຍກົດເກນຂອງບອຍ, ກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລ, ກົດເກນຂອງແກັສອຸດົມຄະຕິ ແລະ ການລວມຕົວຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິໄດ້.
- ອະທິບາຍທິດສະດີການເຄື່ອນທີ່ໂມເລກູນຂອງກ້າສໄດ້.
- ອະທິບາຍພຶດຕິກຳຂອງກ້າສຈົງໄດ້.

1. ສະພາບບັນຫາສະຖານະການຂອງກ້າສ(The gaseous state)

ກ້າສແມ່ນທາດຊະນິດໜຶ່ງທີ່ຄົງຕົວໃນ 3 ສະພາວະຂອງທາດເຊິ່ງມີບົດບາດສຳຄັນໃນການພັດທະນາ ທາງວິທະຍາສາດ ໂດຍສະເພາະທາງເຄມີການສຶກສາຄົ້ນຄ້ວາເພື່ອທຳຄວາມເຂົ້າໃຈກ່ຽວກັບສະພາວະຂອງ ກ້າສໄດ້ ເລີ່ມຕົ້ນປະຕິບັດທາງວິທະຍາສາດຄຸນສົມບັດຂອງກ້າສບໍ່ໄດ້ສຶກສາກັນເປັນຮູບແບບ, ມາຮອດປີ ຄ.ສ 1660 ບອຍລ໌ (Robert Boyle ຄ.ສ 1627-1691) ເປັນຜູ້ທຳອິດທີ່ສຶກສາກ່ຽວກັບຄວາມດັນຂອງກ້າສ ການ ຄົ້ນຄິດໃນຕອນທຳອິດຂອງບອຍລ໌ຖືວ່າອາກາດເປັນອະນຸພາກທີ່ນ້ອຍ ແລະ ມີການຫົດຢຶດໄດ້ ຫຼື ມີສະບັງເຊິ່ງຕໍ່ ມາໄດ້ກາຍເປັນກົດເກນອັນໜຶ່ງກ່ຽວກັບກ້າສ ເອີ້ນວ່າ: ກົດເກນຂອງບອຍລ໌ໃນເມື່ອແນວຄິດ(concept) ກ່ຽວກັບອາຕອມ ແລະ ໂມເລກູນມີຄວາມຖືກຕ້ອງຊັດເຈນຂຶ້ນການສຶກສາກ່ຽວກັບກ້າສຈຶ່ງມີບົດບາດສຳຄັນໃນການ ພັດທະນາທາງເຄມີ ມາຮອດປີ ຄ.ສ 1805–1815 ເກລຸຍຊັກ (Joseph Louis Gay Lussac ຄ.ສ 1778-1850) ໄດ້ຖືກສຶກສາການລວມຕົວໂດຍບໍລິມາດຂອງ ແກັສ ຊະນິດໜຶ່ງແລ້ວໄດ້ກ້າສອີກຊະນິດໜຶ່ງ ຜົນການສຶກສາຂອງ Gay- Lussac ໄດ້ຢັ້ງຢືນວ່າຖືກຕ້ອງໂດຍອາໂວກາໂດຣ (Avogadro ຄ.ສ 1776-1856) ເຊິ່ງ ໄດ້ອະທິບາຍໃນຮູບຂອງສົມມຸດຖານຂອງອາໂວກາໂດຣ(Avogadro's hypotheses).

ຕໍ່ມາໃນປີ ຄ.ສ 1858 ຄັນນີຄຊາໂຣ(Stanislaw Cannizzaro ຄ.ສ 1826-1910) ໄດ້ໃຊ້ສົມມຸດຖານຂອງອາໂວກາໂດຣ(Avogadro's hypothesis) ໃນການຄຳນວນນ້ຳໜັກatomeຂອງທາດໃນການສຶກສາຄັ້ງ ນີ້ທີ່ສຳຄັນຄືການໃຊ້ວິທີອະນຸມານ(deductive method) ເພື່ອສຶກສາພຶດຕິກຳຂອງແກັສ ຈົນໄດ້ທົດສະດີທີ່ ເອີ້ນວ່າ: ທິດສະດີການເຄື່ອນທີ່ຂອງໂມເລກູນ(kinas molecular theories of gasses) ຮູບແບບທຳອິດ ຂອງທິດສະດີນີ້ໄດ້ອະທິບາຍພຶດຕິກຳຂອງແກັສ ໃນພາກພະລັງງານຈອນຈາກການເຄື່ອນທີ່ຂອງທໍ່ກົມນ້ອຍໆທີ່ ບໍ່ມີໂຄງສ້າງພາຍໃນ ຕໍ່ມາເມື່ອມີການສຶກສາກ່ຽວກັບໂຄງສ້າງພາຍໃນຂອງໂມເລກູນເພື່ອຂຶ້ນ ແລະ ສຶກສາກ່ຽວ ກັບການເຄື່ອນທີ່ແບບບໍ່ມີທິດທາງແນ່ນອນ(Radom motion) ຂອງອະນຸພາກໃນອາກາດ(dus particules) ເຊິ່ງເອີ້ນວ່າ: ການເຄື່ອນທີ່ແບບບຣາວນ໌(Brownien motion) ເຮັດໃຫ້ຂໍ້ມູນທີ່ສະໜັບສະໜູນທິດສະດີຈອນ ໂມເລກູນຂອງ ແກັສ ໃຫ້ເຫມາະສົມຢູ່ຂຶ້ນ.

ການສຶກສາພຶດຕິກຳຂອງກ້າສເພື່ອນຳໄປສູ່ທິດສະດີຈອນໂມເລກູນຂອງກ້າສນັ້ນ ຄຸນລັກສະນະທີ່ສຳຄັນ ທີ່

ຕ້ອງກຳນົດໃນຮູບຂອງຕົວແປທີ່ແນ່ນອນ ຄື: ອຸນຫະພູມ ບໍລິມາດ ຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດຂອງກ້າສ(ກຳນົດໃນ ພາກຈຳນວນໂມລ) ການສຶກສາພຶດຕິກຳຂອງກ້າສເພື່ອນຳໄປສູ່ທິດສະດີຈອນໂມເລກຸນຂອງການນັດຄຸນລັກສະນະທີ່ ສຳຄັນຈາກການສຶກສາ ແລະ ສັງເກດພຶດຕິກຳຂອງແກັສ ພົບວ່າບັນດາແກັສ ທັງຫມົດລ້ວນແຕ່ມີ ຄຸນສົມບັດທົ່ວໄປ ທີ່ແນ່ນອນຄຸນສົມບັດບາງຢ່າງຂອງກາສີທີ່ແຕກຕ່າງຈາກຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວສະຫລຸບ ໄດ້ດັ່ງນີ້:

- 1) ແກັສມີລັກສະນະໂປ່ງໃສ(transparent) ສາມາດຊ່ອງຜ່ານໄດ້ເຖິງຈະມີສີກໍ່ຕາມເຊັ່ນ: Cl ມີສີຂຽວປົນ, ສີເຫຼືອງ ເປັນຕົ້ນ.
- 2) ແກັສ ມີຄວາມຫນາແຫນ້ນກວ່າຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ.
- 3) ອະນຸພາກຂອງແກັສ ຢູ່ຫ່າງກັນກວ່າອະນຸພາກຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວເຊິ່ງເປັນໃຫ້ແກັສ ແຜ່ກະຈາຍໄດ້ ຫລາຍກວ່າຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ.
- 4) ຮູບຮ່າງ ແລະ ບໍລິມາດຂອງແກັສ ບໍ່ແນ່ນອນບໍ່ມີຂອບເຂດຮູບຮ່າງຈະປ່ຽນໄປຕາມສິ່ງບັນຈຸ.
- 5) ເມື່ອອຸນຫະພູມຖືກປ່ຽນແປງ ບໍລິມາດຂອງແກັສ ຈະປ່ຽນແປງໄດ້ຫລາຍກວ່າຂອງແຂງ ແລະ ຂອງ ແຫລວ.

ເພື່ອຄວາມສະດວກໃນການສຶກສາແກັສ ນັກວິທະຍາສາດໄດ້ແບ່ງແກັສ ອອກເປັນ 2 ຊະນິດຄື:

ກ. ແກັສສົມບູນ(Ideal gas) ຫມາຍເຖິງ: ແກັສທີ່ບໍ່ມີຂະໜາດ molecule ແລະ ບໍ່ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງ molecule, ແກັສດັ່ງກ່າວເປັນໄປຕາມກົດຂອງແກັສ ສົມບູນເຊັ່ນ: Boyes law and Chars's law ໃນທຳມະ ຊາດບໍ່ມີແກັສສົມບູນແຕ່ກຳນົດຂຶ້ນມາເພື່ອສຶກສາພຶດຕິກຳຂອງແກັສ.

ຂ. ແກັສຈິງ(real gas or nonldeal gas) ຫມາຍເຖິງ: ແກັສ ທີ່ມີຈິງໃນທຳມະຊາດ ແລະ ເປັນແກັສ ທີ່ມີ ຂະໜາດ ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງ molecule ເປັນແກັສ ທີ່ບໍ່ເປັນໄປຕາມກົດແກັສ ມບູນ. ບາງພະລະມີ ຄວາມດັນຕ່ຳ ຫລື ມີອຸນຫະພູມສູງ ກ້າສຈິງມີພຶດຕິກຳໃກ້ຄຽງກ້າສອຸດົມຄະຕິ.

1.1 ການວັດແທກບໍລິມາດ, ຄວາມດັນ ແລະ ອຸນຫະພູມ

1) ການວັດແທກບໍລິມາດ

ເນື່ອງຈາກກ້າສທີ່ບັນຈຸໃນພາຊະນະໃດກໍ່ຕາມມັນຈະມີການເຄື່ອນທີ່ຜຸ້ງກະຈາຍເຕັມພາຊະນະນັ້ນ ດັ່ງນັ້ນ, ບໍລິມາດຂອງກ້າສຈຶ່ງຫມາຍເຖິງບໍລິມາດທີ່ບັນຈຸກ້າສນັ້ນ. ຫົວຫນ່ວຍທີ່ນິຍົມໃຊ້ວັດແທກບໍລິມາດ ມີຄື: dm ຫຼື litre ຫຼື cm (10m = I litre = 1000cm)

2) ອຸນຫະພູມ(Température)

ເປັນມາດຕາສ່ວນທີ່ໃຊ້ບອກລະດັບຄວາມຮ້ອນ-ເຢັນຂອງທາດແຕ່ອຸນຫະພູມບໍ່ໄດ້ບອກໃຫ້ຮູ້ປະລິມານ ຄວາມ ຮ້ອນຂອງທາດເຊັ່ນ: ທາດທີ່ມີອຸນຫະພູມເທົ່າກັນສະແດງມີລະດັບຄວາມຮ້ອນເທົ່າກັນແຕ່ອາດຈະມີ ປະລິມານ ຄວາມຮ້ອນບໍ່ເທົ່າກັນ ຫຼື ອາດຈະເທົ່າກັນ. ເຄື່ອງມືທີ່ນິຍົມໃຊ້ວັດອຸນຫະພູມແມ່ນເທີໂມມິເຕີ ແລະ ໃນການວັດອຸນຫະພູມຫົວຫນ່ວຍທີ່ໃຊ້ແມ່ນອົງສາ °C , K , F ໃນນີ້ຫົວຫນ່ວຍທີ່ນິຍົມໃຊ້ກວ່າຫມູ່ ແມ່ນ K(Kelvinscale) ແລະ ອົງສາ °C ທັງສອງຢ່າງນີ້ມີການພົວພັນກັນຄື:

ຕົວຢ່າງ: 27°C ເທົ່າກັບອົງສາແກນວິນ(K) ເທົ່າໃດ

ຕາມສູດພົວພັນ

$$K = 273 + 27 = 300^{\circ}C$$

ນອກຈາກນັ້ນ, ຍັງມີການກ່ຽວພັນກັບອົງສາ F ຄື:

$$k = \frac{F - 32}{1.8} + 273$$

ຕົວຢ່າງ :ຊອກຫາ K ເມື່ອຮູ້ວ່າ F ເທົ່າກັບ 25

$$ດັ່ງນັ້ນ, ເຮົາໄດ້ $k = \frac{25-32}{1.8} + 273 = 269.12K$$$

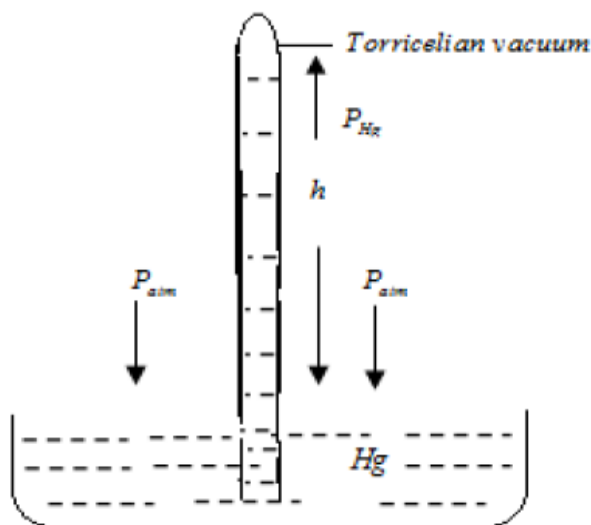
3) ຄວາມດັນ(pressure)

ແມ່ນແຮງກະທົບຕໍ່ຫົວໜ່ວຍຂອງພື້ນທີ່ທີ່ຕັ້ງສາກກັບແຮງນັ້ນເນື່ອງຈາກຄວາມດັນຂອງແກັສ ເກີດຈາກໂມເລກຸນຂອງແກັສ ກະທົບໃສ່ຜະໜັງຂອງພາຊະນະສະນັ້ນຄວາມດັນຂອງແກັສ ຈຶ່ງແມ່ນ ແຮງທີ່ໂມເລ ກຸນຂອງແກັສ ກະທົບໃສ່ຜະໜັງຕໍ່ຫນຶ່ງຫົວໜ່ວຍພື້ນທີ່ຂອງພາສະນະ ແລະ ຄວາມດັນ ຂອງແກັສ ມີຄ່າເທົ່າກັນຫມົດບໍ່ວ່າຈະວັດຢູ່ສ່ວນໃດຂອງພາຊະນະ.

ຫົວໜ່ວຍທີ່ໃຊ້ວັດຄວາມດັນໄດ້ແກ່: ບັນຍາກາດ mmHg , Nm⁻²,atm, 1b/in²,pa, Bar, Torr ເຊິ່ງພວກມັນມີການພົວພັນກັນດັ່ງນີ້:

$$\begin{aligned} 1 \text{ ບັນຍາກາດ (1 atm)} &= 760 \text{ mmHg} \\ &= 760 \text{ Torre} \\ &= 14, 7 \text{ 1b/in}^2 \\ &= 1,01325 \cdot 10^5 \text{ pa} \\ &= 1, 01325 \cdot 10^5 \text{ Nm}^{-2} \\ &= 1, 01325 \text{ bar} \\ 1 \text{ mmHg} &= 133, 3 \text{ Nm}^2 \end{aligned}$$

ໂດຍທຳມະຊາດກ້າສ(ແລະຂອງໄຫຼ)ຈະເຄື່ອນທີ່ຈາກບໍລິເວນທີ່ມີຄວາມດັນສູງໄປສູ່ຄວາມດັນຕໍ່ ຈາກການວັດ ຄວາມດັນອາກາດໂດຍໃຊ້ຫຼອດແກ້ວທີ່ມີພື້ນທີ່ຫນ້າຕັດຍາວປະມານ 100cm ທີ່ມີປາຍຂ້າງຫນຶ່ງທີ່ປິດສະນິດ ບັນຈຸ Hg ຈົນເຕັມແລ້ວຂ້ວມລົງໃສ່ອ່າງຈະເຫັນວ່າປະລິມານ Hg ໃນຫຼອດແກ້ວຈະຫຼຸດລົງເລັກນ້ອຍເຮັດໃຫ້ ເກີດທີ່ວ່າງເປັນສູນບັນຍາກາດເຫນືອ ປະລິມານ Hg ໃນຫຼອດແກ້ວເອີ້ນວ່າ: ທີ່ວ່າງຕອຣ໌ຣີເຊລໍລີ(Torricelli an vacuum) ເພື່ອເປັນການໃຫ້ກຽດແກ່ ຕອຣ໌ຣີເຊລໍລີ(Evangeliste Torricelli ຄ.ສ 1608–1647) ນັກຟີຊິກຊາວອິຕາລີເປັນຜູ້ສ້າງບາລໍມີເຕີ(barometer) ຂຶ້ນໃນປີ ຄ.ສ 1643.



ຮູບທີ1 ການວັດຄວາມດັນຂອງອາກາດ

ຈາກຮູບທີ 1 ທີ່ສະແດງການວັດຄວາມດັນຂອງອາກາດດັ່ງກ່າວການທີ່ບາຫຼອດຄ້າງຢູ່ໃນຫຼອດແກ້ວໄດ້ ນັ້ນ ຍ້ອນວ່າມີອາກາດປົກຄຸມຢູ່ທີ່ຜິວຂອງບາຫຼອດໃນອ່າງສະແດງວ່າຄວາມດັນຂອງອາກາດທີ່ປົກຄຸມເຖິງຜິວ ຂອງ ບາຫຼອດໃນອ່າງເທົ່າກັບຄວາມດັນເນື່ອງຈາກວ່າມວນສານຂອງປະລິມານບາຫຼອດທີ່ບັນຈຸໃນຫຼອດແກ້ວສູງກ່ວາລະ ດັບບາຫຼອດໃນອ່າງ.

ຄວາມດັນທີ່ເກີດຈາກມວນສານຂອງບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວສູງກ່ວາລະດັບບາຫຼອດໃນອ່າງ ສາມາດຊອກ ຫາໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$P = \frac{F}{A}$$

ກຳນົດໃຫ້: p ແມ່ນຄວາມດັນ
 F ແມ່ນຄວາມແຮງ
 A ແມ່ນຜິວທີ່

ຕາມກົດເກນຂອງນິວເຕິນ: $F = mg$ ເມື່ອ m ເປັນມວນສານ ແລະ g ແມ່ນຄວາມແຮງດຶງດູດຂອງໜ້າ ໂລກ.

ມວນສານ (m) = ບໍລິມາດ (V) x ຄວາມໜາແໜ້ນ p

ດັ່ງນັ້ນ, $F = V pg$

ຖ້າ r ເປັນລັດສະໝີຂອງຫຼອດແກ້ວ

H ຄວາມສູງຂອງບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວ

$$F = p (r^2 \pi h)g \rightarrow (v = \pi r^2 h)$$

ເມື່ອແທນຄ່າ A ດ້ວຍ πr^2 ແລະ ແທນຄ່າ F ຈະໄດ້ຄ່າຄວາມດັນ p ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$p = \frac{p (r^2 \pi h)g}{\pi r^2}$$

$$P = phg$$

ເນື່ອງຈາກວ່າກຳ ແລະ g ເປັນຄ່າຄົງທີ່ ຄ່າຄວາມດັນ p ຈຶ່ງແປຜັນໂດຍຕົງກັບຄວາມສູງຂອງແທ່ງບາຫຼອດ ໃນຫຼອດແກ້ວທີ່ຢູ່ສູງກ່ວາລະດັບບາຫຼອດໃນອ່າງຄວາມດັນສະເລ່ຍຂອງບັນຍາກາດທີ່ລະດັບນ້ຳທະເລເຮັດໃຫ້ ບາຫຼອດສູງ 760mm ທີ່ 0°C ຄວາມດັນ ນີ້ເອີ້ນວ່າ: ຄວາມດັນມາດຕະຖານມີຄ່າ 1 ບັນຍາກາດຫົວໜ່ວຍວັດ ຄວາມດັນເປັນບັນຍາກາດມັດໃຊ້ຄວາມດັນສູງຫຼາຍຫົວໜ່ວຍບັນຍາກາດເຖິງວ່າບໍ່ໄດ້ໃຊ້ຫົວໜ່ວຍສາກົນ(SI-unit) ແຕ່ເປັນຫົວໜ່ວຍທີ່ນິຍົມໃຊ້ ເພາະຄຸນລັກສະນະຂອງທາດຕ່າງໆມັກກຳນົດ ຫຼື ວັດທີ່ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດສຳລັບການປະຕິບັດໃນຫ້ອງທົດລອງມັກໃຊ້ຫົວໜ່ວຍເປັນ mmHg.

ໃນຫົວໜ່ວຍສາກົນຄວາມດັນໃຊ້ຫົວໜ່ວຍປາສການ(Pascal ສັນຍາລັກຫຍໍ້ແມ່ນ pa).

ຈາກຄວາມສຳພັນໃນສົມຜົນທີ 1 ຖ້າແທນຄ່າຄວາມດັນສູງຂອງແທ່ງບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວ(h) ເຊິ່ງ ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດ(1 at) ແທ່ງບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວເທົ່າກັບ 76cm ຄ່າຂອງ $p = 13.596\text{g/cm}^3$ ແລະ ຄ່າ ຂອງ $g = 980.7\text{cm/s}^2$ ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\begin{aligned} \text{ຄວາມດັນ } 1 \text{ atm} &= (76\text{cm}) (13.596\text{g/cm}^3) (980.7\text{cm/s}^2) \\ &= 1.013 \times 10^6 \text{ g/cm}^2/\text{cm}^3/\text{s}^2 \\ &= 1.013 \times 10^6 (\text{g/cm}^3/\text{s}^2) \times (\text{cm}^2) \\ &= 1.013 \times 10^6 \text{ dyen/Cm}^2 ? (1 \text{ dyen} = (1\text{g/cm}^3/\text{s}^2)) \end{aligned}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຄວາມດັນບັນຍາກາດ(at) ເທົ່າກັບ $1.013 \times 10^6 \text{ dyen/Cm}^{-2}$

ນັ້ນຄືຄວາມດັນໂດຍສະເລ່ຍຂອງບັນຍາກາດທີ່ລະດັບນ້ຳທະເລ $1.013 \times 10^6 \text{ dyen/Cm}^{-2}$ ທີ່ມີຄ່າເທົ່າກັບ ແຮງ ປົກຄຸມໂດຍແຫ່ງບາຫຼອດ 76cm ເຊິ່ງຢູ່ໃນຫຼອດແກ້ວທີ່ມີຜິ້ນທີ່ຫນ້າຕັດ 1 cm^2 .

ຈາກຄວາມສຳພັນ $P = phg$ ເນື່ອງຈາກຄ່າ D ແລະ g ເປັນຄ່າຄົງທີ່ p ຈະເປັນປະຕິຜາກໂດຍກົງກັບຄ່າ h ດັ່ງນັ້ນ, ໃນການວັດຄວາມດັນໃນຫ້ອງທົດລອງໂດຍທົ່ວໄປ ຄວາມດັນຈຶ່ງນິຍົມບອກເປັນຄວາມສູງຂອງແຫ່ງ ບາຫຼອດ ໃນຫົວຫນ່ວຍ (mm) ຫຼື (tort), (ກຳນົດໃຫ້ $1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$

ໃນຫົວຫນ່ວຍ SI ຈະບອກຫົວຫນ່ວຍຄວາມດັນເປັນ N m^{-2} ? ຫຼື (Pascal, Pa)

$$\text{ຄວາມດັນ } 1 \text{ at} = 1.013 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} \text{ ? (ຫຼື } 1.013 \times 10^5 \text{ Pa)}$$

(ຫຼື ຄ່າທີ່ແນ່ນອນ ຄວາມດັນ $1 \text{ at} = 101325 \text{ N/m}^{-2} = 101325 \text{ Pa}$) ເຊິ່ງພິຈາລະນາໄດ້ດັ່ງນີ້:

ໃນຫົວຫນ່ວຍ SI : ແຮງມີຫົວຫນ່ວຍເປັນນິວເຕິນ(N) ຜິ້ນທີ່ມີຫົວຫນ່ວຍເປັນ(m^2)

ຄວາມດັນ 1 at

$$= (76 \text{ cm}) \times (13.596 \text{ g/cm}^{-3}) \times (980.7 \text{ cm/s}^{-2})$$

$$= 1.031 \times 10^6 \text{ g/cm/s}^{-2} / \text{cm}^{-2}$$

$$= 1.031 \times 10^6 (10^3 \text{ kg}) \times (10^{-2} \text{ m}) \times (10^4 \text{ m}^{-2})$$

$$= 1.013 \times 10^5 \text{ kg/m/s}^{-2} / \text{m}^{-2}$$

$$= 1.031 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} (1 \text{ N} = 1 \text{ kg/m/s}^{-2})$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຄວາມດັນ $1 \text{ at} = 1.013 \times 10^5 \text{ N/m}^{-2}$ (ຫຼື $1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$) ການວັດຄວາມດັນຂອງກ້າສ ໃຊ້ ເຄື່ອງມືທີ່ເອີ້ນວ່າ: ແມນໍມີເຕີ(manometer) ເຊິ່ງເຮັດໃຫ້ຫຼອດແກ້ວໂຕ U ພາຍໃນບັນຈຸ Hg ຫຼື ຂອງແຫຼວສະ ນິດອື່ນທີ່ຮູ້ຄວາມຫນາແຫນ້ນ ແມນໍມີເຕີ(manometer) ມີ 2 ຊະນິດ ຄື: ຊະນິດປາຍເປີດ ແລະ ປາຍປິດ. ຖ້າ ຄວາມດັນຂອງກ້າສທີ່ວັດໄດ້ມີຄ່າສູງກວ່າບັນຍາກາດແຫ່ງບາຫຼອດໃນ ປາຍເປີດຈະສູງກວ່າດ້ານທີ່ຕໍ່ຢູ່ກັບກ້າສ ໃນ ກໍລະນີນີ້ຄວາມດັນຂອງກ້າສມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມດັນຂອງບັນຍາກາດ(P_{at}) ລວມກັບຄວາມດັນເນື່ອງຈາກວ່າແຫ່ງ ບາຫຼອດສູງ h($P_{\text{h.G.}}$) ນັ້ນຄື:

$$P_{\text{ແກ້ສ}} = P_{\text{atm}} + P_{\text{Hg}}$$

ຈາກຮູບ (ຄ) ຖ້າລະດັບບາຫຼອດທີ່ຕໍ່ຢູ່ກັບກ້າສສູງກວ່າແຫ່ງບາຫຼອດທາງປາຍເປີດເທົ່າກັບ H ສະແດງ ວ່າຄວາມດັນບັນຍາກາດນັ້ນຄື:

$$P_{\text{ແກ້ສ}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{Hg}}$$

ຈາກຮູບ (ງ) ເຊິ່ງແມ່ນແມນໍມີເຕີແບບປາຍປິດ ເນື່ອງຈາກທີ່ວ່າງເຫນືອແຫ່ງບາຫຼອດທາງປາຍປິດເປັນ ສູນ ບັນຍາກາດ ຖ້າແຫ່ງບາຫຼອດໃນປາຍປິດສູງກວ່າເທົ່າກັບ b ຄວາມຂອງກ້າສຈະເທົ່າກັບຄວາມດັນ ເນື່ອງຈາກ ບາຫຼອດສູງເທົ່າກັບ h ນັ້ນຄື:

$$P_{\text{ແກ້ສ}} = P_{\text{Hg}}$$

ຕາມຄວາມເປັນຈິງແລ້ວບາຫຼອດມີຄວາມດັນອາຍແຕ່ເນື່ອງຈາກມີຄ່າຄວາມດັນນ້ອຍເມື່ອທຽບກັບຄວາມ ດັນທີ່ເນື່ອງມາຈາກບາຫຼອດສູງ h ທາງດ້ານປາຍປິດຈຶ່ງບໍ່ຄິດຄ່າຄວາມດັນອາຍຂອງບາຫຼອດທາງດ້ານປາຍປິດຖ້າ ຕ້ອງການຄ່າລະອຽດຕ້ອງຄິດຄ່າຄວາມດັນອາຍຂອງບາຫຼອດ.

ໃນການວັດຄ່າຄວາມດັນຂອງກ້າສໂດຍໃຊ້ແມ່ນ້ຳມີເຕີດັ່ງກ່າວຄ່າຄວາມດັນບັນຍາກາດອາດໄດ້ຈາກບາຣ໌ມີເຕີ ຄວາມດັນເນື່ອງຈາກບາຫຼອດສູງ h ຄຳນວນໄດ້ຈາກຄວາມສຳພັນຕາມສົມຜົນທີ 1 (ຄື $p = phg$).

▪ ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນມາດຕະຖານ

ຄ່າສະເລ່ຍຂອງບັນຍາກາດຢູ່ທີ່ລະດັບໜ້ານ້ຳທະເລທີ່ເຮັດໃຫ້ແຫ່ງບາຫຼອດຂຶ້ນສູງ 560mm ທີ່ 0°C ເອີ້ນວ່າ: ຄ່າມາດຕະຖານມີຄ່າເທົ່າ 1 ບັນຍາກາດເນື່ອງຈາກອຸນຫະພູມ, ຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດຂອງກ້າສມີຄວາມສຳພັນກັນເພື່ອຄວາມສະດວກໃນການປຽບທຽບ ແລະ ອ້າງອີງ ຈຶ່ງກຳນົດອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນ ມາດຕະຖານດັ່ງນີ້: ອຸນຫະພູມມາດຕະຖານ ຄື: 0°C ຫຼື 273.15K ຄວາມມາດຕະຖານ ຄື: 1 ບັນຍາກາດ ຫຼື $1.031 \times 10^5 \text{ N/m}^2$? (ຫຼື Pa)

ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນມາດຕະຖານນິຍົມໃຊ້ອັກສອນຫຍໍ້ວ່າ: STP(Standard- Temperature and Pressure).

1.2 ຄຸນລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງກ້າສ

ມະນຸດເຮົາຮູ້ຈັກ ແລະ ຄຸ້ນເຄີຍກັບກ້າສມາຕັ້ງແຕ່ສະໄໝດຶກດຳບັນມາແລ້ວ, ແຕ່ມະນຸດຫາກໍ່ສາມາດປຸງແຕ່ງກ້າສຈາກປະຕິກິລິຍາເມື່ອສັດຕະວັດທີ 16 ນີ້ເອງ. ອາກາດທີ່ປົກຄຸມໂລກ ແລະ ຢູ່ອ້ອມຕົວຂອງເຮົາແມ່ນປະກອບດ້ວຍທາດປົນຫຼາຍຊະນິດ, ສ່ວນໃຫຍ່ປະກອບດ້ວຍກ້າສ N_2 ປະມານ 78%, O_2 21% ສ່ວນທີ່ເຫຼືອແມ່ນ Ar ແລະ CO_2 ເປັນຕົ້ນ. ຮ່າງກາຍທີ່ມີຊີວິດສ່ວນຫຼາຍແມ່ນຕ້ອງການ O_2 ໃນການຫາຍໃຈ, ພຶດສີຂຽວກໍ່ຕ້ອງການ CO_2 ໃນການສັງເຄາະທາດແປງ, ກ້າສບາງຊະນິດກໍ່ໃຊ້ເປັນທາດເຊື້ອໄຟໃນການທຸງຕົ້ມເຊັ່ນ: ກ້າສໂປຣປານ C_3H_8 , ບູຕານ C_4H_{10} , ແປງຕານ C_5H_{12} ບາງຊະນິດກໍ່ໃຊ້ໃນການສັງເຄາະທາດອື່ນໆ. ເຖິງແມ່ນວ່າກ້າສຈະມີຄຸນປະໂຫຍດຢ່າງຫຼວງຫຼາຍຕໍ່ສິ່ງທີ່ມີຊີວິດກໍ່ຕາມ, ແຕ່ກໍ່ມີກ້າສຈຳນວນໜຶ່ງທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດມົນລະພິດໃນອາກາດເຊັ່ນ: CO, SO_2 , NO_2 ເປັນຕົ້ນ. ຄຳວ່າກ້າສໝາຍເຖິງທາດທີ່ຢູ່ໃນສະພາວະເປັນອາຍໃນເງື່ອນໄຂອຸນຫະພູມຫ້ອງ ແລະ ຄວາມດັນບັນຍາກາດ. ກ້າສມີຮູບຮ່າງ ແລະ ບໍລິມາດບໍ່ແນ່ນອນ, ໂມເລກຸນຂອງກ້າສເຄື່ອນທີ່ຢ່າງເປັນອິດສະຫຼະພາຍໃນພາຊະນະ ແລະ ຈະມີບໍລິມາດເທົ່າພາຊະນະທີ່ບັນຈຸສະເໝີ, ເພາະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງກ້າສມີຄ່ານ້ອຍຫຼາຍ. ກ້າສແບ່ງອອກເປັນ 2 ປະເພດຄື ກ້າສສົມບູນແບບ ແລະ ກ້າສຈິງ.

ໂດຍທົ່ວໄປບໍລິມາດຂອງທາດບໍ່ວ່າຈະເປັນກ້າສ, ທາດແຫຼວ ຫຼື ທາດແຂງລ້ວນແຕ່ມີການພົວພັນກັບອຸນຫະພູມ, ຄວາມດັນ ແລະ ຈຳນວນໂມນ. ຕາມປົກກະຕິອະນຸພາກຂອງກ້າສຈະຢູ່ຫ່າງກັນຫຼາຍກວ່າອະນຸພາກຂອງທາດແຫຼວ ແລະ ທາດແຂງ, ອະນຸພາກຂອງກ້າສມີການເຄື່ອນທີ່ຕະຫຼອດເວລາ, ມີທິດທາງບໍ່ແນ່ນອນ, ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກຂອງກ້າສຈະອ່ອນຫຼາຍ, ກ້າສຈະມີຮູບຮ່າງ ແລະ ບໍລິມາດບໍ່ແນ່ນອນມັນຂຶ້ນກັບພາຊະນະທີ່ກ້າສບັນຈຸຢູ່, ກ້າສເຄື່ອນທີ່ໄປໄດ້ໃນທຸກທິດທາງ, ສ່ວນທາດແຫຼວ ແລະ ທາດແຂງຈະເຄື່ອນທີ່ຈາກທີ່ສູງໄປສູ່ທີ່ຕ່ຳສະເໝີ, ນອກຈາກນັ້ນຍັງພົບວ່າກ້າສສາມາດປົນກັນໄດ້ທຸກອັດຕາສ່ວນ.

2. ກົດເກນຂອງບອຍ(Boyle's law)

ໃນປີ ຄ.ສ 1662 ບອຍ(Boyle's law) ໄດ້ສຶກສາຜົນຄວາມດັນທີ່ມີຄວາມຫົດຢືດ(springiness and compressibility) ຂອງອາກາດ ແລ້ວໄດ້ວັດບໍລິມາດຂອງກ້າສຕ່າງໆ ທີ່ມີມວນສານ (ຈຳນວນໂມລ) ຄົງທີ່ ເມື່ອຄວາມດັນປ່ຽນໄປອຸນຫະພູມຄົງທີ່, ດັ່ງນັ້ນເຫັນວ່າບໍລິມາດຂອງກ້າສປຸ້ນກັບຄວາມດັນ ຂໍ້ມູນທີ່ໄດ້ຈາກການທົດ



Robert Boyle

ລອງໃນຕາຕະລາງທີ 1 ຈາກການທົດລອງຂອງບອຍ ຈຶ່ງສະຫຼຸບເປັນທິດສະດີວ່າ: ກົດເກນຂອງບອຍ (Boyle's law) ມີຄວາມຫມາຍວ່າ: ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ແລະ ມວນສານຂອງກຳກັດທີ່ບໍລິມາດຂອງກຳກັດປ່ຽນແປງປົກກະຕິກັບຄວາມດັນຈຶ່ງຂຽນເປັນຄວາມສຳພັນທາງຄະນິດສາດໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{ເມື່ອ } T, n \text{ ຄົງທີ່})$$

ໃນນີ້: V = ບໍລິມາດຂອງກຳກັດ

P = ຄວາມດັນ

T = ອຸນຫະພູມ

n = ຈຳນວນໂມລຂອງກຳກັດ

ດັ່ງນັ້ນ $V = \frac{K}{P}$ (K ຄ່າຄົງທີ່)

$$PV = K$$

ນີ້ແມ່ນຜົນຄູນລະຫວ່າງຄວາມດັນກັບບໍລິມາດຈະມີຄ່າຄົງທີ່ສະເຫມີ

ເມື່ອຄວາມດັນຂອງກຳກັດປ່ຽນຈາກ P_1 ເປັນ P_2 ບໍລິມາດຈະປ່ຽນຈາກ V_1 ເປັນ V_2 ຈະໄດ້ຄວາມສຳພັນ

ດັ່ງນີ້:

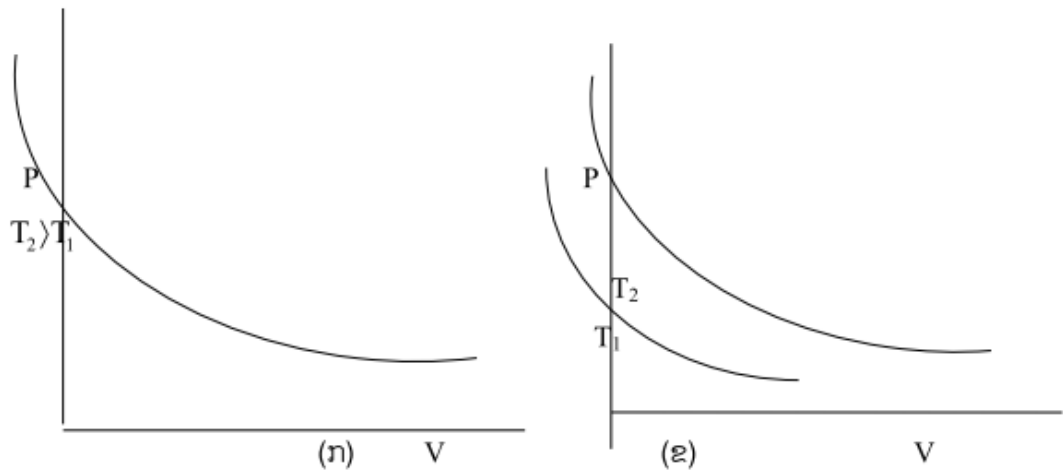
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

ຄ່າຄົງທີ່(K) ຂຶ້ນຢູ່ກັບຊະນິດຂອງກຳກັດ, ບໍລິມາດ, ອຸນຫະພູມ ແລະ ຫົວໜ່ວຍທີ່ໃຊ້ສຳລັບຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດ.

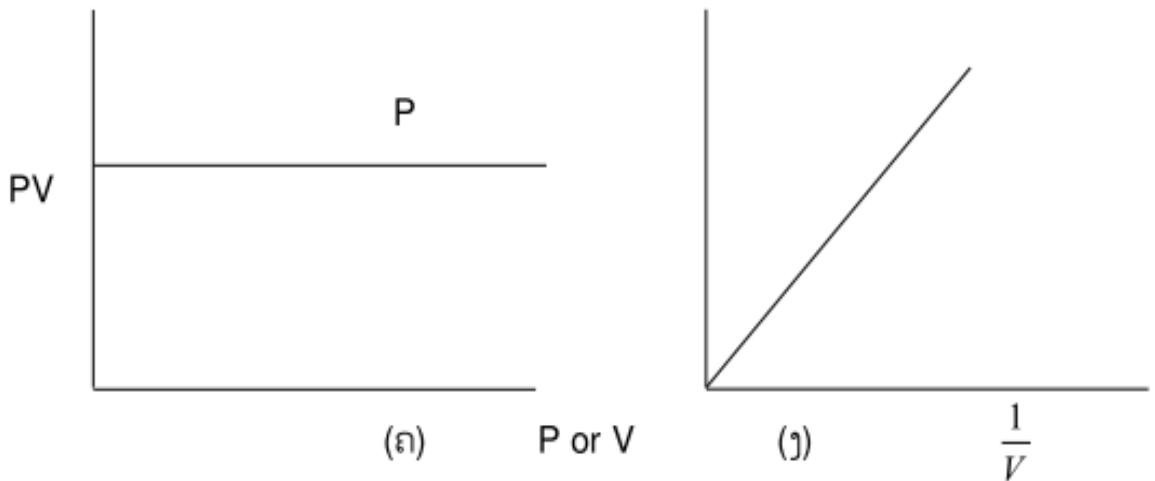
ເສັ້ນສະແດງຈະໄດ້ເສັ້ນສະແດງທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ເອີ້ນວ່າ: ໄອໂຊເທີມ(isotherm) ຊຶ່ງມີລັກສະນະຕ່າງໆ

ດັ່ງນີ້:

- 1) ເມື່ອແຕ່ມເສັ້ນສະແດງລະຫວ່າງຄວາມດັນກັບບໍລິມາດຈະໄດ້ເສັ້ນສະແດງທີ່ມີລັກສະນະໄຮເປີໂບລາ-(hyperbola) ດັ່ງຮູບທີ 3 ກ ແລະ ຂ.
- 2) ເມື່ອແຕ່ມເສັ້ນສະແດງລະຫວ່າງ PV ກັບ V (ຫຼື P) ຈະໄດ້ເສັ້ນສະແດງເສັ້ນຊື່ຂະໜານກັບແຖນນອນດັ່ງຮູບທີ 3 ຄ.



- 3) ເມື່ອແຕ້ມເສັ້ນສະແດງລະຫວ່າງ P ກັບ $1/V$ ຈະໄດ້ເສັ້ນສະແດງເສັ້ນຊື່ຜ່ານຈຸດເລີ່ມຕົ້ນມີຄວາມຊັນ - ເທົ່າກັບຄ່າຄົງທີ່ (K) ດັ່ງຮູບ 1.3(ງ) ການແຕ້ມເສັ້ນສະແດງແບບນີ້ນິຍົມຫຼາຍກວ່າ 2 ແບບທຳອິດ.



ຮູບ 1.3 ເສັ້ນສະແດງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່

ຫຼື ໄອໂຊເທີມ(isotherm) ແບບຕ່າງໆ

ຈາກຂໍ້ມູນ ສະແດງວ່າສຳລັບແກັສຈິງ(real gas) ຄ່າ PV ຈະບໍ່ຄົງທີ່ແຕ່ຂຶ້ນກັບຄວາມດັນ ແລະ ມີ ລັກສະນະແຕກຕ່າງກັນສຳລັບແກັສຕ່າງໆເຮົາອາດຂຽນສົມຜົນແຫ່ງສະພາວະທີ່ເໝາະສົມໃນຮູບຂອງ

$$PV = K + BP + CP^2 + \dots$$

ເມື່ອ B ແລະ C ເປັນຄ່າຄົງທີ່ແມ່ນຂຶ້ນກັບຊະນິດຂອງແກັສທີ່ສຶກສາໃນກໍລະນີທີ່ K ເປັນຄ່າຄົງທີ່ ຖ້າຄວາມດັນ ເຂົ້າໃກ້ຫາສູນ ($P \rightarrow 0$) ສົມຜົນດັ່ງລຸ່ມນີ້:

$$PV = K(\theta)$$

ຈາກຂໍ້ມູນໃນຕາຕະລາງທີສອງນີ້ເມື່ອ $T = 0^\circ\text{C}$ ຄ່າ $K(0^\circ\text{C}) = 22.4140 \text{ l/atm}$

ຈາກທີ່ກ່າວມານັ້ນຈະເຫັນວ່າແກັສຈິງທີ່ນຳມາທົດລອງຈະມີພຶດຕິກຳບໍ່ເປັນໄປຕາມກົດເກນຂອງບອຍບໍ່ວ່າຢູ່ທີ່ ພາວະໃດກໍຕາມແຕ່ອາດມີຄຸນລັກສະນະໃກ້ຄຽງກັບກົດເກນນີ້ເມື່ອແກັສມີຄວາມດັນຕ່ຳຫຼາຍ ($p \rightarrow 0$) ດັ່ງນັ້ນ, ກົດເກນຂອງບອຍຈຶ່ງຖືກຈັດເປັນກົດເກນໜຶ່ງທີ່ໃຊ້ອະທິບາຍພຶດຕິກຳຂອງແກັສອຸດົມຄະຕິ.

ຕົວຢ່າງ1: ກຳສຸດຊະນິດໜຶ່ງມີບໍລິມາດ 5ℓ ພາຍໃຕ້ຄວາມດັນ 740mmHg. ຈົ່ງຊອກຫາບໍລິມາດຂອງກຳສຸດໃນເງື່ອນໄຂຄວາມດັນມາດຕະຖານໂດຍທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່?

$$P_1 = 740\text{mmHg} \quad V_1 = 5 \text{ l}$$

$$P_2 = 760\text{mmHg} \quad V_2 = ?$$

$$\text{ອີງຕາມສຸດ } P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{740 \times 5}{760} = 4,87$$

$$\Rightarrow V_2 = 4,87 \text{ l}$$

ກົດຈະກຳ: ກຳສຸດອີກຊື່ແຊນມີບໍລິມາດ 40dm³ ພາຍໃຕ້ຄວາມດັນ 758mmHg ຈົ່ງຊອກຫາບໍລິມາດຂອງກຳສຸດນີ້ເມື່ອຄວາມດັນຫຼຸດລົງເຫຼືອ 635mmHg ໃນເງື່ອນໄຂອຸນຫະພູມຄົງທີ່.

3. ກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລ(Charles' law)



Jacques Alexandre Cesar Charles

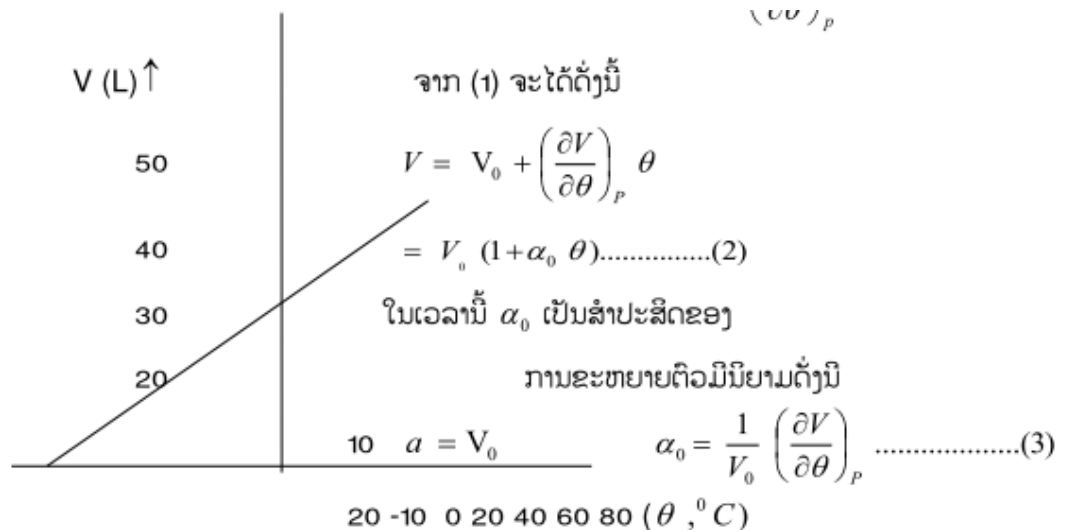
ໃນປີຄສ 1787 ຊາຣ໌ລນັກຄະນິດສາດ ແລະ ນັກຟີຊິກຊາວຝຣັ່ງເສດ ໄດ້ທົດລອງນຳເອົາແກັສໄຮໂດຣເຈນ, ອາກາດ, ອອກຊີເຈນ ແລະ ຄາບອນໄດອອກໄຊດ໌ ມາເຮັດໃຫ້ຮ້ອນຈາກ 0°C ຫາ 80°C ປະກົດວ່າແກັສຈິງແຕ່ລະຊະນິດໄດ້ຂະຫຍາຍຕົວໄດ້ເທົ່າໆກັນຕໍ່ມາໃນປີຄສ 1802-1805 ເກລຸຍສັກ(Gay-Lussa) ນັກເຄມີ ແລະ ຟີຊິກຊາວຝຣັ່ງເສດໄດ້ທົດລອງແບບດຽວກັນທີ່ຊາຣ໌ລໄດ້ເຮັດການທົດລອງແຕ່ ໄດ້ເຮັດຢ່າງລະອຽດຄື: ໄດ້ສຶກສາທີ່ບໍລິມາດຂອງແກັສທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆພາຍໃຕ້ຄວາມດັນຄົງທີ່ສາມາດສະຫຼຸບ ໄດ້ດັ່ງນີ້:

ຖ້າໃຫ້ຄວາມດັນຄົງທີ່ບໍລິມາດຂອງແກັສຕ່າງໆ ທີ່ມີຈຳນວນໂມນ(ຄົງທີ່) ຈະເພີ່ມຂຶ້ນ ຫຼື ຫຼຸດລົງເປັນ $\frac{1}{273}$ ບໍລິມາດເດີມຂອງແກັສນັ້ນທີ່ 0°C ທຸກໆ 1°C ທີ່ແກັສຮ້ອນຂຶ້ນ ຫຼື ເຢັນລົງຈາກເດີມໃນກໍລະນີນີ້ເອີ້ນວ່າ: ກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລ.

ໃນການທົດລອງດັ່ງກ່າວເມື່ອແຕ້ມເສັ້ນສະແດງລະຫວ່າງບໍລິມາດຂອງແກັສ (V) ກັບ T(θ) ຈະໄດ້ເສັ້ນສະແດງເປັນເສັ້ນຊື່ ແລະ ພົບຄວາມສຳພັນທົ່ວໄປດັ່ງນີ້:

$$V = a + b\theta$$

ໃນເວລານີ້ a ແລະ b ເປັນຄ່າຄົງທີ່ ຖ້າໃຊ້ອຸນຫະພູມ °C ແລະ ເອີ້ນບໍລິມາດທີ່ 0°C ເປັນ V₀ ດັ່ງນັ້ນ, a ແມ່ນສ່ວນຕັດມີຄ່າເທົ່າກັບ V₀ ແລະ ຄ່າ b ແມ່ນຄວາມຊັນ ມີຄ່າ $\left(\frac{\partial V}{\partial \theta}\right)_p$



ໃນຕອນທຳອິດ ເກ-ລູຊັກ ເຫັນວ່າຄ່າ $\alpha_0 = \frac{1}{267}$ ຕໍ່ມາໃນປີ ຄ.ສ 1847 ເຣກໂມລ(H.V. Regnault ຄ.ສ 1810-1878) ຫາຄ່າ α_0 ໄດ້ຈາກການທົດລອງທີ່ປັບປຸງໃຫ້ດີຂຶ້ນເປັນ $\frac{1}{273}$ ໃນປະຈຸບັນໃຊ້ຄ່າ $\alpha_0 = \frac{1}{273.15}$

ຈາກການສຶກາ ແລະ ວັດແທກຄ່າ α_0 ໃນການກວດສອບພົບວ່າຄ່າ α_0 ບໍ່ເທົ່າກັບທຸກແກ້ສຂຶ້ນຢູ່ກັບຄວາມດັນທີ່ສຶກສາ(ໃຫ້ຄົງທີ່) ຖ້າວັດທີ່ຄວາມດັນຕໍ່າຫຼາຍພົບວ່າຄ່າ α_0 ຂອງແກ້ສແຕ່ລະຊະນິດເກືອບເທົ່າກັນ ຫຼາຍທີ່ສຸດ ເມື່ອຄວາມດັນເຂົ້າໃກ້ສູນ ຄ່າ α_0 ຂອງແຕ່ລະຊະນິດເທົ່າກັນ ຈຶ່ງຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\lim_{p \rightarrow 0} \alpha_0 = \frac{1}{273.15} = \text{ຄ່າຄົງຕົວສາກົນ(ເປັນຄ່າຄົງຕົວສຳລັບແກ້ສທຸກຊະນິດ)}$$

ຈາກຄວາມສຳພັນຕາມ(2) ສຳລັບແກ້ສທີ່ມີບໍລິມາດ ແລະ ອຸນຫະພູມທີ່ມີຄ່າຕ່າງໆຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$V = V_0 \left(1 + \frac{\theta}{273.15} \right)$$

$$= V_0 \left(\frac{273.15 + \theta}{273.15} \right)$$

$$V = V_0 \frac{T}{T_0}$$

$$T_0 = \frac{1}{\alpha_0} = 273.15K$$

ຕໍ່ໄປຈະໃຊ້ຫົວໜ່ວຍອຸນຫະພູມໃໝ່ເອີ້ນວ່າ: ອຸນຫະພູມສົມບູນ ຫຼື ອຸນຫະພູມເຄວີນຄີ:

$$T = T_0 + \theta^{\circ}C \text{ or } T = 273.15 + \theta^{\circ}C$$

ຈາກສົມຜົນ(5) ເມື່ອຈັດໃໝ່ຈະໄດ້ $\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0} = K$ (ຄ່າຄົງຕົວ) ຫຼື ອາດເວົ້າໄດ້ວ່າຖ້າຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່ແກ້ສທີ່ມີບໍລິມາດ V_1 ປ່ຽນເປັນບໍລິມາດ V_2 ແລະ ອຸນຫະພູມປ່ຽນຈາກ T_1 ເປັນ T_2 ຈະໄດ້ຄວາມສຳພັນດັ່ງນີ້:

$$\frac{V_1}{T_2} = \frac{V_2}{T_1}$$

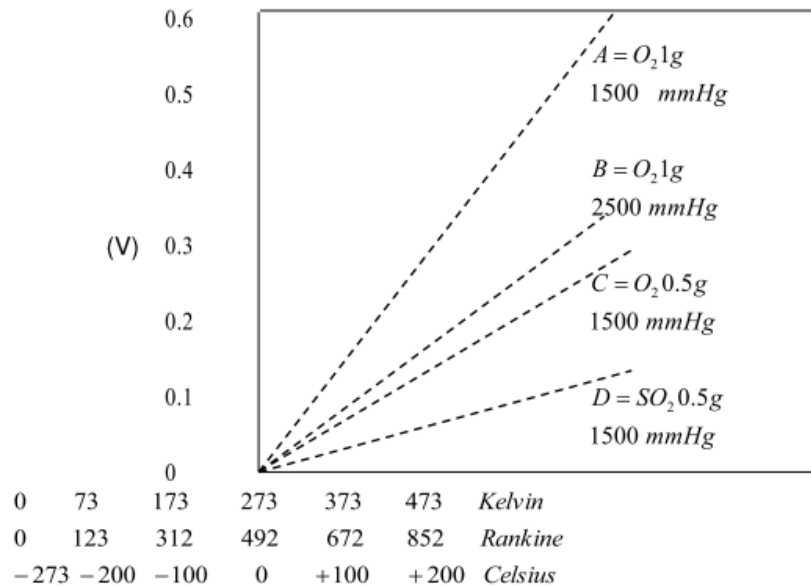
ຈາກຄວາມສຳພັນໃນສົມຜົນ(6) ຫຼື ສົມຜົນ(3) ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$V = KT \text{ or } V \propto T$$

ເນື່ອງຈາກຊາຣ໌ລເປັນຜູ້ພົບຄວາມສຳພັນນີ້ເປັນຄົນທຳອິດຈຶ່ງນິຍົມເອີ້ນກົດເກນນີ້ວ່າກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລ ເຊິ່ງ ອາດໃຫ້ນິຍາມອີກແບບຫນຶ່ງໄດ້ດັ່ງນີ້:

ເມື່ອຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່, ບໍລິມາດຂອງແກ້ສ ທີ່ມີຈຳນວນໂມນ(ຄົງທີ່) ຈະປື້ນກັບອຸນຫະພູມສົມບູນ ຂໍ້ມູນ

ຕາມຕາຕະລາງທີ່ສາມສະແດງໃຫ້ເຫັນເຖິງການປ່ຽນແປງບໍລິມາດຂອງແກັສບາງຊະນິດເມື່ອອຸນຫະພູມ ປ່ຽນແປງທີ່ຄວາມດັນ ແລະ ມວນສານຄົງທີ່ ແລະ ເມື່ອນໍ້າຂໍ້ມູນດັ່ງກ່າວໄປແຕ່ມເສັ້ນສະແດງລະຫວ່າງ ອຸນຫະພູມກັບບໍລິມາດ ຈະໄດ້ເສັ້ນສະແດງເປັນເສັ້ນຊື່ດັ່ງຮູບທີ 4 ຈາກເສັ້ນສະແດງໃນຮູບທີ 4 ເມື່ອເຮັດການປະມານຄ່ານອກຊ່ວງຈະຕັດແຖນອຸນຫະພູມທີ່ຈຸດດຽວກັນຄື: ທີ່ 0K ຫຼື -273.15°C ຈຸດນີ້ພົບວ່າແກັສມີບໍລິມາດເປັນ 0 ຫຼື ບໍ່ມີບໍລິມາດແຕ່ຄວາມຈິງອຸນຫະພູມນີ້ທາດນັ້ນບໍ່ໄດ້ ຢູ່ໃນພາວະແກັສອີກຕໍ່ໄປ.



ຮູບ 1.4 ເສັ້ນສະແດງລະຫວ່າງອຸນຫະພູມ ແລະ ບໍລິມາດເມື່ອຄວາມດັນຄົງທີ່

4. ກົດເກນຂອງແກັສອຸດົມຄະຕິ

ໃນທຳມະຊາດບໍ່ມີແກັສອຸດົມຄະຕິແຕ່ເປັນຮູບແບບທີ່ນັກວິທະຍາສາດສ້າງຂຶ້ນເພື່ອເປັນແບບບຈຳລອງ ຫຼື ເປັນແນວທາງທີ່ຈະໃຊ້ອະທິບາຍພຶດຕິກຳຂອງແກັສດັ່ງກົດເກນຂອງບອຍ ແລະ ກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລທີ່ກ່າວມາ ແລ້ວກົດເກນຂອງແກັສອຸດົມຄະຕິເປັນການລວມຂອງກົດເກນຂອງບອຍ ແລະ ຊາຣ໌ລ ແລະ ກົດຂອງອາໂວກາ ໂດເຂົ້າດ້ວຍກັນຊຶ່ງສະແດງໃຫ້ເຫັນເຖິງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງລັກສະນະຕ່າງໆດັ່ງນີ້:

ຈາກກົດຂອງບອຍລ໌: $V \propto \frac{1}{P}$ (ເມື່ອ T, n ຄົງທີ່)

ຈາກກົດຂອງຊາຣ໌ລ: $V \propto T$ (ເມື່ອ P, n ຄົງທີ່)

ດັ່ງນັ້ນ, $V \propto \left(\frac{1}{P}\right)T$

$V = K\left(\frac{1}{P}\right)T$ (ເປັນຄ່າຄົງທີ່)

$\frac{PV}{T} = K$ (ເມື່ອຈຳນວນໂມນ n ຄົງທີ່)

ຄ່າ k ເປັນຄ່າຄົງຕົວຂຶ້ນຢູ່ກັບບໍລິມາດ ຫຼື ຈຳນວນໂມນຂອງແກັສ

ຈາກຄວາມສຳພັນ $\frac{PV}{T} = K$ ອາດຂຽນໄດ້ເປັນ

$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

ຈາກສົມຜົນທີ 4 ແມ່ນການສະແດງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງ P-V-T ເມື່ອຈຳນວນໂມນຂອງແກັສຄົງທີ່ ເຊິ່ງ

ໃຊ້ຊອກຫາບໍລິມາດຂອງແກັສທີ່ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນຕ່າງໆໄດ້.

ຈາກກົດເກນຂອງອາໂວກາໂດເວົ້າວ່າ: ຢູ່ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນຄົງທີ່ບໍລິມາດຂອງແກັສຕ່າງໆຈະປ່ຽນແປງຈະປົ່ນກັບໂດຍກົງກັບຈຳນວນໂມຂອງແກັສນັ້ນໆຊຶ່ງສາມາດຂຽນເປັນຄວາມສຳພັນທາງຄະນິດສາດໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$V \propto n \text{ (ເມື່ອ } P, T \text{ ຄົງທີ່)}$$

ເມື່ອລວມສົມຜົນ 1 ແລະ 2 ເຂົ້າກັນຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$V \propto \left(\frac{1}{P}\right)Tn$$

$$V = R \left(\frac{1}{P}\right)Tn \text{ (ເມື່ອ } R \text{ ເປັນຄ່າຄົງທີ່)}$$

$$\text{ເມື່ອຈັດຄືນໃຫມ່ຈະໄດ້ } PV = nRT.$$

ຄວາມສຳພັນຕາມສົມຜົນທີ 5 ແມ່ນສົມຜົນແຫ່ງສະພາວະ(Equation of state) ຂອງແກັສອຸດົມຄະຕິເອີ້ນວ່າ: ກົດເກນຂອງແກັສອຸດົມຄະຕິ(Ideal gas).

ຄ່າຄົງຕົວ R ເອີ້ນວ່າ: ຄ່າຄົງຕົວສາກົນຂອງກ້າສ(universal gas constant) ຫຼື ເອີ້ນຫຍໍ້ວ່າ: ຄ່າຄົງຕົວຂອງກ້າສ(gas constant). ຈັດເປັນຄ່າຄົງຕົວສາກົນມີຄ່າຂຶ້ນກັບຫົວໜ່ວຍຂອງ P-V-T ທີ່ໃຊ້ຄ່າຄົງຕົວ R ບໍ່ ຂຶ້ນກັບຄວາມດັນ, ບໍລິມາດ, ອຸນຫະພູມຈັດເປັນຄ່າຄົງຕົວສຳລັບກ້າສທຸກຊະນິດເຊິ່ງສະຫຼຸບດັ່ງນີ້:

- ຄ່າ R ສາມາດຊອກໄດ້ຈາກຫຼັກການທີ່ວ່າກ້າສຕ່າງໆ 1 ໂມລ ມີບໍລິມາດ 22,4ລິດ ທີ່ STP ເມື່ອແທນຄ່າຕ່າງໆໃນກົດເກນກາລິອຸດົມຄະຕິ($PV = nRT$) ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$R = \frac{(1 \text{ atm})(22.4 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273 \text{ K})} = 0.08205 \text{ L/atm/mol}^{-1}/\text{K}^{-1}$$

ໃນຫົວໜ່ວຍສາກົນ(SI Unit) ຄ່າ R ຊອກຫາໄດ້ໂດຍການແທນຄ່າຄວາມດັນໃນຫົວໜ່ວຍ N/m^{-2} ແລະ ປະລິມານເປັນ m^{-3} ດັ່ງນີ້:

$$R = \frac{101325 \text{ N m}^{-2} \cdot 0.0224 \text{ m}^3}{(1 \text{ mol})(273 \text{ K})}$$
$$= 8.314 \text{ N/m/mol}^{-1}/\text{K}^{-1}$$

ຖ້າແທນ ຄ່າຄວາມດັນ (P) = 101.325 KPa ແລະ ປະລິມານ (V) = 22.4dm³ ຈະໃຫ້ຄ່າ $R = 8,314 \text{ KPa/dm}^3/\text{mol}^{-1}/\text{K}^{-1}$ ຈະໃຫ້ຄ່າ R ຂຶ້ນຢູ່ກັບຈຳນວນໂມລຫົວໜ່ວຍຄວາມດີ ແລະ ຫົວໜ່ວຍປະລິມານທີ່ໃຊ້ຄ່າ R ອາດມີຫົວໜ່ວຍຕ່າງໆ.

ໃນການຊອກຫາຫົວໜ່ວຍກ່ຽວກັບກ້າສທາງເຄມີ ອາດໃຊ້ຫົວໜ່ວຍບໍລິມາດ ແລະ ຄວາມດັນຫົວໜ່ວຍທີ່ຍົມໃຊ້ທົ່ວໄປຄື: ບໍລິມາດມີຫົວໜ່ວຍເປັນ L ຫຼື cm³ ຄວາມດັນມີຫົວໜ່ວຍປ່ຽນເປັນບັນຍາກາດ ຫຼື mmHg ຫຼື ຈະໃຊ້ຫົວໜ່ວຍສາກົນ(SI unit) ກໍ່ໄດ້ການປ່ຽນຄ່າລະຫວ່າງຫົວໜ່ວຍຕ່າງໆ ໃຊ້ແຟກເຕີໃນ ການປ່ຽນຫົວໜ່ວຍ(conversion factors) ເຂົ້າໃນການຄິດໄລ່.

ແຟກເຕີທີ່ມີປະໂຫຍດໃນການປ່ຽນຫົວໜ່ວຍ(useful conversion factors)

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$
$$= 1.031 \times 10^6 \text{ dyne/Cm}^2$$
$$= 1.031 \times 10^5 \text{ N/m}^{-2}$$

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ N} = 1 \text{ Kg/ m/s}^{-2} = 1 \text{ J/m}^{-1}$$

$$1 \text{ N m} = 1 \text{ Kg/m}^2 \text{ s}^{-2} = 1 \text{ J}$$

$$1 \text{ dyne} = 1 \text{ g/cm/s}^{-2} = 10^{-2} \text{ N}$$

$$1 \text{ L atm} = 24.22 \text{ cal} = 101.34 \text{ J}$$

$$1 \text{ erg} = 10^{-7} \text{ J}$$

$$= 1 \text{ g cm}^2 \text{ s}^{-2}$$

$$= 2.39 \times 10^{-8} \text{ cal}$$

- ສໍາລັບກຳສຸດົມຄະຕິສາມາດສະຫຼຸບຄວາມສໍາພັນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$PV = nRT$$

ສໍາລັບກຳສ n ໂມລ

$$P\bar{V} = RT \text{ ສໍາລັບກຳສ 1 ໂມລ}$$

$\bar{V}$ ຄື ບໍລິມາດຂອງກຳສ 1 ໂມລ(molar Volume)

ຈາກ $PV = nRT$ ສາມາດຈຳແນກຕົວແປອອກເປັນ 2 ຊະນິດຄື:

n ແລະ V ແມ່ນຕົວແປທີ່ຂຶ້ນກັບມວນສານຂອງລະບົບ(extensive variables)

P ແລະ T ແມ່ນຕົວແປທີ່ຂຶ້ນກັບມວນສານຂອງລະບົບ(intensive variables) (ຄ່າ V ແມ່ນຕົວແປທີ່ຂຶ້ນກັບມວນສານຂອງລະບົບ)

- ການນຳເອົາກົດເກນຂອງກາລໍອຸດົມຄະຕິເຂົ້າໃນການຄິດໄລ່

ຈາກກົດເກນຂອງກາລໍອຸດົມຄະຕິ ($PV = nRT$) ຖ້າທົດລອງວັດຄ່າ P,V,T ແລະ ຮູ້ຄ່າ R ສາມາດຊອກຫາຈຳນວນໂມລ(n) ຈຳນວນໂມລຂອງກຳສ ຫຼື ນໍ້າໜັກໂມເລກຸນຂອງກຳສໄດ້ (ຖ້າຮູ້ນໍ້າໜັກ ຫຼື ມວນສານຂອງກຳສ) ຈາກຄວາມສໍາພັນຕໍ່ໄປນີ້:

ຖ້າ m ນໍ້າໜັກ ຫຼື ມວນສານຂອງກຳສ

M ນໍ້າໜັກໂມເລກຸນຂອງກຳສ

ρ = ຄວາມໜາແໜ້ນຂອງກຳສ

$$\text{ຈາກ } PV = nRT = \left(\frac{m}{M}\right)RT$$

$$M = \left(\frac{m}{V}\right) \left(\frac{RT}{P}\right)$$

$$\text{ຫຼື } M = \rho \left(\frac{RT}{P}\right)$$

ຕົວຢ່າງ: ກຳສກາກໂບນິກຈຳນວນ 2 ລິດ ຢູ່ອຸນຫະພູມ 5°C ພາຍໃຕ້ຄວາມດັນ 25mmHg ຈະມີຈຳນວນໂມເລກຸນເທົ່າໃດ?

ຮູ້ວ່າ: P25 =mmHg

$$1 \text{ atm} \longrightarrow 760 \text{ mmHg}$$

$$x \longleftarrow 25 \text{ mmHg}$$

$$x = \frac{25}{760} = 0,032 \text{ atm}$$

$$V = 2,0 \text{ ລິດ}$$

$$T = 273 + 5 = 278 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ l.atm/K.mol}$$

$$\text{ຈາກສົມຜົນ } PV = nRT \implies n = \frac{PV}{RT} \text{ ແທນຄ່າໃສ່ສຸດຈະໄດ້}$$

$$n = \frac{0,032 \times 2,0}{0,082 \times 278} = 0,0029 \text{ mol}$$

$$\text{ອີງຕາມກົດເກນອາໂວກາໂດຣ } 1 \text{ mol} \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ ໂມເລກຸນ}$$

$$0,0029 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$X = 0,0029 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,74 \times 10^{21} \text{ ໂມເລກຸນ}$$

5. ການລວມຕົວຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິ

ໃນປີ ຄ.ສ 1802 ດອລຕັນ(John Dalton ຄ.ສ 1766-1844)ໄດ້ສະເໜີກົດເຊິ່ງໄດ້ຈາກການທົດລອງ ກ່ຽວກັບຄວາມດັນຂອງແກ້ສ ໃນສິ່ງປະສົມຂອງແກ້ສ ແລະ ໄດ້ເອີ້ນກົດນີ້ວ່າ: ກົດຄວາມຫມັ້ນຍ່ອຍຂອງ ດອລຕັນ (Dalton's law of partial pressure) ກົດນີ້ກ່າວຄືເມື່ອມີແກ້ສຕັ້ງແຕ່ສອງຊະນິດຂຶ້ນໄປປະສົມຢູ່ ໃນພາຊະນະນະ ດຽວກັນໂດຍບໍ່ໄດ້ທຳປະຕິກິລິຍາຕໍ່ກັນແກ້ສ ແຕ່ລະຊະນິດຈະກຳໃຫ້ເກີດຄວາມດັນເຊິ່ງຈະຢູ່ເຕັມໃນພາຊະນະຕາມລຳ ພັງ ແລະ ຄວາມດັນຈະມີຄ່າເທົ່າຄວາມດັນຂອງແກ້ສທຸກຊະນິດລວມກັນເນື່ອງຈາກ ຄວາມດັນແຕ່ລະຊະນິດປະສົມ ປົນກັນຈຶ່ງເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຫມັ້ນຍ່ອຍ(partial pressure).

ຖ້າຕ້ອງການຄຳນວນຫາຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຄວາມດັນຍ່ອຍ(p_i) ແລະ ຄວາມດັນລວມ(p) ໂດຍ ສົມມຸດ ແກ້ສ ທັງຫມົດເປັນແກ້ສສົມບູນແລ້ວໃຊ້ສົມຜົນຂອງແກ້ສບຸນເຊັ່ນ:

$$\text{ໃຫ້ } V \text{ ເປັນບໍລິມາດຂອງແກ້ສ ປະສົມທັງຫມົດ(A, B, C,...)}$$

$$n \text{ ເປັນຈຳນວນໂມລຂອງແກ້ສ ທັງຫມົດ(A, B, C).}$$

$$\text{ຈາກສົມຜົນຂອງ ແກ້ສ ສົມບູນ: } PV = nRT$$

$$\text{ຍ້ອນວ່າ: } n = n_A + n_B + n_C + \dots$$

$$\text{ໃນນີ້ } n_A, n_B, n_C \text{ ເປັນຈຳນວນໂມລຂອງ ແກ້ສ ທັງຫມົດ A, B, C, ...}$$

$$\text{ເຮົາຈະໄດ້ } PV = (n_A + n_B + n_C + \dots)RT$$

$$P = \frac{n_A}{V} RT + \frac{n_B}{V} RT + \frac{n_C}{V} RT + \dots$$

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots$$

$$\text{ຄວາມດັນຍ່ອຍມີຄ່າ: } P_A = \frac{n_A}{V} RT, P_B = \frac{n_B}{V} RT, P_C = \frac{n_C}{V} RT$$

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots = \sum_{i=1}^N P_i$$

ຖ້າ (P_i) ສ່ວນ (P) ເຮົາກໍຈະໄດ້ຄວາມສຳຄັນດັ່ງນີ້:

$$\frac{P_i}{P} = \frac{N_i RT}{n RT} = \frac{N_i}{n}$$

$$P_i = \frac{N_i}{n} P \text{ ໃຫ້ } X_i = \frac{N_i}{n} \text{ ເອີ້ນວ່າ: ເສດສ່ວນໂມລ(mole fraction)}$$

$$P_i = X_i P$$

ຖ້າໃຊ້ກົດເກນບອຍ(Boyle's law) ເມື່ອ T ຄົງທີ່ $P_1 V_1 = P_2 V_2$

ສົມມຸດໃຫ້: A ແກ້ສສົມບູນໃດຫນຶ່ງ

P ຄວາມດັນ

V_1 ບໍລິມາດ

ແລ້ວເອົາແກ້ສອື່ນມາປະສົມໃນນັ້ນ T ຄົງທີ່ ຫລັງຈາກປະສົມແລ້ວມີບໍລິມາດ ແລະ ຄວາມດັນຍ່ອຍແມ່ນ $A(P_A)$ ຈາກຂໍ້ສົມມຸດເຮົາສາມາດຄຳນວນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$P_1 V_1 = P_A V \Rightarrow P_A = \frac{P_1 V_1}{V}$$

ຖ້າມີຈຳນວນແກ້ສ n ເທື່ອເຮົາສາມາດຄິດໄລ່ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + \dots + P_n$$

$$\Rightarrow P_1 = \frac{n_1 RT}{V}, P_2 = \frac{n_2 RT}{V}, P_3 = \frac{n_3 RT}{V}, P_4 = \frac{n_4 RT}{V}, P_n = \frac{n_n RT}{V}$$

ຈາກກົດເກນຂອງກ້າສດັ່ງທີ່ກ່າວມານັ້ນເມື່ອນຳມາລວມເຂົ້າກັນເປັນກົດເກນລວມຂອງກ້າສເພື່ອເປັນການນຳໄປໝູນໃຊ້ກັບການປ່ຽນແປງທັງໝົດທີ່ເປັນໄປໄດ້ຄື:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{ຄົງທີ່}$$

ຕົວຢ່າງ: ກ້າສອາໂມນີອັກ 20 ລິດ ຢູ່ອຸນຫະພູມ 5°C ແລະ ຄວາມດັນ 760 Torr, ເມື່ອອຸນຫະພູມປ່ຽນແປງຢູ່ໃນ 30°C ແລະ ຄວາມດັນ 800 Torr ບໍລິມາດຂອງກ້າສນີ້ຈະມີເທົ່າໃດ?

$$V_1 = 20 \text{ ລິດ} \quad P_1 = 760 \text{ Torr}, \quad T_1 = 273 + 5 = 278 \text{ K}$$

$$V_2 = ? \quad P_2 = 800 \text{ Torr}, \quad T_2 = 273 + 30 = 303 \text{ K}$$

ຈາກກົດເກນລວມຂອງກ້າສຈະໄດ້:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{760 \times 20 \times 303}{800 \times 278} = 20,7 \text{ ລິດ}$$

$$V_2 = 20,7 \text{ ລິດ}$$

6. ທິດສະດີການເຄື່ອນທີ່ໂມເລກູນຂອງກ້າສ (The kineti molecular theory gas)

ສົມຜົນແຫ່ງສະພາວະທີ່ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວແມ່ນການພິຈາລະນາປັນຫາຈາກປະກົດການຫຼາຍກວ່າຈະພິຈາລະນາໂຄງສ້າງພາຍໃນ ເພື່ອທີ່ຈະເຂົ້າໃຈຄວາມຫມາຍຂອງກົດເກນ ແລະ ຕົວປ່ຽນແປງຕ່າງໆ ຈຳຕ້ອງສຶກສາເພື່ອໃຫ້ເຂົ້າໃຈຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງ PVT ນັ້ນມາແຕ່ປີ ຄ.ສ 1738 ໂດຍແບຣ໌ນຸລລີ(Daniel Bernouli ຄ.ສ 1700-1782) ຕໍ່ມາກໍ່ມີນັກວິທະຍາສາດ ຫລາຍທ່ານໄດ້ສຶກສາປັບປຸງເຊັ່ນ: ຈູລ(James P, Joule ໃນ ປີ ຄ.ສ 1848), ເຄລາຊີອຸສ(Rudolf JE. Clauses ໃນປີ ຄ.ສ 1857), ແມກຊ໌ເວລສ໌(James Cle- ark Maxwell ປີ ຄ.ສ 1860), ໂບລມັນ(Ludwig E Boltzmann ປີ ຄ.ສ 1859). ຈົນເຖິງປະຈຸບັນ ຜົນງານເຫລົ່ານັ້ນໄດ້ເກີດເປັນທິດສະດີໃຫມ່ຂຶ້ນມາທິດສະດີໃຫມ່ຂອງແກ້ສຊຶ່ງ ໄດ້ຫລັກການທາງກົນລະສາດ ແລະ ສະຖິຕິເປັນພື້ນຖານໃນການຄຳນວນຕ່າງໆ ສຳຫລັບແກ້ສສົມບູນແບບຈຳລອງ(model) ຂອງທິດສະດີນີ້ອາໄສຫລັກການພື້ນຖານ 5 ຂໍ້ດັ່ງລຸ່ມນີ້:

- 1) ໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງກ້າສ ມີບໍລິມາດ ແລະ ຂະໜາດນ້ອຍທີ່ສຸດແຕ່ລະໂມເລກູນ(Molecule) ມີໄລຍະຫ່າງກັນ ຂ້ອນຂ້າງຫຼາຍ.
- 2) ບໍ່ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກູນຂອງກ້າສເຮັດໃຫ້ໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງແກ້ສເຄື່ອນທີ່ໄດ້ຢ່າງເສລີ.
- 3) ໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງແກ້ສເຄື່ອນທີ່ເປັນເສັ້ນຊື່ ຍົກເວັ້ນໃນເວລາໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງມັນ

ຫາກຕຳກັບໂມເລກູນອື່ນ ການຕຳກັນຂອງໂມເລກູນເກີດຂຶ້ນຕະຫຼອດ ເຮັດໃຫ້ການເຄື່ອນທີ່ຂອງກ້າສ ຈະມີທິດທາງບໍ່ແນ່ນອນ(Radom motion or chaotic motion) ແລະ ການຕໍ່ແມ່ນການຕຳແບບຍືດຍຸ່ນ (elastic collision) ເຊິ່ງມີຄວາມຫມາຍວ່າ: ພະລັງລວມຂອງກ້າສທັງສອງໂມເລກູນທີ່ເຂົ້າມາຕຳກັນບໍ່ມີການປ່ຽນແປງ ຫຼື ເວົ້າວ່າພະລັງງານຈອນທັງຫມົດ ຂອງສອງໂມເລກູນກ່ອນການຕຳກັນຈະເທົ່າກັບພະລັງງານຈອນທັງຫມົດ ພາຍຫຼັງການຕຳກັນ.

- 4) ຄວາມດັນຂອງແກັສເກີດຈາກໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງແກັສໄປຕຳກັບເນື້ອທີ່ຂ້າງຂອງພາຊະນະທີ່ໃຊ້ບັນຈຸເນື່ອງ ຈາກຄວາມດັນຄື ແຮງຫົວຫນ່ວຍຕໍ່ພື້ນທີ່ ເມື່ອໂມເລກູນຂອງກ້າສໄປຕຳຜະໜັງຂອງພາຊະນະ ຈະເປັນການ ອອກແຮງຕໍ່ຜະໜັງນັ້ນ ແຮງທັງຫມົດທີ່ມີຕໍ່ຫົວຫນ່ວຍພື້ນທີ່ຈະສຳພັນໂດຍກົງກັບແຮງທີ່ຕຳກັນໃນແຕ່ລະຄັ້ງ ແລະ ຈຳນວນຄັ້ງໃນການຕຳກັນກັບຜະໜັງ.
- 5) ແຕ່ລະໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງແກັສຈະມີພະລັງງານຈອນ(kinetic energy) ຕ່າງກັນ ແລະ ພະລັງ ງານຈອນ ສະເລ່ຍຂອງໂມເລກູນ(Molecule) ຈະເປັນອັດຕາສ່ວນກັບອຸນຫະພູມສົມບູນຂອງແກັສນັ້ນ ຄື: ການຫາຄວາມສຳພັນທາງຄະນິດສາດສົມມຸດມີພາຊະນະເປັນຮູບກ້ອນຍາວ 1cm ເຮົາໃສ່ແກັສ N ມີມວນສານ ໂມເລກູນ(Molecule) ເຄື່ອນທີ່ດ້ວຍຄວາມໄວ V_{rms} ໄປຕາມແຖນ x,y,z ໃນຮູບໃຫ້ VX ເປັນຄວາມໄວໃນແຖນ X ຂອງໂມເລກູນ(Molecule) ມີມວນສານ ແລະ (momentum) = mVX gcms-1 ເນື່ອງຈາກເປັນການຕຳ ແບບຍືດຍຸ່ນ(elastic collision) ຕາມຫລັກກະເນພື້ນຖານຂໍ້3. Momentum ຫລັງການຕຳ = mVX gcms-1 ຫມາຍ (-) ຄື: ໂມເລກູນ(Molecule) ກັບທິດທາງ ສະນັ້ນ, ເມື່ອໂມເລກູນ(Molecule) ຕໍ່ກັບເນື້ອທີ່ຂ້າງ 1 ຄັ້ງເຮົາຈະຂຽນນັ້ນໄດ້ = $mVX - (-mVX)$ g/cm/s-1, ຖ້າຕຳ 1 ຄັ້ງ ໂມເລກູນ(Molecule) ເຄື່ອນທີ່ໄປໄດ້ 2cm ແລະ ໄລຍະ V-X-cm ຕ້ອງໃຊ້ເວລາ 1 ວິນາທີໄລຍະທາງ 2cm ຕ້ອງໃຊ້ເວລາ $2/VX$ ວິນາທີ.

ຈາກກົດເກນທີ 2 ຂອງນິວເຕິນ : ແຮງ(force) ເປັນອັດຕາສ່ວນປ່ຽນແປງ momentum, ຕໍ່ຫົວຫນ່ວຍເວລາໃນການຕຳຈະໄດ້:

$$F = P/V$$

P ຄວາມດັນ, (ແຮງ F, ພື້ນທີ່ A) ເຮົາມີ $V = A$

ຖ້າມີແກັສ N ມີມວນສານໂມເລກູນ(Molecule) ເທົ່າກັນ ແລະ ໃຫ້ VX i ເປັນຄວາມໄວໃນເສັ້ນແຖນ X ຂອງໂມເລກູນ(Molecule) ເຮົາຈະໄດ້ສົມຜົນ ຖ້າຄວາມຂອງແກັສ ເຮົາຕ້ອງຫາຄ່າສະເລ່ຍ ໄດ້ດັ່ງນີ້ :

ເນື່ອງຈາກວ່າ ແທນເຂົ້າ(1)

ໃນກໍລະນີໂມເລກູນ(Molecule) ຂອງແກັສ ມີທິດເຄື່ອນທີ່ບໍ່ແນ່ນອນ(Radom motion) ເຮົາຈຶ່ງມາສຶກສາໃນ 3 ມິຕິ ໂດຍໃຫ້ C ເປັນຄວາມໄວທີ່ແຍກສ່ວນປະກອບ(component) ໃນເສັ້ນແຖນທັງ3 VX, VY, Vz ຄຳນວນຕາມຫລັກຄະນິດສາດ ເຊິ່ງສາມາດນຳໄປໃຊ້ຊອກຫາ ແລະ ອະທິບາຍກົດເກນຕ່າງໆ ຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິໄດ້ຄື:

- 1) ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງພະລັງງານຈອນສະເລ່ຍຕໍ່ໂມເລກູນ(Molecule) ກັບອຸນຫະພູມສົມບູນ
- 2) ການຊອກຫາຄວາມໄວສະເລ່ຍຂອງໂມເລກູນ
- 3) ອາທິບາຍກົດເກນຕ່າງໆຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິເຊັ່ນ: ກົດເກນຂອງບອຍລ໌ ກົດເກນຂອງຊາຣ໌ລເປັນຕົ້ນ.

ການຫາຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງພະລັງຈອນສະເລ່ຍຕໍ່ໂມເລກູນກັບອຸນຫະພູມສົມບູນ ຈາກສຸດພະລັງງານຈອນສະເລ່ຍ

ແທນຄ່າໃສ່ສົມຜົນສໍາລັບແກັສ 1mol, (n=1), (Avogadro number) ຈາກກົດເກນແກັສສົມບູນເອີ້ນວ່າຄ່າຄົງຕົວຂອງໂບລຕ໌ມັນນ(Boltzmann's constant) ມີຄ່າເທົ່າກັບ $1.3806 \times 10^{23} \text{ J/KI/mol}$.

ຈາກການສະແດງຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງພະລັງຈອນສະເລ່ຍກັບອຸນຫະພູມສົມບູນ ຫຼື ອາດພິຈາລະນາວ່າ ເປັນການສະແດງຄວາມຫມາຍອີກຢ່າງໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມຫຼື ພິຈາລະນາວ່າເປັນການສະແດງຄວາມຫມາຍອີກຢ່າງໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມນັ້ນ ຂໍ້ສັງເກດຄື: ອຸນຫະພູມບໍ່ໄດ້ສໍາພັນໂດຍກົງກັບພະລັງເຄື່ອນທີ່ຂອງໂມເລກູນໃດໂມເລກູນໜຶ່ງ ແຕ່ການສໍາພັນກັບພະລັງງານເຄື່ອນທີ່ຂອງໂມເລກູນຫຼາຍ ສະນັ້ນຄວາມຫມາຍຂອງອຸນຫະພູມໃນທາງທິດ ສະດີການເຄື່ອນທີ່ໂມເລກູນຂອງກ້າສຄື:ອຸນຫະພູມເປັນເຄິ່ງວັດພະລັງງານເຄື່ອນທີ່ສະເລ່ຍຂອງໂມເລກູນ ພະລັງ ເຄື່ອນທີ່ຂອງໂມເລກູນບໍ່ສະເພາະມາຈາກຄວາມຮ້ອນເທົ່ານັ້ນ ຖ້າອຸນຫະພູມເປັນສູນ(0K) ໂມເລກູນບໍ່ມີການ ເຄື່ອນທີ່ ຈາກຄວາມສໍາພັນດັ່ງກ່າວຈຶ່ງເອີ້ນການເຄື່ອນທີ່ແບບບໍ່ມີທິດທາງແນ່ນອນ(random - motion ຫຼື chaotic motion) ຂອງໂມເລກູນວ່າ: ການເຄື່ອນທີ່ຄວາມຮ້ອນ(thermal motion) ການຊອກຫາຄວາມໄວຂອງໂມເລກູນ ຜົນທີ່ສໍາຄັນອີກຢ່າງໜຶ່ງ ທີ່ໄດ້ຕາມຄວາມສໍາພັນໃນສົມຜົນຜື້ນຖານຂອງ ທິດສະດີການເຄື່ອນທີ່ໂມເລກູນຂອງກ້າສຄື: ການຊອກຫາຄວາມໄວສະເລ່ຍຂອງໂມເລກູນໄດ້ດັ່ງນີ້:

ຈາກຄວາມສໍາພັນ ແລະ ນໍ້າໜັກໂມເລກູນ ເອີ້ນວ່າ: root-mean-Square velocity ຫຍໍ້ດ້ວຍເຊິ່ງ ເປັນຄວາມໄວສະເລ່ຍຂອງໂມເລກູນຈາກຄວາມສໍາພັນໃນສົມຜົນ (1-11) ຈະເຫັນວ່າຢູ່ອຸນຫະພູມດຽວກັນ ກ້າສ ທີ່ມີນໍ້າໜັກໂມເລກູນຕ່າງກັນ ຈະເຄື່ອນດ້ວຍຄວາມໄວຕ່າງກັນ ຈຶ່ງໃຊ້ຄວາມສໍາພັນນີ້ປຽບທຽບຄວາມໄວ ສະເລ່ຍຂອງໂມເລກູນຂອງກ້າສຕ່າງໆໄດ້.

▪ ການອະທິບາຍກົດເກນຕ່າງໆ ຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິ

ຈາກຄວາມສໍາພັນເຊິ່ງເປັນສົມຜົນຜື້ນຖານໃນທິດສະດີການເຄື່ອນທີ່ໂມເລກູນຂອງກ້າສນັ້ນສາມາດນໍາໄປໃຊ້ອະທິບາຍກົດເກນຕ່າງໆຂອງກ້າສອຸດົມຄະຕິໄດ້ເຊັ່ນ: ກົດເກນຂອງບອຍລ໌ຊາຣ໌ລ ເກຣແຮມ; ຄວາມຫມັ້ນຢ່ອຍຂອງດອລຕັນ ແລະ ກົດເກນຂອງອາໂວກາໂດດັ່ງນີ້:

1) ກົດເກນຂອງບອຍ(Boyle's law)

ເປັນກົດເກນທີ່ສະແດງຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງບໍລິມາດ ແລະ ຄວາມດັນຂອງກ້າສ ກົດເກນ ຂອງບອຍມີໃຈຄວາມວ່າ "ທີ່ອຸນຫະພູມໜຶ່ງໆບໍລິມາດຂອງກ້າສເປັນສັດສ່ວນປົນກັບຄວາມດັນ"

$$(V = \text{ບໍລິມາດ} , P = \text{ຄວາມດັນ ຫລື } V = \text{ຄືງທີ່} > \text{ດັ່ງນັ້ນ } PV = \text{ຄ່າຄົງທີ່})$$

ກົດເກນຂອງບອຍໃຊ້ບໍລິມາດເມື່ອຄວາມດັນປ່ຽນໄປຫລືໃຊ້ຫາຄວາມດັນເມື່ອບໍລິມາດປ່ຽນໄປໄດ້ໂດຍການປ່ຽນແປງດັ່ງກ່າວຕ້ອງເຮັດໃຫ້ອຸນຫະພູມຄົງທີ່

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

ເມື່ອ $P_1 V_1$ ເປັນຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດເລີ່ມຕົ້ນ

$P_2 V_2$ ເປັນຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດສຸດທ້າຍ

2) ກົດເກນຂອງຊາລ(Charle's law)

ເປັນກົດເກນທີ່ສະແດງຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງບໍລິມາດ ແລະ ອຸນຫະພູມຂອງກ້າສຂອງກົດເກນຊາລ (Charle's law) ມີໃຈຄວາມວ່າ "ຄວາມຫມັ້ນຄືງທີ່ບໍລິມາດຂອງກ້າສເປັນອັດຕາສ່ວນໂດຍກົງກັບອຸນຫະພູມ".

$$\frac{V_1 T_1}{V_2 T_2}$$

ເມື່ອບໍລິມາດ ແລະ ອຸນຫະພູມປ່ຽນຈາກສະຖານະໜຶ່ງໄປອີກສະຖານະໜຶ່ງໄດ້

ເມື່ອ $V_1 T_1$ ເປັນບໍລິມາດ ແລະ ອຸນຫະພູມທີ່ເລີ່ມຕົ້ນ

$V_2 T_2$ ເປັນບໍລິມາດ ແລະ ອຸນຫະພູມທີ່ສຸດທ້າຍ

3) ກົດເກນຂອງອາໂວກາໂດຣ(Avogadro's law)

ໄດ້ເວົ້າວ່າ ຢູ່ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມຄົງທີ່ບໍລິມາດຂອງກຳກັດແປຜັນໂດຍກົງກັບຈຳນວນໂມລຂອງກຳກັດທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ຄຳຈະຄົງດ້ວຍ(ສົມຜົນທີ 1-10).

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

4) ກົດເກນການແຜ່ຂອງກັສຂອງເກຣແຮມ(Graham's law of Diffusion)

ທີ່ອຸນຫະພູມດຽວກັນຕາມຫຼັກເກນຜືນຖານຂໍ້ທີ 5 ຄື: ຖ້າກຳກັດຊະນິດມີນ້ຳໜັກໂມເລກູນຕ່າງກັນ ພະລັງງານເຄື່ອນທີ່ສະເລ່ຍທັງ 2 ໂມເລກູນຈະເທົ່ານັ້ນຄື:

$$n_1^2 = \frac{\text{ອັດຕາການແຜ່ຂອງກັສ A}}{\text{ອັດຕາການແຜ່ຂອງກັສ B}}$$

ເຊິ່ງຄວາມສຳພັນດັ່ງກ່າວຄື: ກົດເກນຂອງເກຣແຮມ ກ່ຽວກັບການແຜ່ຂອງກັສນີ້ເອງ.

5) ກົດເກນຄວາມຫມັ້ນຍ່ອຍຂອງດອລຕັນ

ໃນແບບຈຳລອງທີ່ງ່າຍດາຍທີ່ເຮົາໃຊ້ນັ້ນຖືວ່າໂມເລກູນຂອງກັສບໍ່ມີແຮງເກີດຕໍ່ກັນ ສະນັ້ນພະລັງຈອນຂອງກັສປະສົມເທົ່າກັບຜົນບວກຂອງພະລັງງານຈອນຂອງກັສແຕ່ລະຊະນິດ.

7. ພຶດຕິກຳຂອງກັສຈິງ(real gas)

ແກັສ ທີ່ມີພຶດຕິກຳໄປຕາມຄວາມສຳພັນໃນ $PV=nRT$ ເອີ້ນວ່າກັສສົມບູນ(ideal gas) ມັນເປັນ ກັສທີ່ບໍ່ມີແຮງກະທົບລະຫວ່າງ molecule ແລະ molecule ຂອງກັສຈິງເປັນພຽງຈຸດນ້ອຍໆເທົ່ານັ້ນ ເຊິ່ງບໍ່ມີຂະໜາດ ຫຼື ບໍລິມາດ.ແຕ່ສຳລັບກັສຈິງ(real gas) ຈະມີພຶດຕິກຳຕ່າງໄປຈາກ ກັສຈິງເພາະວ່າລະຫວ່າງໂມເລກູນແກັສຈິງ(real gas) ນີ້ມີແຮງດຶງດູດຕໍ່ກັນເອີ້ນວ່າ: (inter molecular force) ແລະ ໂມເລກູນຂອງກັສຈິງມີຂະໜາດ ຫລື ບໍລິມາດເພາະວ່າ ຖ້າບໍ່ມີແຮງດຶງດູດ molecule ຂອງ ກັສຈິງຈະບໍ່ເຂົ້າໃກ້ກັນ ແລະ ຢູ່ຮ່ວມຢ່າງຫມັ້ນຄົງ ແຕ່ກັສຈິງກໍ່ສາມາດມີພຶດຕິກຳໃກ້ຄຽງຄວາມເປັນກັສອຸດົມຄະຕິໄດ້ໃນກໍລະນີຄວາມດັນຕໍ່ ຫຼື ອຸນຫະພູມສູງ ໃນພາວະດັ່ງກ່າວໂມເລກູນຂອງກັສຢູ່ຫ່າງກັນຫຼາຍຈົນບໍ່ສາມາດຮູ້ເຖິງແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ຕໍ່ກັນ ແລະ ເນື່ອງຈາກວ່າກັສຖືກອັດຕົວໄດ້ງ່າຍຫຼາຍ ສະແດງວ່າພາຍໃນພາຊະນະ ທີ່ບັນຈຸກັສຢູ່ນັ້ນ ສ່ວນເປັນບ່ອນວ່າຈຶ່ງເວົ້າວ່າກັສປະກອບດ້ວຍໂມເລກູນທີ່ມີຂະໜາດນ້ອຍຫຼາຍຈົນບໍ່ສາມາດຄິດໄລ່ຫາບໍລິມາດຂອງໂມເລກູນ.

ແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ລະຫວ່າງໂມເລກູນ(intermolecule force)ໄດ້ແບ່ງອອກ ເປັນ 2 ປະເພດດັ່ງນີ້:

- 1) ແຮງໄລຍະຍາວ(long range force) ເຊັ່ນ: ແຮງໄຟຟ້າສະຖິດ(electrostatic force ຫລື Coulombic force) ເຊິ່ງເປັນຄ່າປ່ຽນແປງກັບໄລຍະທາງ ແຮງຊະນິດນີ້ມີຜົນຕໍ່ວັດຖຸເຖິງຈະຢູ່ຫ່າງກັນ.
- 2) ແຮງໄລຍະສັ້ນ(short rang force) ເຊັ່ນ: ແຮງກະທົບລະຫວ່າງ ion ມີຜົນກັບຂົ້ວຄູ່(ion-dipole interaction) ແລະ ແຮງແວນເດີວາສ(VanderWal force) ແຮງຊະນິດນີ້ມີຜົນຕໍ່ວັດຖຸທີ່ຢູ່ໃກ້ກັນ.

ເນື່ອງຈາກ atom ຫຼື ໂມເລກູນຂອງກັສມີສະ ພາບເປັນກາງທາງໄຟຟ້າຈຶ່ງບໍ່ມີກ່ຽວຂ້ອງແຮງໄຟຟ້າສະຖິດ ແລະ ແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ລະຫວ່າງ ion ກັບຂົ້ວຄູ່ຕາມຄວາມຈິງແລ້ວແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກູນຂອງແກັສ ໄດ້ແກ່ແຮງ VanderWalls force ສະນັ້ນ, ເຮົາສຶກສາແຮງ(VanderWaals force) ເຊິ່ງແບ່ງອອກເປັນ 3 ຊະນິດຄື:

1. ແຮງລະຫວ່າງໂມເລກູນ(molecule), ໄຟຟ້າຖາວອນ(permanent electric dipole) ເອີ້ນວ່າ: ແຮງຂົ້ວຄູ່-ຂົ້ວຄູ່ ໃນໂມເລກູນເຫລົ່ານີ້ຈະພະຍາຍາມຈັດຕົວໃຫ້ຂົ້ວຄູ່ຂອງມັນຢູ່ໃນລັກສະນະທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດແຮງດຶງດູດຂຶ້ນສໍາຫລັບໂມເລກູນ(molecule) ທີ່ມີໂມເມັນຂົ້ວຄູ່(Dipole moment) ແລະ ຢູ່ຫ່າງກັນ r ພະລັງງານທີ່ກ່ຽວຂ້ອງຄື: $T =$ ອຸນຫະພູມສົມບູນ(Absolute temperature) $N_0 =$ ເລກອາໂວກາໂດຣ(Avogadro number).
2. ແຮງລະຫວ່າງໂມເລກູນທີ່ມີຂົ້ວຄູ່ຖາວອນກັບໂມເລກູນທີ່ບໍ່ມີຂົ້ວຄູ່ ເນື່ອງຈາກການຖ່ວງດຶງຂອງໂມເລກູນທີ່ມີຂົ້ວຄູ່ຖາວອນໄດ້ເຮັດໃຫ້ molecule ທີ່ຢູ່ໃກ້ ກັນ ເກີດມີຂົ້ວຄູ່ເຊິ່ງຈັດເປັນຜົນແຮງຂົ້ວຄູ່-ຂົ້ວຄູ່ຖ່ວງດຶງ(inductive effect) ຄ່າຂອງມັນ ຫນ້ອຍຫລືຫລາຍ ນັ້ນຂຶ້ນຢູ່ກັບຄວາມແຕກງ່າຂອງໂມເລກູນ(molecule) ປະເພດຫລັງທີ່ຖືກຖ່ວງດຶງໃຫ້ມີຂົ້ວຄູ່, ຄວາມຍາກງ່າຍນີ້ເປັນ ຄຸນສົມບັດຂອງໂມເລກູນເອີ້ນວ່າ: ສະພາບມີຂົ້ວໄດ້ (polarizability) ພະລັງງານ
3. ແຮງລະຫວ່າງໂມເລກູນທີ່ຕ່າງຝ່າຍຕ່າງບໍ່ມີຂົ້ວຄູ່ ເນື່ອງຈາກວ່າ electron, ມີການເຄື່ອນທີ່ຢູ່ຕະຫລອດເວລາ ການກະຈາຍຂອງ electron ຕາມບໍ່ເວນຕ່າງໆ ຂອງ atom. ໃນຂະນະໜຶ່ງອາດບໍ່ເທົ່າກັນ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ເກີດຂົ້ວຊຸ່ຂຶ້ນໃນຄະນະນັ້ນ ແລະ ຂົ້ວຄູ່ນີ້ອາດໄປຍຶດຫນ່ວງນໍາແລ້ວເຮັດໂມເລກູນຖັດໄປເກີດມີຂົ້ວຄູ່ຂຶ້ນມາຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ເກີດເປັນແຮງດຶງດູດ ລະຫວ່າງໂມເລກູນເກີດຂຶ້ນ ເອີ້ນແຮງຊະນິດນີ້ວ່າ: ແຮງກະຈາຍ(dispersion force) ພະລັງງານໃນກໍລະນີນີ້ຈະເປັນພະລັງງານທີ່ເກີດຈາກການກະຈາຍ(dispersion) ມີຄວາມສໍາຄັນຕໍ່ atom ໃຫຍ່ ເນື່ອງຈາກວ່າກ້າສຈິງ(real gas) ມີແຮງກະທົບລະຫວ່າງໂມເລກູນ(molecule) ແລະ ໂມເລກູນຂອງກ້າສຈິງ ມີຂະໜາດຄົງທີ່ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ກ້າສຈິງມີພຶດຕິກຳປ່ຽນໄປຈາກພຶດຕິກຳອຸດົມຄະຕິ(ideal gas) ແລະ ຈະມີພຶດຕິກຳເຂົ້າໃກຄວາມເປັນກ້າສ ອຸດົມຄະຕິທີ່ມີຄວາມດັນຕໍ່ ແລະ Temperature ສູງ ແລະ ສໍາລັບກ້າສອຸດົມຄະຕິ 1 ໂມລ ອັດຕາສ່ວນ PV/RT ຈະຕ້ອງເທົ່າກັບ 1 ແຕ່ຈາກການສຶກສາພຶດຕິກຳຂອງກ້າສຕ່າງໆພົບວ່າອັດຕາສ່ວນນີ້ບໍ່ເທົ່າກັບ 1 ເພື່ອຈະສະແດງພຶດຕິກຳເຂົ້າໃກຄວາມເປັນກ້າສສົມບູນ(ideal gas) ຈຶ່ງຈຳເປັນຕ້ອງໃຊ້ແຟັກເຕີເຟັມອີກຕົວໜຶ່ງໃນສົມຜົນສະພາວະເອີ້ນວ່າ: ແຟັກເຕີຂອງຄວາມສາມາດໃນການອັດ(Compressibility factor, z) ສົມຜົນສະຖານະການສໍາລັບກ້າສຈິງ(ideal gas) ຈຶ່ງຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້ :

$$PV = ZnRT$$

ຄ່າ Z ເປັນຄ່າສະເພາະຂອງທຸກໆແກ້ສຈິງ ຊຶ່ງມີການປ່ຽນແປງຕາມອຸນຫະພູມ(Temperature) ແລະ ຄວາມດັນ(Pressure), ແຕ່ຢ່າງໃດກໍຕາມເມື່ອຄວາມດັນໃກ້ສູນ ສະແດງວ່າອຸນຫະພູມ(Temperature) ສູງຂຶ້ນ ຄ່າຈະເຂົ້າໃກ້ 1 ບໍ່ວ່າຈະເປັນກ້າສໃດໆກໍຕາມສະແດງວ່າກ້າສຈິງ(ideal gas) ມີພຶດຕິກຳເປັນແບບກ້າສອຸດົມຄະຕິ ເມື່ອອຸນຫະພູມສູງຫຼາຍ ແລະ ຄວາມດັນຕໍ່າຫຼາຍ ທີ່ອຸນຫະພູມ(Temperature) = ບໍລິມາດຂອງກ້າສຈະເປັນ, ຕາມຄວາມຈິງຖ້າເຮົາຫລຸດອຸນຫະພູມ(Temperature) ລົງ ແກ້ສຈະຄວບແຫນ້ນກາຍເປັນຂອງແຫລວ ແລະ ເປັນຂອງແຂງໃນທີ່ສຸດ. ດັ່ງນັ້ນ, ໃຫ້ຄ່າ b ມີຄ່າເທົ່າໃດນັ້ນຂຶ້ນຢູ່ກັບຊະນິດຂອງກ້າສໂດຍກົງເຮົາຈຶ່ງຂຽນສົມຜົນໄດ້ດັ່ງນີ້ :

ໃນບໍລິມາດຂອງກ້າສ 1mol ທີ່ມີຄ່າເທົ່າກັບ b ເຮົາສຶກສາຄວາມຫມາຍຂອງ b ທີ່ອຸນຫະພູມໃດໜຶ່ງຂອງກ້າສ ໄດ້ຈາກສົມຜົນ (1), ຈາກແກ້ສທີ່ມີຂະໜາດທີ່ແນ່ນອນຄຳວ່າບໍລິມາດທີ່ໃຊ້ໃນສູດຂອງກ້າສຈຶ່ງບໍ່ແມ່ນບໍລິມາດທັງໝົດຂອງພາຊະນະແຕ່ເປັນບໍລິມາດທີ່ເປັນອິດສະລະຄື: $(V - b)$ ຖືວ່າບໍ່ແມ່ນ(volume) ທີ່ແທ້ຈິງ ຂອງກ້າສ ເຊິ່ງເອີ້ນວ່າ: ບໍລິມາດກົດກັ້ນ(exclude volume) ເມື່ອ 2 ໂມເລກູນ(molecule) ທີ່ມີລັດສະໝີ(r) ເຂົ້າມາຕິດແປະກັນ, ບໍລິມາດກົດກັ້ນຈຸດສູນກາງຂອງໂມເລກູນ(molecule) A ແລະ ໂມເລກູນ(molecule) B ຈະຫ່າງກັນ $2r$ ທັງ 2 ໂມເລກູນ(molecule) ມີ r ກົດກັ້ນບໍ່ໃຫ້ໂມເລກູນ(molecule) ອື່ນເຂົ້າມາໃກ້. Excluded

volume ມີ 2 ໂມເລກູນ(molecule), ສຳຜັນກັນ volume ຂອງຮູບຫນ່ວຍກົມທີ່ມີລັດສະໝີເທົ່າ $2r$ ແຕ່ຖ້າ ແກ້ສ n mol ຈະໄດ້ບໍລິມາດກົດກັນ(excluded volume) ຄູນ volume 1 mol ແລະ ສຳລັບກ້າສ n mol ຈະໄດ້ ຫົວຫນ່ວຍ L/mol ຫລື $Lmol=1$ ຈະເຫັນວ່າຄ່າ nb ເປັນ volume ສະເພາະສ່ວນທີ່ກົດກັນບໍ່ໃຫ້ຈຸດສູນກາງຂອງ ໂມເລກູນ(molecule) ເຂົ້າໃກ້ກັນເກີນ 21 ແລະ ເນື່ອງຈາກວ່າໂມເລກູນ(molecule) ຂອງກ້າສສົມບູນ(ideal gas) ບໍ່ມີ volume ດັ່ງນັ້ນ, ຄ່າ Volume ຂອງກ້າສຈິງ(real gas) ທີ່ວັດແທກໄດ້ຄືບໍລິມາດຂອງກ້າສສົມບູນລົບບໍລິມາດກ້າສຈິງ ($V-nb$).

ຈາກນິຍາມຂອງຄ່າແຜັກເຕີຄວາມສາມາດໃນການອັດ(compressibility) ເຮົາໄດ້ເມື່ອແທນຄ່າຈະໄດ້ ແຮງ ກະທົບລະຫວ່າງ molecule ນັ້ນຄື ຄວາມດັນກ້າສຈິງ = ຄວາມດັນກ້າສສົມບູນ ຄ່າໃດຫນຶ່ງ. ຍ້ອນວ່າແຮງກະທົບ ຂຶ້ນຢູ່ກັບຈຳນວນໂມເລກູນ(molecule) ຫຼື ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ(C) ຖ້າສຶກສາກ້າສຄູ່ໃດໜຶ່ງໃນພາຊະນະໂດຍກຳນົດ ແຕ່ ລະໂມເລກູນ(molecule) ຢູ່ທີ່ V_1 ແລະ V_2 .

ຊຶ່ງແຮງກະທົບທີ່ມີຕໍ່ໂມເລກູນຢູ່ທີ່ບໍລິມາດ V_1 ຂຶ້ນຢູ່ກັບຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນໃນ $V_2(C_2)$ ໃນທິດທາງ ກົງກັນຂ້າມກັນ, V_2 ຂຶ້ນຢູ່ກັບຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນໃນ $V_1(C_1)$ ຫມາຍວ່າແຮງທັງຫມົດຂຶ້ນກັບຜົນຄູນລະຫວ່າງ C_1 ແລະ C_2 .

ສະນັ້ນ, ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງກ້າສຈິງມີຄ່າເທົ່າກັບຈຳນວນໂມເລຫານໃຫ້ບໍລິມາດຄວາມເຂັ້ມຂອງກ້າສແຮງ ກະທົບ ຄື ແລະຄວາມດັບທີ່ຫລຸດລົງຈາກແຮງກະທົບເມື່ອແມ່ນແຮງກະທົບລະຫວ່າງ molecule ວ່າ ຫຼາຍຫນ້ອຍ ປານໃດ ແລະ a ເປັນຄ່າຄົງທີ່ມີລັກສະນະຈຳເພາະຂອງກ້າສແຕ່ລະຊະນິດ.

ຈາກສົມຜົນ(1):ເນື່ອງຈາກ ວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກູນ(molecule) ເຮັດໃຫ້ກ້າສມີຄວາມດັນນ້ອຍ ກວ່າຄວາມເປັນຈິງຈາກສົມຜົນ(3) ເຮົາສາມາດຄຳນວນກຽວກັບກ້າສ 1 mol ແລະ ແກ້ສ n mol ເຊັ່ນ: ແກ້ສ 1 mol ໃຊ້ສູດ ແກ້ສ n mol.

ສົມຜົນ(16) ເອີ້ນວ່າ: ສົມຜົນແວນເດີວາສ(VanderWalls equation) ເປັນສົມຜົນແຫ່ງສະຖານະການ ຂອງຄວາມສົມດູນ(equation of state) ຂອງກ້າສຈິງ(real gas) ຫົວຫນ່ວຍຂອງ a ຊອກໄດ້ ຈາກຄວາມສຳຜັນ ຫົວຫນ່ວຍເປັນ($L^2 \text{ atm/mol}^2$) ຄ່າ a ແລະ b ເອີ້ນວ່າ: ຄ່າຄົງຕົວ ແວນເດີວາສ(VanderWalls constant).

ບົດເຝິກຫັດ

1. ກຳສິມບຸນ(ideal gas) ແລະ ກຳສຈິງ(real gas) ແຕກຕ່າງກັນແນວໃດ?
2. ເຫດຜົນຈຳເປັນທີ່ເຮົາຕ້ອງສຶກສາກ່ຽວກັບກຳສມີຄືແນວໃດ?
3. ກົດເກນຂອງບອຍມີໃຈຄວາມວ່າແນວໃດ?
4. ກົດເກນຂອງຂອງທ່ານເກລຸຢຊັກ(Gay-Lussac's Law) ເຖິງຫຍັງ?
5. ກົດເກນຂອງຊາກເລີເວົ້າເຖິງຫຍັງ?
6. ກົດເກນກົດເກນຂອງທ່ານອາໂວກາໄດ(Avogadro's Law)ເວົ້າເຖິງຫຍັງ ?
7. ຖັງເຫລັກ 2 ຖັງ ຖັງໜຶ່ງບັນຈຸແກັສໃນໂຕຮເຈນ 200cm ທີ່ 25°C, ຄວາມດັນ 250mmHg ອີກຖັງໜຶ່ງບັນຈຸແກັສອອກຊີເຈນ 350cm ທີ່ 25°C, ຄວາມດັນ 300mm ຖ້ານຳແກັສທັງສອງຊະນິດ ແລະ ຄວາມດັນລວມຂອງແສປະສົມຖ້າແກັສດັ່ງກ່າວມີພຶດຕິກຳເປັນແກັສອຸດົມຄະຕິ.
8. ແກັສປະສົມມີ CO₂ ແລະ N₂ ບັນຈຸໃນພາຊະນະ 10 ລິດທີ່ 20°C ມີຄວາມດັນລວມ 1500mm ຖ້າໃນແກັສປະສົມມີ N₂ 25% ໂດຍນ້ຳໜັກ ແລະ ແກັສ ປະສົມດັ່ງກ່າວມີພຶດຕິກຳເປັນແກັສອຸດົມຄະຕິ ຈຶ່ງຄິດໄລ່:
 - ກ. ຈຳນວນໂມນທັງໝົດຂອງແກັສ
 - ຂ. ຈຳນວນໂມນຂອງ CO₂ ແລະ N₂
 - ຄ. ຄວາມຫມັ້ນຢ່ອຍຂອງ CO₂ ແລະ N₂
9. ແກັສຊະນິດໜຶ່ງບັນຈຸໃນຖັງຂະໜາດ 5dm³, ຄວາມດັນ 101kpa ເມື່ອນຳມາເທລົງໃສ່ຖັງໃຫມ່ທີ່ມີບໍລິມາດ 20dm ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ຈຶ່ງຄິດໄລ່ຫາຈຳນວນຄວາມດັນຂອງແກັສໃນຖັງໃຫມ່ນີ້?
10. ແກັສເຮລຽມ ທີ່ບັນຈຸຢູ່ໃນຫມາກບານ ຊຶ່ງມີບໍລິມາດ 1000dm³ ທີ່ 0°C ເມື່ອເຜົາໃຫ້ຮ້ອນຂຶ້ນຈົນເຖິງ 200°C ຄວາມດັນຄົງທີ່ ຈຶ່ງຊອກຫາບໍລິມາດຂອງແກັສເຮລຽມຢູ່ທີ່ອຸນຫະພູມນີ້?

ບົດທີ 2

ສະພາວະຂອງແຂງ(The Solid State)

ເວລາ 8 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

- ບອກຄວາມໝາຍ ແລະ ຄວາມສໍາຄັນຂອງລະບົບນິເວດໄດ້.
- ອະທິບາຍສາເຫດທີ່ພາໃຫ້ມີການປ່ຽນແປງລະບົບນິເວດໄດ້.
- ບອກຜົນກະທົບຕໍ່ສຸຂະພາບທີ່ເນື່ອງມາຈາກການປ່ຽນແປງລະບົບນິເວດໄດ້.
- ບອກວິທີປ້ອງກັນ ແລະ ແກ້ໄຂບັນຫາໄດ້.
- ອະທິບາຍຄຸນລັກສະນະ ແລະ ຄຸນສົມບັດທົ່ວໄປຂອງທາດແຂງໄດ້.
- ບອກຊະນິດຂອງທາດແຂງໄດ້.
- ອະທິບາຍພຶກ ແລະ ພຶກລວມໄດ້.
- ບອກການກຳນົດລະນາບໃນເຊວໜ່ວຍ(Designation of crystal planes)ໄດ້.
- ສາມາດຊອກຫາ lattices ດ້ວຍວິທີການລຽວເບນຂອງລັງສີເອັກ(x-ray diffraction) ໄດ້
- ບອກເລກອາໂວກາໂດຈາກເຊວໜ່ວຍ(Avogadro' number from unit cell)

1. ຄຸນລັກສະນະ ແລະ ຄຸນສົມບັດທົ່ວໄປຂອງທາດແຂງ

ທາດແຂງທຸກຊະນິດ, ເມື່ອເຢັນລົງເຖິງຂີດອຸນຫະພູມໃດໜຶ່ງກໍ່ຈະກາຍເປັນທາດແຂງ, ບັນດາອະນຸພາກທີ່ເຄີຍເຄື່ອນທີ່ໄປມາໃກ້ໆໄດ້ພຽງເລັກນ້ອຍໃນເວລາທີ່ເປັນທາດແຂງເມື່ອກາຍເປັນທາດແຂງກໍ່ຈະຢຸດຢູ່ກັບທີ່ບໍ່ສາມາດເຄື່ອນຍ້າຍໄດ້ອີກຕໍ່ໄປ. ອະນຸພາກທີ່ເປັນທາດແຂງມີພະລັງງານເດີນເຄື່ອນນ້ອຍ, ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກມີຄ່າຫຼາຍກວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກທາດແຂງ. ອະນຸພາກຂອງທາດແຂງຢູ່ໃກ້ຄຽງກັນຫຼາຍຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ທາດແຂງມີຄວາມໜາແໜ້ນສູງຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ທາດແຂງມີຮູບຮ່າງ ແລະ ບໍລິມາດຄົງທີ່, ເມື່ອອຸນຫະພູມປ່ຽນແປງບໍ່ລົມາດຂອງທາດແຂງກໍ່ປ່ຽນແປງເລັກນ້ອຍ, ເຮົາບໍ່ສາມາດບີບທາດແຂງໃຫ້ຫົດຕົວລົງໄດ້ຫຼາຍ, ຖ້າເພີ່ມການບີບແຮງຂຶ້ນກໍ່ຈະເຮັດໃຫ້ທາດແຂງແຕກ. ທາດແຂງທີ່ເປັນໂລຫະສາມາດຕີເປັນແຜ່ນບາງ ແລະ ຍືດເປັນເສັ້ນຍາວໄດ້, ທາດແຂງຫຼາຍຊະນິດມີຄວາມສາດຊັກນໍ້າໄຟຟ້າ ແລະ ຄວາມຮ້ອນໄດ້ດີເຊັ່ນ: ເງິນ, ທອງ, ແຕ່ທາດແຂງບາງຊະນິດບໍ່ຊັກນໍ້າໄຟຟ້າໄດ້ເລີຍ.

ກົດຈະກຳ: ທົດສອບການຊັກນໍ້າຄວາມຮ້ອນຂອງທາດແຂງ

ອຸປະກອນ: ເສັ້ນລວດເຫຼັກ, ທອງ ແລະ ອາລູມິນືອມ, ຂີ້ເຜີ້ງ, ຕະກຽງເຫຼົ້າ90°, ກັບໄຟ, ປ່ຽງໄມ້ຂະໜາດ 10 x 15cm ຫຼືກ້ອນດິນຈີ່(ສໍາລັບວາງເສັ້ນລວດ)

ວິທີດໍາເນີນກົດຈະກຳ:

- ນໍາເສັ້ນລວດຊະນິດ 20cm ແລ້ວເອົາສິ້ນເບື້ອງໜຶ່ງຝັນຕິດເຂົ້າກັນສ່ວນອີກເບື້ອງສິ້ນໜຶ່ງຍະອອກຈາກກັນໃຫ້ປາຍເສັ້ນລວດຫ່າງກັນປະມານ 2cm.
- ເອົາຂີ້ເຜີ້ງປະລິມານເທົ່າກັນມາຕິດໃສ່ປາຍຂອງສິ້ນລວດ.

- ນຳລວດດັ່ງກ່າວໄປວາງເທິງປ່ຽງໄມ້ ຫຼື ດິນຈີ່ໂດຍໃຫ້ປາຍສິ້ນລວດເບື້ອງທີ່ຜັນກັນຍື່ນອອກມາ.
- ນຳເອົາແປວໄຟໄປເຜົາ.
- ໃຫ້ສັງເກດແລະບັນທຶກການເປື້ອຍຂອງຂີ້ເຜີ້ງວ່າຂີ້ເຜີ້ງຢູ່ລວດເສັ້ນໃດເປື້ອຍໄວກ່ວາກັນ.
- ນຳເອົາຜົນທີ່ໄດ້ຮັບມາສົມທຽບກັນເພື່ອຫາຄຳຕອບວ່າໂລຫະຊະນິດໃດຊັກນຳຄວາມຮ້ອນໄດ້ດີກວ່າກັນ.

2. ຊະນິດຂອງທາດແຂງ

ທາດແຂງທີ່ເປັນເມັດມະນີແບ່ງເປັນ 4 ປະເພດຕາມຊະນິດຂອງອະນຸພາກຫົວໜ່ວຍຂອງລາຕິສເມັດມະນີດັ່ງລຸ່ມນີ້:

2.1 ເມັດມະນີໂມເລກຸນ ຫຼື ທາດແຂງໂມເລກຸນ.

ອະນຸພາກທີ່ເປັນຫົວໜ່ວຍຂອງເມັດມະນີນີ້ແມ່ນໂມເລກຸນເຊິ່ງມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກຫົວໜ່ວຍຄື ແຮງວານເດີວາລ(Ar, O₂ ນາຟະຕາລິນ, ນ້ຳແຂງແຫ້ງ..) ແຮງດຶງໂປຣ-ດຶງໂປຣ (ນ້ຳແຂງ, SO₂, HCL) ຜົນທະຣີໂດຣແຊນ(ອາລໂກລ, NH₃, HF) ແຮງດຶງດູດດັ່ງກ່າວນີ້ອ່ອນກວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໄຟຟ້າສະຖິດການແຍກອະນຸພາກທາດແຂງຈຶ່ງໃຊ້ຜະລິດງານໜ້ອຍກວ່າທາດແຂງອື່ນ. ສະນັ້ນ, ທາດແຂງປະເພດນີ້ຈຶ່ງມີຄວາມດັນສູງລະເຫີຍອາຍງ່າຍເຊັ່ນ: ອີອິດ ແລະ ນາຕາຟະລິນເປັນຕົ້ນ.

2.2 ເມັດມະນີອີອົງ ຫຼື ທາດແຂງອີອົງ

ອະນຸພາກທີ່ເປັນຫົວໜ່ວຍຂອງທາດແຂງປະເພດນີ້ແມ່ນອີອົງບວກ ແລະ ອີອົງລົບເຊັ່ນ: ກູ່ຣີວ, ນາຕີອອມມີ Na⁺ ແລະ CL⁻ ເປັນອະນຸພາກຫົວໜ່ວຍຂອງລາຕິສເມັດມະນີແຮງດຶງດູດໃນໂມເລກຸນເປັນແຮງດຶງດູດໄຟຟ້າສະ ຖິດເຊິ່ງມີການດຶງດູດກັນແຮງຫຼາຍຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ທາດແຂງປະເພດນີ້ມີຄວາມດັນອາຍຕ່ຳ, ມີຈຸດເປື້ອຍ ແລະ ຈຸດຝືດສູງເປັນທາດແຂງທີ່ຜ່ອຍ ແລະ ແຕກງ່າຍ, ທາດແຂງອີອົງຊັກນຳໄຟຟ້າໄດ້ໜ້ອຍ ຫຼື ບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້າເນື່ອງຈາກວ່າອະນຸພາກທີ່ເປັນອີອົງຢູ່ປະຈຳທີ່ແຕ່ຖ້າກາຍເປັນທາດແຫຼວ ຫຼື ທາດລະລາຍຈະຊັກນຳໄຟຟ້າໄດ້ດີຍ່ອນອີອົງເຄື່ອນທີ່ໄດ້ຢ່າງເສລີ.

2.3 ເມັດມະນີໂກວາລັງ ຫຼື ທາດແຂງໂກວາລັງ

ອະນຸພາກທີ່ເປັນຫົວໜ່ວຍຂອງທາດແຂງປະເພດນີ້ແມ່ນອາໂຕມຕົວຢ່າງເມັດມະນີປະເພດເຜັດ(C), ກາກບົວຊີລິກ(SiC) ເປັນຕົ້ນ, ອາຕອມໃນເມັດມະນີນີ້ມີແຮງດຶງດູດກັນດ້ວຍຜົນທະໂກວາລັງເຊິ່ງເປັນຜົນທະທີ່ມີຄວາມແຂງແຮງຫຼາຍ, ທາດແຂງນີ້ຈຶ່ງມີຄວາມດັນອາຍຕ່ຳ, ບໍ່ລະເຫີຍເປັນອາຍໃນອຸນຫະພູມທຳມະດາ, ມີຈຸດເປື້ອຍສູງ, ລະລາຍໃນທາດເຮັດໃຫ້ການລະລາຍໄດ້ໜ້ອຍ ແລະ ເປັນທາດແຂງທີ່ບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້າ, ເນື່ອງຈາກເອເລັກຕົງພາຍໃນຜົນທະນີ້ບໍ່ສາມາດເຄື່ອນທີ່ໄປມາໄດ້.

2.4 ເມັດມະນີໂລຫະ ຫຼື ທາດແຂງໂລຫະ

ອະນຸພາກທີ່ເປັນຫົວໜ່ວຍຂອງທາດແຂງອີອົງບວກ, ໂດຍປົກກະຕິໂລຫະມີເອເລັກຕົງຄ່າເຄມີໜ້ອຍຄືມີພຽງແຕ່ໜຶ່ງ ຫຼື ສອງເອເລັກຕົງ, ເອເລັກຕົງຄ່າເຄມີຂອງໂລຫະບໍ່ໄດ້ຢູ່ປະຈຳກັບອາໂຕມໃດໜຶ່ງຂອງໂລຫະ, ມັນເປັນຂອງທຸກໆອາໂຕມໂລຫະໃນເມັດມະນີຄ້າຍກັບວ່າພາຍໃນໂລຫະມີແຕ່ອີອົງບວກຈັດຮຽງກັນ, ໂດຍມີເອເລັກຕົງເຄື່ອນທີ່ໄປມາອ້ອມຮອບເຊິ່ງບາຄັ້ງກໍ່ເອີ້ນວ່າອີອົງບວກໃນທະເລເອເລັກຕົງ.

ໂລຫະສາມາດຄົງຕົວຢູ່ເປັນທ່ອນ ຫຼື ເປັນປ່ຽງໄດ້ຍ່ອນມີແຮງດຶງດູດຂອງໄຟຟ້າສະຖິດລະຫວ່າງອີອົງບວກກັບທະເລເອເລັກຕົງ, ໂລຫະສາມາດຊັກນຳໄຟຟ້າໄດ້ດີ, ເນື່ອງຈາກເອເລັກຕົງຄ່າເຄມີສາມາດເຄື່ອນທີ່ໄປມາໃນທົ່ງໄຟຟ້າໄດ້ຢ່າງເສລີ, ເມື່ອເອເລັກຕົງໄດ້ຮັບຜະລິດງານເດີນເຄື່ອນຈາກບ່ອນທີ່ມີອຸນຫະພູມສູງຈະນຳເອົາຜະລິດງານເດີນ

ເຄື່ອນ ຫຼື ຄວາມຮ້ອນໄປຫາບໍລິເວນທີ່ມີອຸນຫະພູມຕໍ່າກວ່າເພື່ອຖ່າຍເທພະລັງງານເດີນເຄື່ອນໃຫ້ແກ່ເອເລັກຕຼົງໂຕອື່ນ ຫຼື ໃຫ້ແກ່ອີອົງບວກຈຶ່ງເປັນສາເຫດໃຫ້ໂລຫະຊັກນໍາໄຟຟ້າໄດ້ດີ.

ຄຸນລັກສະນະອີກປະການໜຶ່ງຂອງໂລຫະຄືສາມາດປ່ຽນຮູບໄດ້ສາມາດຕິເປັນແຜ່ນບາງ ຫຼື ດຶງເປັນເສັ້ນໄດ້ ນັ້ນກໍ່ເພາະວ່າພັນທະໂລຫະບໍ່ມີທິດທາງສະເພາະເໝືອນພັນທະໂກວາລັງເມັດມະນີຈຶ່ງສາມາດປ່ຽນຮູບໄດ້ໂດຍບໍ່ມີການທໍາລາຍພັນທະ ແລະ ບໍ່ມີການຍູ້ກັນລະຫວ່າງໄຟຟ້າບັນຈຸຊະນິດດຽວກັນຄືກັນກັບເມັດມະນີອື່ນ, ແຕ່ລະອີອົງບວກໄດ້ຮັບແຮງດຶງດູດຈາກໄຟຟ້າບັນຈຸລົບສະໝໍ່າສະເໝີກັນດັ່ງນັ້ນ, ອີອົງບວກຈຶ່ງເລື່ອນໄປມາໄດ້ສະດວກໃນທະເລເອເລັກຕຼົງ.

ໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວໂລຫະຈະມີເງົາເຫຼື້ອມ, ມີຄວາມໜາແໜ້ນ ແລະ ມີຈຸດເປື້ອຍສູງ, ໂລຫະບາງຊະນິດເຊັ່ນ: ຄໍາ, ປຼາຕິນ, ເງິນມີຄຸນລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງໂລຫະຄືບຖ້ວນທຸກຢ່າງ ແລະ ໂລຫະທັງໝົດຈະບໍ່ສາມາດມີຄຸນລັກສະນະໄດ້ຄືບຖ້ວນໝົດສະເໝີໄປຍ້ອນຂາດບາງຄຸນລັກສະນະເຊັ່ນ: ນາຕິອອມເປັນໂລຫະທີ່ອ່ອນສາມາດໃຊ້ມີດຕັດໄດ້, ຄວາມໜາແໜ້ນຕໍ່າມີພຽງແຕ່ 0.97g/cm^3 ມີຈຸດເປື້ອຍ 391°C ຊືນເປັນໂລຫະທີ່ອ່ອນສາມາດບິດງໍໄດ້ງ່າຍ, ແຕ່ພໍດີຄວາມສາມາດໃນການຊັກນໍາໄຟຟ້າໄດ້ດີ.

ອາໂຕມໂລຫະມີຂະໜາດເທົ່າໆກັນ ແລະ ຢູ່ໃກ້ສິດກັນຫຼາຍຈາກການສຶກສາດ້ວຍການປ່ຽງເບນຂອງລັງສີເອັກ (X) ຝົບວ່າໂລຫະມີລາຕິສເມັດມະນີເປັນ 3 ແບບຄືແບບເຮັກຊາໂກນາລ, ແບບຮູບກັບກາງໜ້າ ແລະ ແບບຮູບກັບເຕັມ.

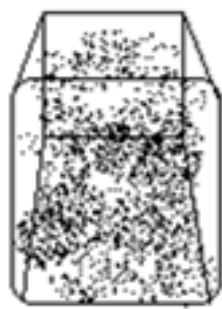
3. ຝຶກ ແລະ ຝຶກລວມ

ຝຶກຈັດເປັນທາດແຂງເນື້ອດຽວທີ່ເກີດຈາກການຈັດລຽງອະນຸພາກພາຍໃນເປັນລະບຽບແບບແຜ່ນທີ່ແນ່ນອນ ແລະ ມີຮູບຮ່າງເລຂາຄະນິດມີຜິວໜ້າລຽບ ແລະ ມີຂອບຕັດມຸມລະຫວ່າງຜິວໜ້າ(interfacial angle) ມີຄ່າທີ່ແນ່ນອນເມື່ອຝຶກແຕກຈະຫຼຸດອອກໄປເປັນຊັ້ນໆຕາມແນວຜິວໜ້າຕິດຂອງຝຶກ. ການຈັດລະບຽບຂອງອະນຸພາກ(polycrystalline solid) ພາຍໃນຝຶກເປັນສິ່ງສໍາຄັນເຊິ່ງຈະເປັນແບບດຽວກັນສະເໝີສໍາລັບທາດຊະນິດດຽວກັນ. ຮູບຮ່າງຂອງຝຶກມີຄວາມສໍາຄັນກັບວິທີການຈັດລຽງອະນຸພາກພາຍໃນຝຶກແຕ່ຮູບຮ່າງພາຍນອກທີ່ເປັນຕາມແບບເລຂາຄະນິດນັ້ນອາດມີຫຼຽມມຸມທີ່ຖືກຕັດຖືກທໍາລາຍເຖິງຂະນະນັ້ນກໍ່ຕາມຊັ້ນສ່ວນທີ່ຍັງເຫຼືອກໍ່ຍັງເປັນຝຶກລັກສະນະຂອງຝຶກຢູ່ທີ່ໂຄງສ້າງພາຍໃນໂດຍສະເພາະທາດແຂງບາງຊະນິດເປັນຜົງ ຫຼື ເປັນກ້ອນເມື່ອຮູບຮ່າງພາຍນອກຈະເປັນທາດແຂງອະສັນຖານແຕ່ເມື່ອກວດດ້ວຍກ້ອງຈຸລະທັດຈະຝົບວ່າປະກອບດ້ວຍຝຶກຂຶ້ນນ້ອຍໆມີຫຼຽມ, ມີມຸມບາງເທື່ອອາດບໍ່ເປັນຝຶກສົມບູນແບບ, ບາງສ່ວນອາດແຕກຫັກໄປແຕ່ຍັງເປັນຝຶກທາດແຂງຊະນິດນີ້ເອີ້ນວ່າ: (ຝຶກລວມ) ເຊິ່ງເປັນກຸ່ມຂອງຝຶກທີ່ມີຂະໜາດນ້ອຍລວມກັນດັ່ງນັ້ນຈຶ່ງຕ້ອງລະມັດລະວັງໃນການພິຈາລະນາວ່າທາດແຂງນັ້ນເປັນຝຶກລວມ ຫຼື ອະສັນຖານ.

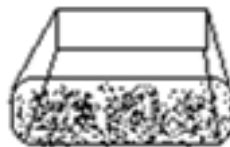
3.1 ຂະໜາດ ແລະ ຮູບຮ່າງຂອງຝຶກ

ຂະໜາດຂອງຝຶກຂອງທາດໃດໜຶ່ງຈະປ່ຽນແປງໄປໄດ້ຢ່າງຫຼາຍ ແລະ ຂຶ້ນຢູ່ຢ່າງຫຼາຍກັບສະພາບແວດລ້ອມທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດຝຶກນັ້ນໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວການເກີດຝຶກຊ້າຈາກທາດລະລາຍທີ່ຂ້ອນຂ້າງອົມຕົວຈະເຮັດໃຫ້ເກີດຝຶກຂະໜາດໃຫຍ່ດ້ວຍເຫດນັ້ນຝຶກທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນທໍາມະຊາດເຊັ່ນ: ແຮ່ທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນຂະບວນການທາງທໍລະນີວິທະຍາມັກຈະມີຂະໜາດໃຫຍ່ຫຼາຍໃນທາງກົງກັນຂ້າມຝຶກທີ່ເກີດຂຶ້ນຈາກການກຽມໃນຫ້ອງທົດລອງຈາກທາດລະລາຍທີ່ອົມຕົວມັກຈະມີຂະໜາດນ້ອຍ, ທັງນີ້ເພາະການຕົກຝຶກເກີດຂຶ້ນໄວເກີນໄປເກືອທີ່ລະລາຍໃນນໍ້າໄດ້ໜ້ອຍເຊັ່ນ: (BaSO_4) ເມື່ອກຽມໄດ້ສົມຜົນທາດລະລາຍຂອງ(BaCl_2) ແລະ (H_2SO_4) ສົມຜົນທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວທໍາລາຍຂອງ

ອະນຸພາກທີ່ເປັນທາດແຂງຂອງ(CaSO_4) ທີ່ເກີດຂຶ້ນມີຂະໜາດນ້ອຍຫຼາຍຈຶ່ງເກີດເປັນຝຶກທີ່ເບິ່ງເຫັນໄດ້ນອກຈາກ ຈະເບິ່ງດ້ວຍກ້ອງຈຸລະທັດຈຶ່ງຈະເຫັນເປັນຝຶກເຮົາສາມາດຈະປັບປຸງກຽມຝຶກຂອງ(CaSO_4) ໄດ້ໂດຍອາໄສຂະບວນ ການປ່ອຍໃຫ້ຕົກຝຶກເປັນເວລາດົນ(aging process) ຈາກທາດລະລາຍທີ່ອື່ນຕົວໃນຂະນະທີ່ປ່ອຍໄວ້ນີ້ຝຶກນ້ອຍໆທີ່ ຍັງເກີດບໍ່ສົມບູນພະຍາຍາມທີ່ຈະລະລາຍ, ສ່ວນຝຶກທີ່ໃຫຍ່ກວ່າຂ້ອນຂ້າງຈະຢູ່ຕົວພະຍາຍາມຈະເກີດພວກປຸງຂຶ້ນ ໂດຍຂະບວນການເຊັ່ນ: ບາງສ່ວນຈະລະລາຍ ແລະ ບາງສ່ວນຈະຕົກຕະກອນຈະເຮັດໃຫ້ສ່ວນທີ່ຕົກ ຕະກອນປ່ຽນ ເປັນຝຶກລວມໄດ້ຂະໜາດຂອງຝຶກສະທ້ອນໃຫ້ເຫັນສະເພາະໃນການຕົກຝຶກຫຼາຍກວ່າອົງປະກອບພາຍໃນຂອງຝຶກ ຮູບຮ່າງຂອງຝຶກຈະເປັນລັກສະນະປະຈຳຕົວຂອງທາດນັ້ນໆໂດຍສະເພາະແຕ່ກໍ່ມີຜົນເນື່ອງມາຈາກສະພາບແວດລ້ອມ ໃນການຕົກຝຶກເຊັ່ນ: ຝຶກຂອງເກືອ(NaCl) ຖ້າເຮັດໃຫ້ຝຶກດ້ວຍທາດລະລາຍຂ້ອນຂ້າງອື່ນຕົວຈະໄດ້ຮູບໜ່ວຍກົມ (cube) ດັ່ງຮູບ1(ຄ) ສ່ວນທີ່ຕົກຝຶກຢູ່ທີ່ພາຫະນະບັນຈຸຈະມີຮູບຮ່າງເປັນ 4 ລ່ຽມເຊິ່ງມີຄວາມໜາບໍ່ເກີນເຄິ່ງໜຶ່ງ ຂອງຄວາມກວ້າງ(tablet) ດັ່ງຮູບ1(ຂ) ເພາະວ່າສ່ວນທີ່ຢູ່ຂ້າງເທິງຝຶກສາມາດຈະເລີນ ຫຼື ຂະຫຍາຍອອກໄປໄດ້ທຸກ ດ້ານຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ເປັນຮູບໜ່ວຍກົມແຕ່ສ່ວນທີ່ຢູ່ກົ້ນພາຊະນະຝຶກສາມາດຈະເລີນ ຫຼື ຄວບຄຸມໄດ້ພຽງ 2 ທິດທາງຄື: ໃນລວງນອນ ແລະ ລວງຕັ້ງຂຶ້ນຂ້າງເທິງຈຶ່ງເຮັດສ່ວນໃຫຍ່ກວ່າສ່ວນໜ້າຂອງຝຶກ, ຝຶກຈຶ່ງມີຮູບຮ່າງເປັນ 4 ລ່ຽມເຊິ່ງ ມີຄວາມໜາບໍ່ເກີນເຄິ່ງໜຶ່ງຂອງຄວາມກວ້າງແຕ່ຖ້າສິ່ງແວດລ້ອມໃນການຕົກຝຶກແຕກຕ່າງໄປຈາກນ້ຳເຊັ່ນ: ເກືອ ຕົກຝຶກໃນພາຫະນະທີ່ມີຢູເຣຍ(urea) ຝຶກທີ່ໄດ້ຈະເປັນຮູບຊົງແປດໜ້າ(octahedron) ດັ່ງຮູບ1 (ຄ).



(ກ)



(ຂ)



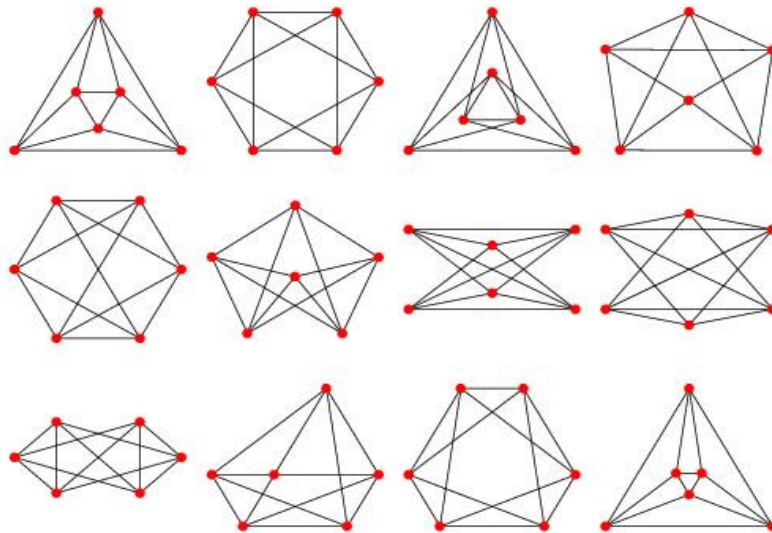
(ຄ)

ຮູບທີ1 ຮູບຮ່າງຂອງຝຶກເກືອແກງທີ່ເກີດຂຶ້ນຈາກສະພາບແວດລ້ອມໃນການຕົກຝຶກຕ່າງກັນ

ການຕົກຝຶກຂອງເກືອເປັນຮູບໜ່ວຍກົມເມື່ອຕົກຝຶກໃນທາດລະລາຍທີ່ມີນ້ຳເປັນຕົວລະລາຍ ແລະ ເມື່ອຕົກ ຝຶກໃນຢູເຣຍຈະມີຮູບຮ່າງເປັນຮູບຊົງແປດໜ້ານັ້ນເບິ່ງອາດຄ້າຍຄືກັບວ່າຮູບຮ່າງຂອງຝຶກບໍ່ມີຄວາມສຳພັນກັບການ ລຽງຕົວພາຍໃນຂອງຝຶກເຊິ່ງທີ່ແທ້ຈິງແລ້ວຮູບຊົງແປດໜ້າຈະມີຄວາມສຳພັນກັນທາງເລຂາຄະນິດ.

1. ຮູບຊົງແປດໜ້າສາມາດເກີດຈາກຮູບລູກບາດໄດ້ໂດຍການຕັດແຕ່ລະມຸມອອກ ດັ່ງຮູບ2
2. ມຸມລະຫວ່າງໜ້າຮູບຊົງແປດໜ້າ(Octahedral faces) ເຊິ່ງຝຶກເກືອທັງໝົດຈະເທົ່າເດີມເໝືອນກໍລະນີ ຂອງຮູບລູກບາດ ແລະ ມຸມບໍ່ປ່ຽນແປງ.

ດັ່ງທີ່ກ່າວມາແລ້ວເມື່ອສະພາບແວດລ້ອມພາຍນອກປ່ຽນແປງຮູບຮ່າງຂອງຝຶກປ່ຽນໄດ້ແຕ່ມຸມລະຫວ່າງ ໜ້າສອງໜ້າ(interfacial angle) ເຊິ່ງຍັງເທົ່າເດີມຍັງສາມາດຫາໄດ້ຈາກການທີ່ມີຮູບຊົງແປດໜ້າທາງເລຂາຄະນິດ ທີ່ແນ່ນອນຂອງແຕ່ລະທາດ.



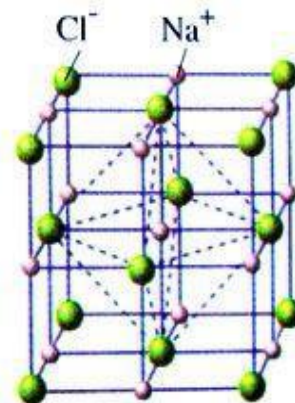
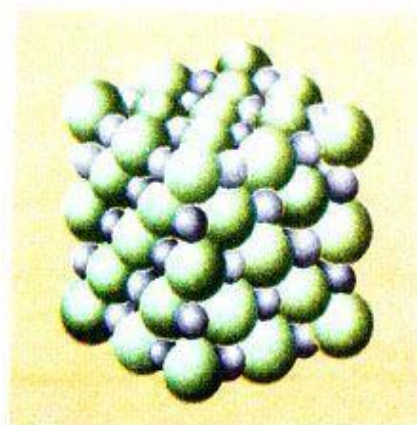
ຮູບທີ2 ຄວາມສຳພັນຮູບລູກບາດກັບຮູບທັງແປດໜ້າ

3.2 ແລັກທິກພິກ

ອະນຸພາກພາຍໃນພິກອາດຈະເປັນໂມເລກຸນ ຫຼື ໄອອອນເຊິ່ງລຽງຕົວກັນເປັນລະບຽບຕາມແບບເລຂາຄະນິດມີດ້ານ, ມີມູມຕັດໂດຍສະເພາະເຮັດໃຫ້ເຮົາສາມາດເຫັນແບບພິກດ້ວຍຕາເປົ່າ ຫຼື ກ້ອງຈຸລະທັດ ເພື່ອຄວາມສະດວກຕໍ່ການພິຈາລະນາໂຄ້ງສ້າງຂອງພິກຈຶ່ງໃຊ້ຈຸດສະແດງຕຳແໜ່ງຂອງອະນຸພາກເຫຼົ່ານັ້ນ. ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ຕາມຈຸດແຕ່ລະຈຸດເອີ້ນວ່າ: ອະນຸພາກໜ່ວຍ.

ການຈັດລຽງຕົວແບບສາມມິຕິຂອງອະນຸພາກພາຍໃນພິກເຮັດໃຫ້ເກີດແບບຂອງຈຸດເອີ້ນວ່າ: ແລັກທິກພິກ (Crystal lattice ຫຼື Space lattice). ແລັກທິກພິກເຕັມໄປດ້ວຍຈຸດເຊື່ອມໂຍງກັນເປັນໂຄງ ສ້າງແບບຕາຂ່າຍສະແດງໃຫ້ເຫັນລັກສະນະການຈັດລຽງອະນຸພາກພາຍໃນພິກຊຶ່ງເປັນແບບທີ່ຊ້ຳໄປແບບ ດຽວກັນທັງແລັກທິກພິກ.

ສ່ວນທີ່ນ້ອຍທີ່ສຸດຂອງແລັກທິກພິກສະແດງໃຫ້ເຫັນວ່າແບບການຈັດລຽງຂອງອະນຸພາກເປັນແນວໃດ ນັ້ນເອີ້ນວ່າ: ເຊວໜ່ວຍ. ເຊວໜ່ວຍມີແບບເລຂາຄະນິດຄືກັບຕົວນຶກເອງ ເມື່ອເອົາເຊວໜ່ວຍມາຕໍ່ໃສ່ກັນ ໂດຍໃຫ້ຂະຫຍາຍອອກໄປເປັນສາມມິຕິກໍ່ຈະໄດ້ແລັກທິກພິກທັງຫມົດ, ພິກຈະປະກອບຂຶ້ນຈາກເຊວໜ່ວຍໃຫມ່ລວມກັນເຊັ່ນ: ພິກຂອງຮູບກ້ອນມີເຊວໜ່ວຍທີ່ເປັນຮູບກ້ອນນ້ອຍໆທີ່ຄືກັນລຽງຕໍ່ກັນໃຫ້ທົ່ວທັງພິກ ແລະ ເນື່ອງຈາກແລັກທິກພິກປະກອບຂຶ້ນດ້ວຍເຊວໜ່ວຍຈຶ່ງມີໜ້າ, ມຸມ ແລະ ຂອບຮ່ວມກັນ. ແຕ່ລະຈຸດ ເຊິ່ງເປັນສ່ວນຂອງເຊວໜ່ວຍອັນໜຶ່ງຈຶ່ງເປັນສ່ວນຂອງເຊວໜ່ວຍອີກອັນໜຶ່ງທີ່ຢູ່ຕິດກັນດ້ວຍ.

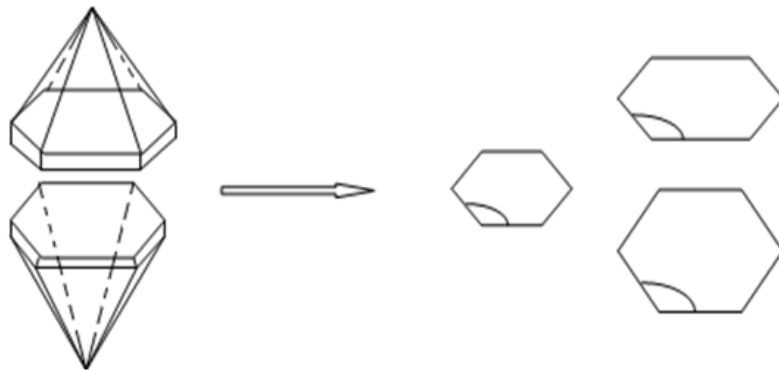


ຮູບທີ3 ໂຄງສ້າງຝືກຂອງ NaCl

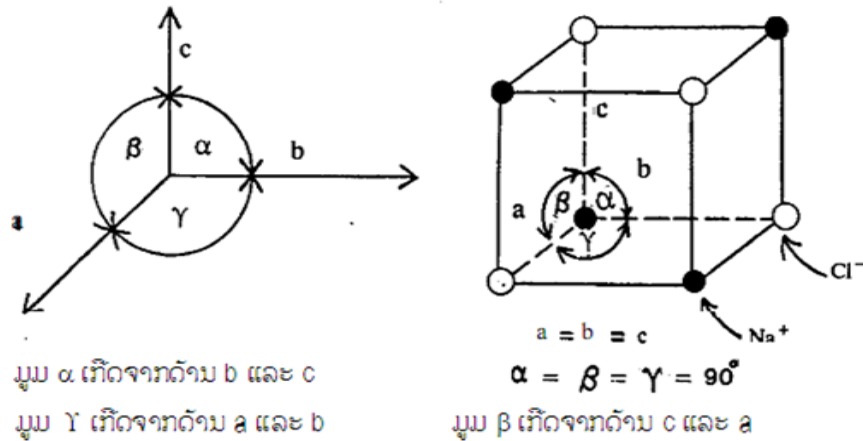
- (ກ) ແບບຂອງຝືກເກືອສາມມິຕິໃຫ້ໂຊດຽມໄອອອນ ແລະ ລົວໄອອອນມີລັກສະນະເປັນ
(ຂ) ເຊວຫນ່ວຍຂອງ NaCl ເຊິ່ງຕ່ອອກໄປທຸກທິດທາງເປັນສາມມິຕິ.

3.3 ລະບົບຂອງຝືກ

ໃນສະໄຫມທີ່ຍັງບໍ່ມີເທັກນິກທາງລັງສີເອັກສ໌ມາໃຊ້ສຶກສາຮູບຮ່າງຂອງຝືກນັ້ນ ຮູບຮ່າງຂອງຝືກໄດ້ມາຈາກການເບິ່ງຄຸນລັກສະນະພາຍນອກເຊິ່ງເປັນການຍາກທີ່ຈະບອກເຖິງລັກສະນະໄດ້ຊັດເຈນ. ໃນປີ ຄສ 1669 ສະແຕນໂນ(N.Steno ຄສ 1638–1686) ໄດ້ສຶກສາຂອງຝືກ SiO_2 ພົບວ່າລະຫວ່າງມຸມຂອງຫນ້າຝືກ ສອດຄ່ອງກັນ (corresponding interfacial angle) ຈະມີຄ່າຄົງທີ່ເຊິ່ງຕໍ່ມາເອີ້ນວ່າ: ທິດສະດີຂໍ້ທີ່ຫນຶ່ງຂອງ ຝືກສາດ(first law of crystallography). ເຊິ່ງໃນນີ້ສາມາດນຳໄປປະຍຸກໃຊ້ກັບຝືກອື່ນໆໄດ້ດັ່ງຮູບ:ເປັນ ການສະແດງໃຫ້ເຫັນມຸມລະຫວ່າງຫນ້າຝືກທີ່ຈ່ອງກັນຈະມີຄ່າເທົ່າກັນ



ໂຄງສ້າງພາຍນອກຂອງຝືກນຳໄປສູ່ການຊອກຫາໂຄງສ້າງພາຍໃນໄດ້ໃນປີ ຄສ 1784 ໂຮວ(R.J.Hatly ຄສ 1743–1822) ສຳລັບທຸດແຄຊຽມ(calcite, CaCO_3) ເຖິງວ່າລັກສະນະພາຍນອກຈະຕ່າງກັນເມື່ອ ແຕກອອກ (Split) ຈະແຕກຕາມລະນາບທີ່ແນ່ນອນບໍ່ວ່າຝືກນັ້ນຈະມີຂະໜາດນ້ອຍຊ່າໃດ ແລະ ຍັງພົບວ່າ ມຸມລະຫວ່າງຫນ້າ 2 ຫນ້າຂອງລະນາບທີ່ແຍກອອກມາ ຈະເປັນມຸມ $77^\circ 55'$. ຫຼັງຈາກໄດ້ສຶກສາທາດອື່ນໆປະກອບແລ້ວໂຮວສະເໜີວ່າຖ້າຫາກຫຼຸດຂະໜາດຂອງຝືກລົງໄປເລື້ອຍໆຈະໄດ້ຫນ່ວຍເຊວທີ່ຫນ້ອຍທີ່ສຸດເອີ້ນວ່າ: ເຊວຫນ່ວຍ Unit cell ເຊິ່ງເຊວຫນ່ວຍຈະສະແດງລັກສະນະຂອງຝືກໄດ້ທັງຫມົດ ແລະ ຫນ່ວຍເຊວມາ . ລວມກັນກໍ່ຈະໄດ້ຮູບຝືກນັ້ນ ແລະ ຍັງພົບວ່າ: ມີເຊວຫນ່ວຍມຸມຖານ(Fundamental unit) ຢູ່ພຽງ 7 ແບບ ເຊິ່ງເອີ້ນວ່າ: Crystallographic unit ຈາກຫຼັກການຈັດເປັນ 7 ໂດຍຖືຕາມຄວາມແຕກຕ່າງທາງດ້ານຄວາມຍາວຂອງແກນຝືກ ແລະ ມຸມລະຫວ່າງແກນຄູ່ໃດຄູ່ຫນຶ່ງການຈັດລະບົບຝືກຕາມກົດເກນດັ່ງກ່າວແທນທີ່ຈະ ພິຈາລະນາແລັກທິກຝືກທັງຫມົດຈະພິຈາລະນາເຊວຫນ່ວຍແທນເພາະຖືວ່າເຊວຫນ່ວຍເປັນແບບຈຳລອງທີ່ຫນ້ອຍທີ່ສຸດຂອງແລັກທິກຝືກໂດຍໃຫ້ຄວາມຍາວດ້ານຂອງຫນ່ວຍເຊວເບິ່ງຫນ້າແຕ່ລະຫນ້າມາຕັດກັນຕາມແນວແກນທັງສາມຂອງແລັກທິກຝືກເປັນ a , b , c ແລະ ມຸມລະຫວ່າງຂອງເຊວຫນ່ວຍແຕ່ລະຫນ່ວຍເປັນ α , β , γ ການລຽງຈຸດໂດຍໃຫ້ມີດ້ານ a , b , c ແລະ ມຸມ α , β , γ ຕ່າງກັນເຮັດໃຫ້ລະບົບຝືກມີ 7 ແບບດັ່ງນີ້:



- 1) ຮູບກ້ອນ(Cubic): ມີດ້ານທັງສາມຂອງເຊວຫນ່ວຍຍາວເທົ່າກັນ ເຮັດໃຫ້ມຸມ 90° ເຊິ່ງກັນ ແລະ ກັນ ຫຼື $a = b = c : \alpha = \beta = \gamma$.
ຕົວຢ່າງ: ຝຶກຂອງ NaCl , KCl , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Fe , Cu , Au , ເຝັດ (c), Potash alum ($\text{K.AL}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$).
- 2) ຮູບສີ່ຫຼ່ຽມ(Tetragonal): ມີດ້ານຍາວເທົ່າກັນ 2 ດ້ານ, ດ້ານທີ່ສາມມີຄວາມຍາວຕ່າງອອກໄປທັງສາມດ້ານ ເປັນມຸມ 90° ເຊິ່ງກັນ ແລະ ກັນ ຫຼື $a = b \neq c : \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
ຕົວຢ່າງ: ຝຶກຂອງ NiSO_4 , KH_2PO_4 , ແຄເຊີໄລ(SnO_2), Sn , TiO_2 .
- 3) ອໍໂທໂລມບິກ(Orthorhombic): ມີດ້ານທັງສາມຍາວບໍ່ເທົ່າກັນ ແຕ່ເປັນມຸມ 90° ເຊິ່ງກັນ ແລະ ກັນ ຫຼື $a \neq b \neq c : \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
ຕົວຢ່າງ: ຝຶກຂອງ K_2SO_4 , KNO_3 , KMNO_4 , ອະລາໂກໄນ(aragonite FCaCO_3), ໄອໂອດິນ, ມາດລອມບິກ, ເກືອ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).
- 4) ຕຣີໂກນານ(Trigonal): ມີທັງສາມດ້ານຍາວເທົ່າກັນ ມຸມທັງສາມເທົ່າກັນ ແຕ່ບໍ່ເທົ່າ 90° ຫຼື $a = b = c : \alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$
ຕົວຢ່າງ: ຝຶກຂອງ NaNO_2 , ແຄໄຊ(calcite, CaCO_3), ZnCO_3 , As , Sb , Bi , Al_2O_3 .
- 5) ຮູບຫົກຫຼ່ຽມ(hexagonal): ມີດ້ານເທົ່າກັນ 2 ດ້ານ ເຮັດເປັນມຸມ 120° , ອີກດ້ານຫນຶ່ງຍາວຕ່າງອອກ ໄປ ແລະ ມີມຸມເທົ່າກັບ 90° ທັງສອງດ້ານນັ້ນ ຫຼື $a = b \neq c : \alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$.
ຕົວຢ່າງ: ຝຶກຂອງ CuS , Pbl , ກຣາໄຟຣ(graphite), Mg , Be , Zn .
- 6) ໂມໂນຄລິນິກ(monoclinic): ມີທັງສາມດ້ານຍາວບໍ່ເທົ່າກັນ ດ້ານສອງດ້ານເຮັດມຸມຕໍ່ກັນມຸມຫນຶ່ງຊຶ່ງບໍ່ ເທົ່າກັບ 90° ສ່ວນດ້ານທີ່ສາມເຮັດມຸມ 90° ກັບດ້ານທັງສອງນັ້ນ ຫຼື $a \neq b \neq c : \alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$.
ຕົວຢ່າງ: ຍີບຊ້າ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), ບໍ່ແລກຊໍ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), KClO_3 , $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ແລະ ມາດໂມໂນຄລິນິກ.
- 7) ໄຕຄລິນິກ(triclinic): ທັງສາມດ້ານຍາວບໍ່ເທົ່າກັນ ແລະ ມຸມລະຫວ່າງດ້ານທັງສາມບໍ່ມີມຸມສາກ ຫຼື $a \neq b \neq c : \alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$
ຕົວຢ່າງ: ຝຶກຂອງ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ແລະ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

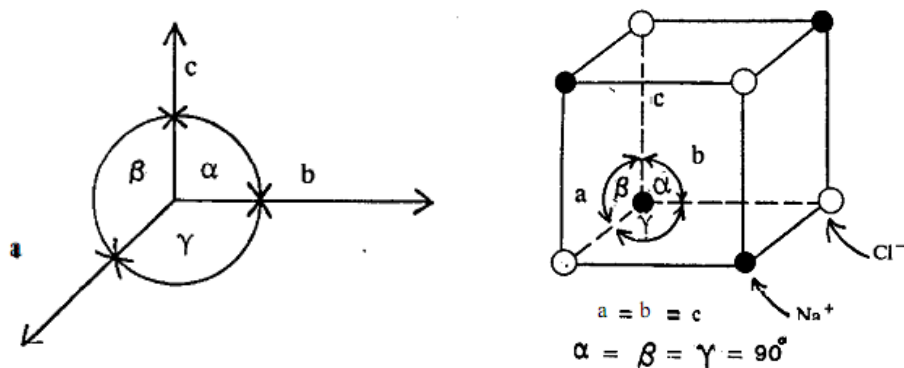
ຈາກລະບົບມູນຖານຂອງຝຶກ 7 ລະບົບດັ່ງກ່າວອາໄສດ້ານ ແລະ ມຸມເປັນຫຼັກ ຈຶ່ງເປັນການຈັດແບ່ງ ຕາມໂຄງສ້າງຝຶກພາຍນອກ ແຕ່ຝົບວ່າຝຶກພາຍໃນເຊວຫນ່ວຍຂອງຝຶກບາງລະບົບ ຍັງມີອະນຸພາກໄປຢູ່ຕາມຕຳແໜ່ງ

ຕ່າງໆອີກ ເຮັດໃຫ້ເກີດຊະນິດຂອງແລດທິກຟິກ ແຕກຕ່າງກັນດັ່ງນີ້:

1. ລະບົບນຶກທີ່ມີອະນຸພາກຢູ່ສະເພາະຊື່ມຸມຂອງໜ່ວຍເຊວເທົ່ານັ້ນ ເອີ້ນວ່າ: ແລດທິກຟິກທຳມະດາ(Simple lattice).
2. ມີອະນຸພາກຢູ່ທີ່ມຸມຂອງເຊວໜ່ວຍກັບມີ 1 ອະນຸພາກຢູ່ທີ່ສູນກາງຂອງເຊວໜ່ວຍ ເອີ້ນວ່າ: ແລດທິກຟິກ üncuunigcio (Body-centered lattice).
3. ມີອະນຸພາກຢູ່ທີ່ມຸມຂອງເຊວໜ່ວຍກັບອະນຸພາກຢູ່ທີ່ສູນກາງຂອງໜ້າທຸກໜ້າຂອງເຊວໜ່ວຍ ເອີ້ນວ່າ: ແລດທິກຟິກແບບກາງໜ້າ(Face-centered lattice).

ມີອະນຸພາກຢູ່ທີ່ມຸມຂອງເຊວໜ່ວຍກັບອະນຸພາກຢູ່ເຄິ່ງກາງຂອງດ້ານໜ້າພຽງ 2 ດ້ານທີ່ຢູ່ກົງກັນຂ້າມຄູ່ ໃດຄູ່ໜຶ່ງ ເອີ້ນວ່າ: ແລດທິກຟິກແບບກາງປາຍ(End-centered lattice).

ໃນປີ ຄສ 1848 ບຣາເວ(Auguste Bravais ຄສ 1811-1863) ໄດ້ສຶກສາກ່ຽວກັບຟິກ ແລະ ສະແດງໃຫ້ເຫັນວ່າ: ລະບົບຟິກທັງ 7 ແບບທີ່ເວົ້າມາແລ້ວອາດຈັດເປັນແບບຕ່າງໆໄດ້ພຽງ 14 ແບບໂດຍທີ່ ທຸກຈຸດມີສິ່ງແວດລ້ອມຄືກັນ ລະບົບຟິກແບບນີ້ເອີ້ນວ່າ: ແລດທິກບາເວ(Bravais lattice) ດັ່ງສະຫຼຸບໄວ້ ໃນຕາຕະລາງທີ່ 2.1 ແລະ ຮູບຟິກທັງ 14 ແບບຂອງບູາເວ ດັ່ງທີ່ໄດ້ສະແດງໄວ້ຮູບ.



ຕາຕະລາງທີ1 ແລັກທິກຟິກ 7 ລະບົບ ແລະ ແລັກທິກຟິກ 7 ລະບົບ ຂອງບູາເວ

ລະບົບຟິກ	ມິຕິຂອງເຊວໜ່ວຍ ແລະ ມຸມ	ແລັກທິກບາເວ(Bravais lattice)
ຮູບກ້ອນ (Cubic)	$a = b = c : \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	ມີ 3 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ, ແບບກາງຕົວ ແລະ ແບບກາງໜ້າ
ອໍໂທໂລມບິກ (Ortholombic)	$a \neq b \neq c : \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	ມີ 4 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ, ແບບກາງຕົວ, ແບບກາງໜ້າ ແລະ ແບບກາງປາຍ
ຊິງສີ່ຫຼ່ຽມ (Tretagonal)	$a = c : \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	ມີ 2 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ, ແບບກາງຕົວ
ໂມໂນຄລິນິກ (Monoclinic)	$a \neq b \neq c : \alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$	ມີ 2 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ, ແບບກາງປາຍ
ຕຼິໂກນານ (Trigonal)	$a = b = c : \alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	ມີ 1 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ

ໂຕຢູນິກ (Triclinic)	$a \neq b \neq c : \alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	ມີ 1 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ
ຊິງຫົກຫຼ່ຽມ (Hexagonal)	$a = b \neq c : \alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$	ມີ 1 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ

3.4 ໂຄງສ້າງຂອງຝຶກໂດຍທົ່ວໄປ ຫຼື ຝຶກລວມ(Common Crystals Structure)

ເມື່ອວາງຂອງແລດທິກບຣາວ(Bravais lattice) ຊະນິດຕ່າງໆມີອະນຸພາກອື່ນເຂົ້າໄປຢູ່ ຫຼື ຖືກອ້ອມຮອບດ້ວຍໂມເລກຸນຫຼາຍອາຕອມ ຮູບຮ່າງຂອງຝຶກທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ຄວາມຊັບຊ້ອນຫຼາຍຂຶ້ນ ແລະ ຍັງມີ ໂຄງສ້າງບາງຊະນິດທີ່ບໍ່ພຽງແຕ່ຈະມີການຮຽງຕົວທາງເລຂາຄະນິດຢ່າງງ່າຍໆແລ້ວ ແຕ່ຍັງເຫັນວ່າເກີດຂຶ້ນ ເລື້ອຍໆຕາມທຳມະຊາດ ແລດທິກແບບທີ່ເຫັນໃນທຳມະຊາດຄື: ເປັນແບບບັນຈຸຂີດທີ່ສຸດ(Closestpacked Structure) ເຊິ່ງເປັນຜືນຖານຂອງໂຄງສ້າງຕ່າງໆໃນທຳມະຊາດ ໂຄງສ້າງແບບບັນຈຸຂີດທີ່ສຸດນັ້ນ ຝຶກລະນາໃຫ້ອາຕອມ ຫຼື ໄອອອນມີຮູບຮ່າງເປັນວົງມົນກົມ ແລະ ໃຫ້ຮູບມົນກົມຈັດລຽງຕົວໃຫ້ໜ້າແຫນ້ນທີ່ສຸດ ທັງນີ້ກໍ່ເພື່ອໃຫ້ມີຄວາມໜ້າແຫນ້ນທີ່ສຸດ (ຄືມີປະລິມານຂອງຮູບວົງກົມຫຼາຍທີ່ສຸດຕໍ່ໜ່ວຍບໍລິມາດ) ໂຄງສ້າງແບບບັນຈຸຂີດສຸດ ຈະເກີດຂຶ້ນໃນບັນດາຟວກໂລຫະເກືອບທັງຫມົດ ແລະ ໃນຝຶກໂມເລກຸນ(molecular crystal) ຫຼາຍຊະນິດ ແຕ່ລະໜ່ວຍອະນຸພາກໃນໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດສຳຜັດກັບໜ່ວຍອະນຸພາກອື່ນອີກ 12 ໜ່ວຍ ຫຼື ເວົ້າອີກຢ່າງໜຶ່ງວ່າ: ແຕ່ລະໜ່ວຍອະນຸພາກມີເລກໂຄອອກດີເນຊັນ(Coordination number) ເທົ່າກັບ 12 ຊຶ່ງເປັນຄ່າສູງສຸດຂອງເລກໂຄອອກດີເນຊັນ. ການຈັດໜ່ວຍອະນຸພາກໃຫ້ມີໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດ ເຮັດໄດ້ 2 ແບບຄື:

- 1) ບັນຈຸຂີດທີ່ສຸດແບບເຮັກຊາໂຄນລ(Hexagonal loosest packing, hcp).
- 2) ບັນຈຸຂີດທີ່ສຸດແບບຮູບກ້ອນ(Cubic closest packing, fcc).

ຖ້າຈະທົດລອງໃຫ້ເຫັນການຮຽງຂອງຮູບກົມໃຫ້ກົນເນີ້ທີ່ໜ້ອຍທີ່ສຸດ(ຫຼື ປະລິມານຂອງວົງກົມຫຼາຍທີ່ສຸດຕໍ່ໜ່ວຍບໍລິມາດ) ໃຫ້ນຳເອົາວັດຖຸຮູບກົມເຊັ່ນ: ລູກປຶງປອງ, ລູກບົວລຽນທີ່ມີຂະໜາດເທົ່າກັນມາວາງຕິດກັນ ເທິງຫນ້າພຽງສົມມຸດໃນຊັ້ນທີ່ເປັນໜ່ວຍກົມ(A) ສາມາດຈັດໃຫ້ມີໜ່ວຍກົມທີ່ສຳຜັດກັບໜ່ວຍໃດໜ່ວຍໜຶ່ງ ໄດ້ຫຼາຍທີ່ສຸດ ຄື 1 ໜ່ວຍກົມຈະຖືກອ້ອມຮອບດ້ວຍ 6 ໜ່ວຍກົມດັ່ງຮູບ 2.8(ກ).

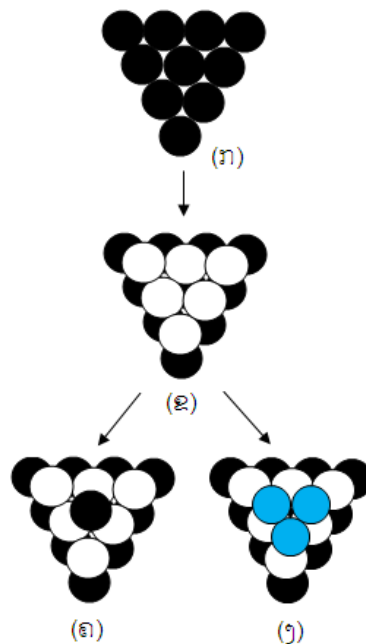
ຖ້ານຳຊັ້ນທີ 2 ເຊິ່ງຈັດລຽງແບບດຽວກັບຮູບ ກ (ແທນດ້ວຍ B)ມາວາງຊ້ອນທັບຊັ້ນທີ 1 ວາງຊ້ອນ ທັບໄດ້ແບບດຽວທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ການຮຽງຕົວມີບໍລິມາດໜ່ວຍກົມຫຼາຍທີ່ສຸດດັ່ງຮູບທີ່ 2.8(ຂ) ການຊ້ອນທັບ ໃນລັກສະນະນີ້ຈະເຮັດໃຫ້ເກີດຊ່ອງວ່າງ(Hole ຫຼື Site) ຊັ້ນ 2 ຊະນິດຄື: ຊ່ອງວ່າງວົງກົມ ຊຶ່ງອ້ອມຮອບ ດ້ວຍ 4 ວົງ ແລະ ຊ່ອງວ່າງຮູບແປດຫນ້າ(Octahedral) ຊຶ່ງອ້ອມຮອບດ້ວຍ 6 ໜ່ວຍກົມ.

ເມື່ອນຳເອົາຊັ້ນທີ 1 ຊຶ່ງມີການຈັດລຽງແບບຮູບ ກ.(ແທນດ້ວຍ C)ມາວາງຊ້ອນທັບປ່ອນຊັ້ນທີ 2 ເພື່ອໃຫ້ມີໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດ ແລະ ມີປະລິມານວົງກົມຫຼາຍທີ່ສຸດ ສາມາດວາງຊ້ອນທັບໄດ້ 2 ແບບຄື:

- ແບບທີ 1: ໃຫ້ແຕ່ລະວົງກົມຂອງຊັ້ນທີ 3 ຊຶ່ງກັບແຕ່ລະວົງກົມຂອງຊັ້ນທີ 1 ຫຼື ເວົ້າວ່າເປັນການຮຽງແບບ AB, AB, AB... ການຮຽງຕົວແບບທີ່ໃຫ້ວົງກົມໃນຊັ້ນທີ 3 ຊຶ່ງກັບວົງກົມໃນຊັ້ນທີ 1 ແລະ ຊັ້ນທີ 4 ຊຶ່ງກັບ ຊັ້ນທີ 2 ຊ້າງກັນໄປແນວນີ້ເລື້ອຍໆຈະໄດ້ໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແບບເຮັກຊາໂຄນລ(Hexagonal closest packing, hcp) ດັ່ງຮູບທີ 2.8(ຄ).
- ແບບທີ 2: ໃຫ້ແຕ່ລະວົງກົມຂອງຊັ້ນທີ 3 ບໍ່ຊຶ່ງກັບວົງກົມໃນຊັ້ນທີ 1 ແລະ 2 ຫຼືເວົ້າວ່າເປັນການຮຽງແບບ ABC ເມື່ອວາງຊັ້ນທີ 4 ໃຫ້ຊຶ່ງກັບຊັ້ນທີ 1 ແລະຊ້າງກັນແບບ ABC, ABC ການລຽງຕົວແບບນີ້ຈະໄດ້ໂຄງສ້າງບັນຈຸ

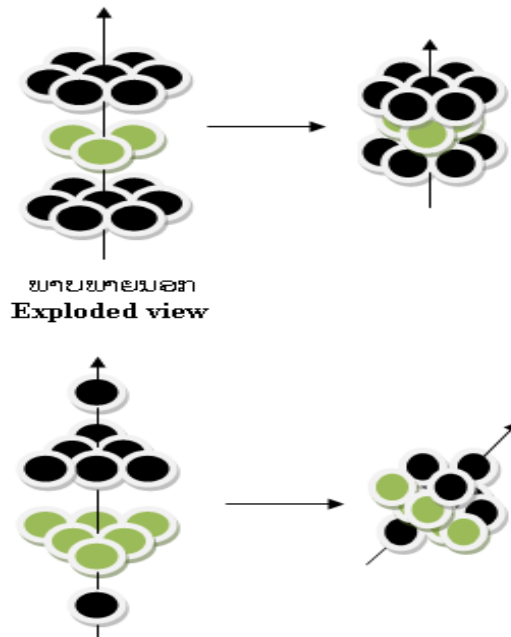
ຂີດສຸດແບບຮູບກ້ອນ(Cubic closest packing, ccp) ຫຼື ບັນຈຸຂີດສຸດແບບຮູບກ້ອນກາງຫນ້າ(Face centered cubic closest packing, fcc) ດັ່ງຮູບທີ 2.8(ງ).

ແຕ່ລະຫນ່ວຍກົມໃນໂຄງສ້າງແບບບັນຈຸຂີດສຸດທີ່ເວົ້າມາຂ້າງເທິງ, ຈະສຳພັດໂດຍກົງກັບຫນ່ວຍກົມຂ້າງຄຽງ 12 ຫນ່ວຍກົມດ້ວຍກັນຄື: ແຕ່ລະຫນ່ວຍກົມຊັ້ນໃດຊັ້ນຫນຶ່ງຈະສຳພັດກັບຫນ່ວຍກົມ 6 ລູກໃນຊັ້ນ ດຽວກັນ ແລະ ຖືກກັບຫນ່ວຍກົມ 3 ຫນ່ວຍໃນຊັ້ນທີ່ຢູ່ຂ້າງເທິງ ແລະ ອີກ 3 ລູກໃນຊັ້ນທີ່ຢູ່ຂ້າງລຸ່ມລວມທັງຫມົດເປັນ 12 ຫນ່ວຍກົມທີ່ຢູ່ຕິດກັນທີ່ສຸດເຮັດໃຫ້ຫນ່ວຍກົມຫຼືຫນ່ວຍອະນຸພາກນັ້ນມີເລກໂຕອອນດີເນຊັ້ນ(Coordination number) ເທົ່າກັບ 12 ບໍ່ມີວິທີໃດທີ່ຈະໃຊ້ຈັດຫນ່ວຍກົມໃຫ້ສຳພັດ ຫນ່ວຍກົມທີ່ຢູ່ກາງໄດ້ ຫຼາຍກວ່າ 12 ຫນ່ວຍກົມ ດັ່ງນັ້ນຈຶ່ງເອີ້ນວ່າ: ເປັນການຈັດຫນ່ວຍອະນຸພາກທີ່ແໜ້ນທີ່ສຸດ.



- ກ. ໃນຊັ້ນທີ 1(layer) ແຕ່ລະວົງກົມ(ອະນຸພາກ) ຈະສຳພັດຫນ່ວຍກົມອື່ນ 6 ຫນ່ວຍກົມ(ຊັ້ນທີ 1 ແທນດ້ວຍ A).
- ຂ. ການວາງຫນ່ວຍກົມຊັ້ນທີ 2 (ການຮຽງຕົວຄືຊັ້ນທີ 1 ແທນດ້ວຍ B) ຊ້ອນທັບຊັ້ນທີ 1 ໃຫ້ຖືກກັນໃກ້ທີ່ສຸດ.
- ຄ. ການວາງຫນ່ວຍກົມຊັ້ນທີ 3 (ການຮຽງຕົວໃນຊັ້ນທີ 1 ແທນດ້ວຍ C) ຊ້ອນທັບຊັ້ນທີ 2 ໃຫ້ວົງກົມຄືກັບຊັ້ນ ທີ 1(AB,AB..., ccp).
- ງ. ການວາງຫນ່ວຍກົມຊັ້ນທີ 3 (ການຮຽງຕົວຄືກັບຊັ້ນທີ 1 ແທນດ້ວຍ C) ຊ້ອນທັບຊັ້ນທີ 2 ໃຫ້ຫນ່ວຍກົມບໍ່ຄືກັບຊັ້ນ 1 ແລະ 2(ABC.ccp).

ຖ້າພິຈາລະນາດ້ານຂ້າງຂອງໂຄງສ້າງທັງ 2 ແບບດັ່ງກ່າວພາບທີ່ຂະຫຍາຍອອກ(Exploded view) ດັ່ງ ຮູບທີ 2.9.

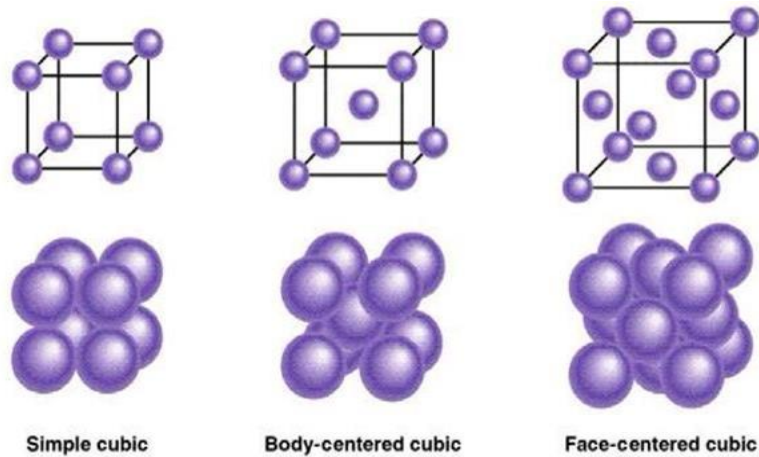


ກ. ໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແບບເຮັກຊາໂກນັລ(Hexagonal close packed structure, hcp).

ຂ. ໂຄງສ້າງບັນຈຸແບບຮູບກ້ອນ(Cubic close packed structure, ccp) ພາບຂະຫຍາຍອອກ.

ໂຄງສ້າງແບບບັນຈຸຂີດສຸດນີ້ຫນ່ວຍອະນຸພາກທັງຫມົດຈະຄອບຄອງປະລິມານເຖິງ 74% ຂອງປະລິມານທັງຫມົດຂອງເຊວຫນ່ວຍ. ຖ້າຫນ່ວຍອະນຸພາກເຊິ່ງເປັນໂມເລກຸນ ຫຼື ອາຕອມມີຮູບຮ່າງຄ່ອນຂ້າງກົມຝິກຈະມີໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແບບໃດແບບຫນຶ່ງໃນສອງແບບທີ່ເວົ້າມານັ້ນໂລຫະສ່ວນຫຼາຍມີໂຄງສ້າງແບບຝິກໄຮໂດຣເຈນແຮໂລດ(Hydrogen halide) ເຊັ່ນ: HCl, HBr ແລະ HI ທັງຫມົດເກືອບເປັນວົງກົມ(Spherical molecules) ເນື່ອງຂາກໄຮໂດຣເຈນມີອາຕອມຄ່ອນຂ້າງໃຫຍ່ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຮູບຮ່າງຂອງຝິກປ່ຽນແປງ(Distort) ໄດ້ຫນ້ອຍຫນຶ່ງ ເພາະອາຕອມໄຮໂດຣເຈນມີຂະໜາດນ້ອຍກວ່າແຮໂລດທັງສາມຕົວມີໂຄງສ້າງ ບັນຈຸຂີດສຸດແບບເຮັກຊາໂກນັລ(hcp) ສ່ວນໂມເລກຸນຂອງໄຮໂດຣເຈນມີ ໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແບບຮູບກ້ອນ(ccp) ຫຼື ໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດຮູບກ້ອນແບບກາງຫນ້າ(fcc) ແນວໂນ້ມຂອງໂມເລກຸນທີ່ມີຮູບຮ່າງວົງກົມທີ່ຈະມີຮູບຝິກເປັນແບບໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແບບ ໃດແບບຫນຶ່ງນັ້ນຈະເປັນຜົນເນື່ອງມາຈາກຄວາມຈິງທີ່ວ່າມັນຈະຕ້ອງພະຍາຍາມຮຽງຕົວກັນໃຫ້ໄດ້ຈຳນວນ ອະນຸພາກທີ່ໃກ້ທີ່ສຸດ ຫຼື ເລກໂຕອອກດີເນຊັນສູງສຸດເຊິ່ງເທົ່າກັບ 12 ເຊິ່ງດ້ວຍວິທີນັ້ນຈະເຮັດໃຫ້ກຳລັງຂອງແຮງແຮມເດືອນສະຫວ່າງໂມເລກຸນມີຫຼາຍທີ່ສຸດ.

ການຈັດລຽງອະນຸພາກເປັນຮູບຫນ່ວຍກົມແບບກາງຕົວ(Body center cubic) ເຊິ່ງມີຫນ່ວຍອະນຸພາກຢູ່ມຸມທັງຊຸ ແລະ ຫນ່ວຍອະນຸພາກທີ່ຢູ່ເຄິ່ງກາງຫນ່ວຍກົມແຕ່ບໍ່ແມ່ນການຈັດລຽງແບບບັນຈຸຂີດສຸດ ແຕ່ກໍ່ເຮັດໃຫ້ເກີດແລັກທິກຝິກທີ່ຫນ້າແຫນ້ນຫຼາຍຄືກັນຫນ່ວຍອະນຸພາກທັງຫມົດຈະຄອບຄອງປະລິມານເຖິງ 68% ຂອງປະລິມານທັງຫມົດຂອງຫນ່ວຍເຊວ ແຕ່ອະນຸພາກຈະມີເລກໂຕອອກດີເນຊັນເທົ່າກັບ 8 ການຈັດລຽງອະນຸພາກຂອງເຊວຫນ່ວຍແບບຫນ່ວຍກົມມີ 3 ແບບຄື: ແບບທຳມະດາ(Simple cubic), ແບບກາງຕົວ(body centered cubic) ແລະ ແບບກາງຫນ້າ(Face centered cubic) ດັ່ງຮູບ.

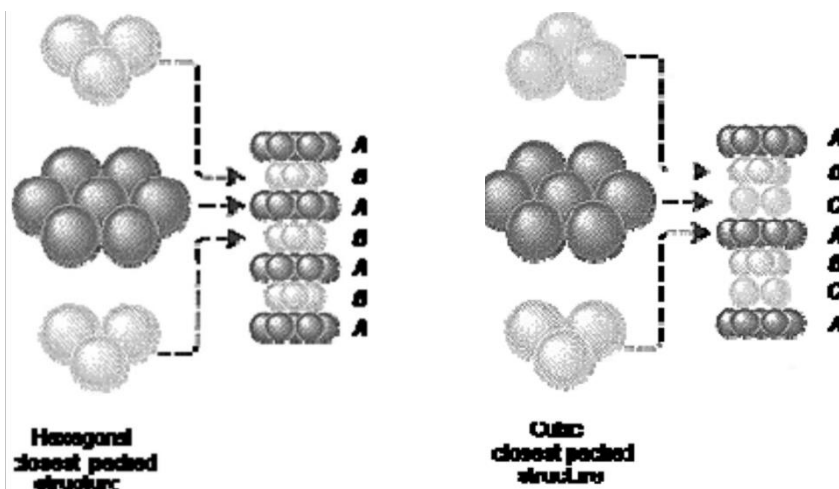


3.5 ໂຄງສ້າງຂອງທາດທີ່ສຳພັນກັບໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດໃນພິກ

ເມື່ອພິຈາລະນາໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແລ້ວຈະເຫັນວ່າມີຊ່ອງວ່າງ(Hole ຫຼື site) ທາງເທິງ ແລະ ທາງລຸ່ມ ວົງກົມແຕ່ລະລູກມີຊ່ອງວ່າງດັ່ງກ່າວຢູ່ໃຈກາງຂອງວົງມົນ 4 ລູກ ທີ່ລຽງແບບຮູບວົງ 4 ຫນ້າ(Tetrahedron) ຈຶ່ງ ເອີ້ນວ່າ: ຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ(Tetrahedron hole) ແລະ ຊ່ອງວ່າງທີ່ຢູ່ໃຈກາງຂອງວົງ ກົມ 6 ລູກທີ່ລຽງກັນແບບ ຮູບວົງ 8 ຫນ້າ(octahedron) ເອີ້ນວ່າ: ຊ່ອງວ່າງແບບ 8 ຫນ້າ(octahedron hole) ຊ່ອງວ່າງທັງ 2 ແບບສະແດງ ໄວ້ດັ່ງໃນຮູບທີ 2.11 ຊ່ອງວ່າງທີ່ເກີດຂຶ້ນດັ່ງກ່າວອະນຸພາກອື່ນເຂົ້າໄປແຊກຢູ່ໄດ້. ແລັດທິກຳພິກຂອງທາດທີ່ມີສູດ AB ຫຼື AB₂, A ແລະ B ອາດເປັນອາຕອມ ຫຼື ໄອອອນ ເຊິ່ງ A ອາດຈັດລຽງເປັນໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດ(Closest packing) ແລ້ວ B ເຂົ້າບັນຈຸໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ ຫຼື ຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າ.

ໃນໂຄງສ້າງແບບການຈັດລຽງແບບບັນຈຸຂີດສຸດວົງກົມລູກໃດລູກຫນຶ່ງຈະສຳພັນກັບ 3 ວົງກົມທີ່ຢູ່ທາງ ເທິງ ແລະ 3 ວົງກົມທີ່ຢູ່ທາງລຸ່ມເກີດຮູບວົງ 4 ຫນ້າ(Tetrahedron) ຮູບ.2 ດັ່ງນັ້ນ, ແຕ່ລະວົງກົມຈຶ່ງມີຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ 2 ຊ່ອງວ່າງ.

ຖ້າເປັນທາດແບບ AB ທີ່ A ຈັດລຽງແບບບັນຈຸຂີດສຸດ B ຈະເຂົ້າຢູ່ຊ່ອງວ່າງ 4 ຫນ້າເຄິ່ງຫນຶ່ງຂອງຈຳນວນຊ່ອງວ່າງທີ່ມີຢູ່ທັງຫມົດ ຖ້າເປັນທາດສາມແບບ AB₂B ຈະເຂົ້າບັນຈຸເຕັມໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າທັງຫມົດ.



ກ. ຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ(Tetrahedral hole)

ຂ. ຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າ(Octahedral hole)

ໃນ ZnS ຊັ້ນໄຟດໄອອອນ (S^{2-}) (ມີຂະໜາດໃຫຍ່ກວ່າສິ່ງດໄອອອນ, Zn^{2+}) ປະກອບຂຶ້ນເປັນແລັກທິກ ພຶກຮູບຫນ່ວຍກົມແບບກາງຫນ້າ ທີ່ເຄືອບອັດແຫນ້ນທີ່ສຸດ ແຕ່ລະໄອອອນຈະມີຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ 2 ຊ່ອງຊຶ່ງ ໄອອອນ(Zn^{2+}) ເຊິ່ງມີຂະໜາດນ້ອຍກວ່າຈະເຂົ້າບັນຈຸໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າເຫຼົ່ານັ້ນຈຳນວນເຄິ່ງຫນຶ່ງຂອງຈຳ ນວນວົງ 4 ຫນ້າທັງຫມົດ ແລະ ເນື່ອງຈາກເປັນທາດປະກອບທີ່ລວມຕົວໃນອັດຕາສ່ວນ 1:1 ໂດຍໂມລ ແລະ ເພາະວ່າຊຶ່ງດໄອອອນຈະຢູ່ໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ ຈຶ່ງມີເລກໂຕອອອຣ໌ດິເນຊັນເທົ່າກັບ 4 ແລະ ຄືກັນກັບຊັ້ນ ໄຟດໄອ ອອນ ກໍ່ມີເລກໂຕອອຣ໌ດິເນຊັນເທົ່າກັບ 4 ເນື່ອງຈາກຊ່ອງວົງ 4 ຫນ້າ ຄ່ອນຂ້າງຈະນ້ອຍ ທາດປະກອບທີ່ມີໂຄງສ້າງ ແບບຊຶ່ງແບນ(Zinc blende structure) ຈຶ່ງເຫັນຢູ່ໃນທາດປະກອບທີ່ມີອັດຕາ ສ່ວນ 1:1 ໂດຍໂມລທີ່ມີແຄດໄອ ອອນຫນ້ອຍກວ່າແອນໄອອອນ.

ໃນທາດປະກອບປະເພດ (AB) ເຊັ່ນ: CaF_2 ແຄລຊຽມໄອອອນ (Ca^{2+}) ປະກອບກັນເປັນແລັດທິກພຶກ ຊະນິດບັນຈຸຂີດສຸດແບບຫນ່ວຍກົມກາງຫນ້າ ແລະ ມີຟລູອ໌ໂຣດໄອອອນ (F) ເຂົ້າບັນຈຸໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າ ທັງ ຫມົດຖ້າມີທາດທີ່ເປັນສຸດ A_2B ເຊັ່ນ: K_2O ອອກໄຊດໄອອອນ (O^{2-}) ຈັດລຽງບັນຈຸຂີດສຸດແບບຫນ່ວຍ ກົມທາງ ຫນ້າ ແລະ ມີໄຟແທລຊຽມໄອອອນ (K^{+}) ບັນຈຸໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 4 ຫນ້າທັງຫມົດ.

ໃນການພິຈາລະນາການເກີດຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້ານັ້ນຈະຢູ່ເຄິ່ງກາງຂອງວົງກົມທັງໆທີ່ເກີດຈາກການເອົາວົງ ກົມທັງ 3 ລູກລຽງກັນເປັນຮູບ 3 ຫຼຽມວາງຊ້ອນກັນ 2 ຊັ້ນ ໂດຍຫັນຈຸດຍອດຂອງ 3 ຫຼຽມທັງ 2 ໃຫ້ ກົງກັນຂ້າມ ເມື່ອຊ້ອນວົງກົມ 3 ລູກ 2 ຊຸດເປັນ 2 ຊັ້ນ ໂດຍຫັນຈຸດຍອດຂອງ 3 ຫຼຽມທັງ 2 ໃຫ້ ກົງກັນຂ້າມ ເມື່ອຊ້ອນວົງກົມ 3 ລູກ 2 ຊຸດເປັນ 2 ຊັ້ນ ຈະເກີດຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າຢູ່ລະຫວ່າງກາງ 1 ຊ່ອງ ຖ້າເບິ່ງແລັດທິກພຶກທາງຂ້າງ ຈະເຫັນ ວ່າທາງແຖວຕັ້ງຈະມີວົງກົມລຽງສະຫຼັບກັບຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າ ສະແດງວ່າຝາຍໃນໂຄງສ້າງບັນຈຸຊະນິດຂີດສຸດມີ ຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າ 1 ຊ່ອງຕໍ່ 1 ວົງກົມ, ທາດປະກອບ ປະເພດ AB ອາດມີ A ລຽງກັນແບບບັນຈຸຂີດສຸດ ແລ້ວມີ B ບັນຈຸຢູ່ໃນຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າທຸກຊ່ອງ.

ຕົວຢ່າງ: ທາດປະກອບປະເພດນີ້ເຊັ່ນ: ໂຊດຽມຄລໍໂຣດ໌($NaCl$), ໂຊດຽມໄອອອນ(Na) ຈະບັນຈຸໃນ ຊ່ອງວ່າງວົງ 8 ຫນ້າໃນແລັດທິກພຶກທີ່ຄລໍໄອອອນ(Cl^{-}) ລຽງກັນເປັນໂຄງສ້າງບັນຈຸຂີດສຸດແບບຫນ່ວຍກົມ ກາງຫນ້າໃນພຶກ ດັ່ງກ່າວໄອອອນແຕ່ລະຊະນິດຈະມີໄອອອນອີກຊະນິດຫນຶ່ງອ້ອມຮອບຢູ່ 6 ໄອອອນເປັນຮູບ ວົງ 8 ຫນ້າ (Octahedron) ແລະ ເລກໂຄຈອອຣ໌ດິເນຊັນຂອງໂຊດຽມໄອອອນ ແລະ ຄລໍໄອອອນເທົ່າກັບ 6.

ໂຄງສ້າງຂອງທາດທີ່ເປັນຜົນເນື່ອງມາຈາກການລຽງຕົວແບບຂີດສຸດທີ່ມີຮູບຮ່າງເປັນຫນ່ວຍກົມ(Closest packing cubic) ດັ່ງຕາຕະລາງທີ 2.

ຕາຕະລາງທີ2 ໂຄງສ້າງຂອງທາດທີ່ເປັນຜົນເນື່ອງມາຈາກການບັນຈຸຂີດທີ່ສຸດທີ່ມີແລັກທິກພຶກແບບ ຮູບກ້ອນ (Cubic closest packing)

ວ່າງທີ່ໃຊ້ (Hole used)	Fraction filled	ເສດສ່ວນທີ່ບັນຈຸ (Structure)	ໂຄງສ້າງຕົວຢ່າງ (Example)
ວົງ 8 ຫນ້າ (Octahedral)	1	Sodium Chlorine	ແຮໄລຂອງ: Li, Na, K, RE, NH_4Cl , NH_4Br , NH_4I , AgF , $AgCl$, ອອກໄຊດ໌ ແລະ ຊັ້ນໄຟຕ໌ ຂອງ Mg,Ca, Sr,Ba...
ວົງສີ່ຫນ້າ(Tetrahedral)	$\frac{1}{2}$	Zinc blend	ZnS , $CuCl$, $CuBr$, CuI , AgI , BeS ..

ວົງສີໜ້າ	1	Fluorine	CaF ₂ , SrF ₂ , BrF ₂ , CO ₂ , HFO ₂ , PbF ₂ ...
ວົງສີໜ້າ	1	Anti Fluorine	ອອກໄຊດ໌ ແລະ ຊັ້ນໄຟ Li, Na, K ແລະ Rb...

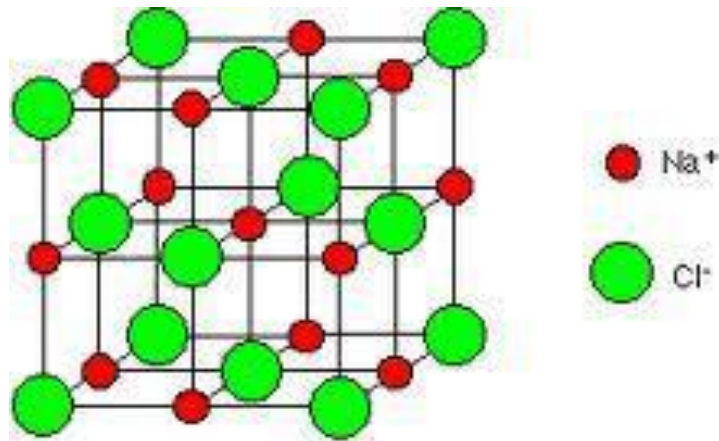
3.6 ຊະນິດຂອງແຂງແບບຝຶກ(Crystalline Solid)

ຂອງແຂງແບບຝຶກແບ່ງອອກເປັນ 4 ຊະນິດຕາມປະເພດຂອງໜ່ວຍອະນຸພາກທີ່ຢູ່ຕາມຈຸດແລັກທິຊ໌ຝຶກໜ່ວຍ ອະນຸພາກເຫຼົ່ານັ້ນອາດຈະເປັນໄອອອນ,ອາຕອມ ຫຼື ໂມເລກຸນຂອງແຂງທັງ 4 ຊະນິດມີດັ່ງນີ້:

3.7 ຝຶກໄອອອນ(Ionic Solid or Ionic Crystal)

ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ຈຸດແລັກທິຊ໌ຊະນິດຂອງຝຶກຂອງແຂງປະເພດນີ້ເປັນໄອອອນຄື: ແຄັດໄອອອນ(Cation) ແລະ ແອນໄອອອນ(anion) ສະລັບກັນໄປທັງສາມມີຕິເຊັ່ນ:ຝຶກເກືອແກງຈະມີໂຊດຽມໄອອອນ(Na⁺) ແລະ ຄຣໍໄອອອນ(Cl⁻) ເປັນໜ່ວຍອະນຸພາກຢູ່ຕາມແລັດທິຊ໌ຝຶກເກືອແກງໄອອອນທີ່ຢູ່ໃນແລັດທິຊ໌ຝຶກມີ ພະລັງງານຊັກນຳຕໍ່ກວ່າໄອອອນທີ່ແຍກກັນຢູ່ຢ່າງອິດສະຫຼະຜູ້ດຽວແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໄອອອນໃນຂອງ ແຂງຊະນິດນີ້ເປັນແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໄອອອນທີ່ມີໄຟຟ້າບັນຈຸຕ່າງກັນເອີ້ນວ່າ: ແຮງຄຣໍອິມ ຫຼື ແຮງໄຟຟ້າ ສະຖິດເຊິ່ງມີແຮງດຶງດູດກັນຫຼາຍຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຂອງແຂງປະເພດໄອອອນມີຄຸນລັກສະນະເຊັ່ນ:

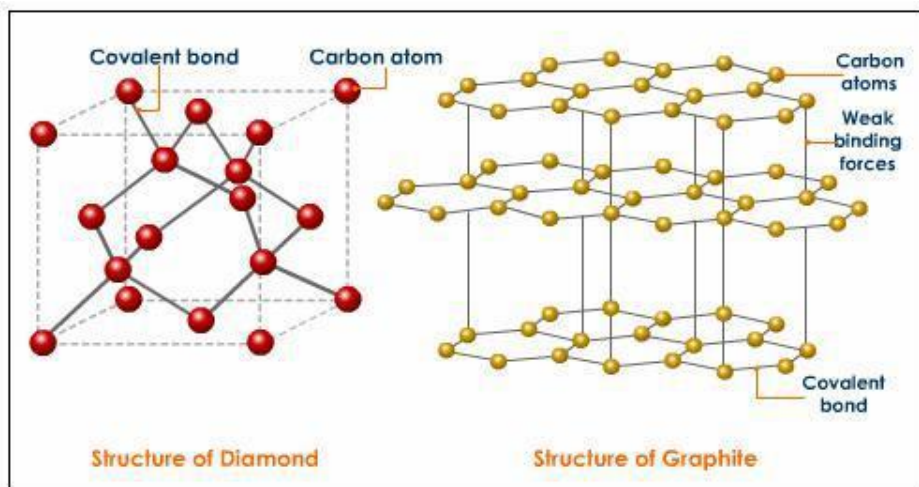
- 1) ມີຄວາມດັນໄອອອນພຽງເລັກໜ້ອຍທີ່ອຸນຫະພູມປົກກະຕິ.
- 2) ມີຈຸດຫຼອມແຫຼວ ແລະ ຈຸດຝົດສູງເພາະຕ້ອງໃຊ້ພະລັງງານຫຼາຍໃນການແຍກໄອອອນໃຫ້ຫຼຸດຈາກກັນໃນຝຶກ MgO ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງ Ma^{2+} ແລະ O^{2-} ຈະຫຼາຍກວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງ Na^{+} ແລະ Cl^{-} ໃນຝຶກ NaCl ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຝຶກຂອງ MgO ຫມັ້ນຄົງກວ່າ ແລະ ມີຈຸດຫຼອມແຫຼວ ແລະ ຈຸດຝົດສູງ ກວ່າ NaCl ພົບວ່າ: ຈາກການທົດລອງຈຸດຫຼອມແຫຼວຂອງ MgO ເທົ່າກັບ 2800°C ແລະ ຂອງ NaCl ເທົ່າກັບ 800°C.
- 3) ຝຶກໄອອອນລະລາຍໃນຕົວທຳລະລາຍທີ່ມີຂີ້ວ.
- 4) Ion ທີ່ມີໄຟຟ້າບັນຈຸຄືກັນເຂົ້າມາຢູ່ໃກ້ກັນ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ແຮງຢູ່ກັນ ຝຶກຈຶ່ງແຕກງ່າຍ ແລະ ມັກແຕກອອກຕາມຮອຍຫນ້າຕັດທີ່ແນ່ນອນ.
- 5) ໃນສະພາບທີ່ເປັນຂອງແຂງໄອອອນເຄື່ອນທີ່ບໍ່ໄດ້ ຈຶ່ງບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້າ ແຕ່ເມື່ອຫຼອມແຫຼວ ຫຼື ຢູ່ໃນສະພາບທີ່ເປັນທາດລະລາຍຈະເປັນຕົວນຳໄຟຟ້າໄດ້ດີເພາະໄອອອນສາມາດເຄື່ອນທີ່ໄດ້ເປັນອິດສະຫຼະໃນຂອງແຫຼວ. ຕົວຢ່າງ: ຝຶກໄອອອນທີ່ມີແລັດທິຊ໌ນີ້ເປັນໂຊດຽມຄຣໍໄອ ແລະ ຊີຊຽມຄຣໍໄອ.



3.8 ພຶກໂມເລກຸນ(Molecular Crystal or Molecular Solid)

ອະນຸພາກຢູ່ຈຸດແລັກທິກຂອງແລັກທິກພຶກເປັນໂມເລກຸນ ຫຼື ອາຕອມ ເຊັ່ນ: I_2 , H_2O , CO_2 , N_2 , C_8H_8 ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງພຶກເປັນແຮງແວນເຕີຣ໌ວານທີ່ມີຢູ່ລະຫວ່າງໂມເລກຸນບໍ່ມີຂົ້ວ ເຊັ່ນ: C_6H_6 , Ar, O_2 . ແນຟທາລິນ(Naphthalene) ແລະ CO_2 ຫຼື ເປັນແຮງຊິ້ວຄູ່(Dipole interaction) ຖ້າໂມເລກຸນເຫຼົ່ານັ້ນເປັນໂມເລກຸນມີຂົ້ວ(Polar molecular) ເຊັ່ນ: SO_2 (solid) ແລະ ໃນຂອງແຂງເຊັ່ນ: ນ້ຳແຂງເອມໂມເນຍ ແລະ HF ແຮງດຶງດູດເກີດຈາກພັນທະໄຮໂດຣເຈນ ຊຶ່ງເປັນແຮງທີ່ອ່ອນກວ່າແຮງຄຣູ ລອມ, ດັ່ງນັ້ນໃນການແຍກອະນຸພາກຂອງແຂງປະເພດນີ້ອອກຈາກກັນຈຶ່ງໃຊ້ພະລັງງານນ້ອຍກວ່າກໍລະນີການແຍກໄອອອນຂອງພຶກໄອອອນອອກຈາກກັນການທີ່ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງກັນບໍ່ຄ່ອຍແຂງແຮງເຮັດໃຫ້ຂອງແຂງຊະນິດນີ້ມີຄວາມດັນອາຍສູງ, ລະເຫີຍງ່າຍ, ມີຈຸດຫຼອມແຫຼວ ແລະ ຈຸດຟົດເຊັ່ນ: ໄອໂອດິນ, ແນຟທາລິນ ຈະລະເຫີຍໄດ້ງ່າຍເຖິງວ່າອຸນຫະພູມປົກກະຕິກໍຕາມ.

ໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວພຶກໂມເລກຸນຄ່ອນຂ້າງຫນຸ່ມສາມາດຖືກອັດໃຫ້ບໍລິມາດນ້ອຍລົງໄດ້ຫນ້ອຍຫນຶ່ງ ແລະ ເຮັດໃຫ້ຮູບຮ່າງປ່ຽນໄດ້ງ່າຍຄຸນລັກສະນະນີ້ເປັນຜົນມາຈາກແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນມີຄ່ານ້ອຍນັ້ນເອງ. ແນວໃດກໍ່ຕາມໃນທາດປະເພດນີ້ເຊັ່ນ: ນ້ຳ ແລະ ການເຄື່ອນທີ່ໃນທຳມະຊາດຂອງພັນທະໄຮໂດຣເຈນມີທິດທາງ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ນ້ຳຕອນທີ່ກາຍເປັນນ້ຳແຂງແລ້ວຈະມີໂຄງສ້າງແບບເປີດ(Open structure). ລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງໂມເລກຸນເປັນສຳນວນໄຟຟ້າທີ່ດີເນື່ອງຈາກໂມເລກຸນບໍ່ມີອະນຸພາກທີ່ມີໄຟຟ້າບັນຈຸເລັກຕອນຕ້ອງຢູ່ ປະຈຳທີ່ບໍ່ສາມາດເຄື່ອນທີ່ໃນສະຫນາມໄຟຟ້າໄດ້ຈຶ່ງມີລັກສະນະບໍ່ເປັນຕົວຊີ້ກນຳໄຟຟ້າ.



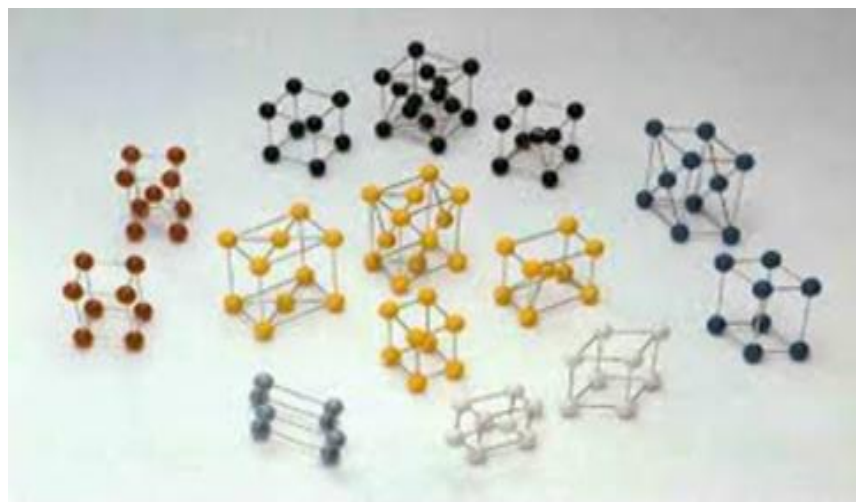
3.9 ພຶກໂຄວາເລນ(Covalent crystal or covalent solid)

ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ຈຸດແລັກທິກຂອງແລັກທິກພຶກຄື: ອາຕອມໂດຍອາຕອມເຫຼົ່ານັ້ນຍຶດຂອງກັນດ້ວຍພັນທະໂຄວາເລນເຊິ່ງມີການໃຊ້ເອເລັກຕອນຄູ່ຮ່ວມກັນລະຫວ່າງອາຕອມຫນຶ່ງຄູ່ ແລະ ເປັນພັນທະທີ່ມີທິດທາງແນ່ນອນ ຈຶ່ງບໍ່ຈັດເປັນໂຄງສ້າງປັ້ນຈຸຂີດສຸດ(Close packed structure) ແຕ່ຈະເປັນໂຄງສ້າງເປີດ(Open structure) ເຊັ່ນ: ເພັດຊີລີຄອນຄາຣ໌ໄບໄທ(SiO₂) ເປັນຕົ້ນ. ພາຍໃນໂມເລກຸນຂອງເພັດມີອາຕອມຂອງຄາ ບອນແຕ່ລະອາຕອມເຊື່ອມໂຍງກັບຄາບອນອີກ 4 ອາຕອມແບບຮູບວົງສີຫນ້າ(Tetrahedron) ຄາບອນທັງ 4 ອາຕອມມີມູມຂອງຮູບວົງສີຫນ້າແຕ່ລະອາຕອມຈະຕໍ່ກັບອາຕອມອີກ 4 ອາຕອມຕໍ່ໄປເລື້ອຍໆເປັນຮູບວົງ 4 ຫນ້າທັງຫມົດໂຄງສ້າງຂອງເພັດຄ້າຍຄືຮ່າງແຫສາມມິຕິຍຶດກັນເປັນຕາຫນ່າງເບິ່ງຄືກັບໂມເລກຸນໃຫຍ່ດັ່ງນີ້:

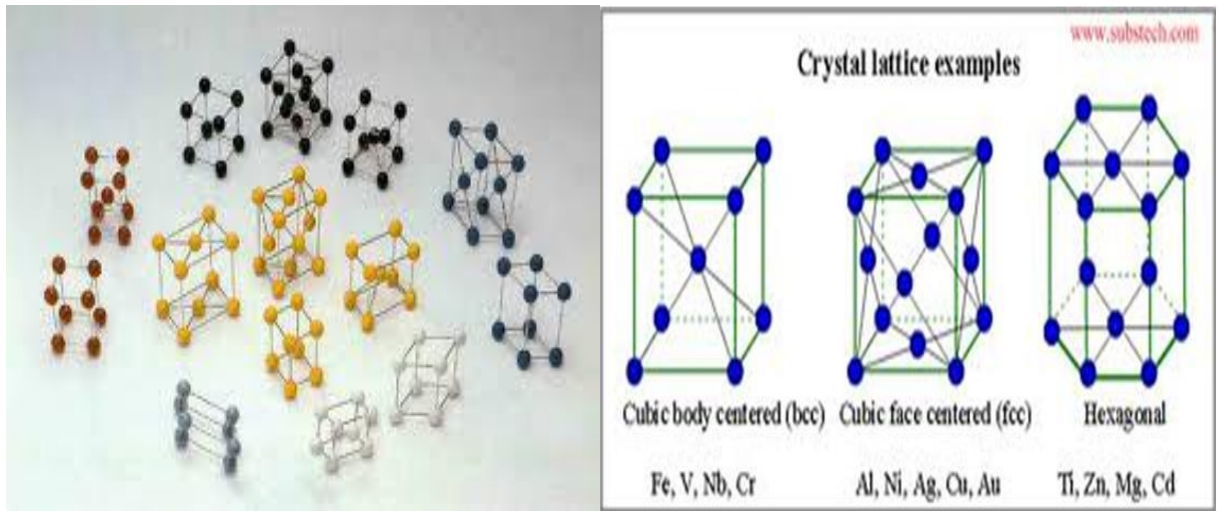
ແຮງດຶດລະຫວ່າງໜ່ວຍອະນຸພາກໃນຂອງແຂງປະເພດນີ້ເປັນພັນທະໂຄວາເລັນທີ່ແຂງແຮງຫຼາຍເນື່ອງ
ຈາກມີໂຄງສ້າງເປັນແບບເປີດທີ່ຍຶດແຫນ້ນເປັນຕາຫນ່າງຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຂອງແຂງປະເພດນີ້ມີລັກສະນະສະຫຼຸບໄດ້ ດັ່ງນີ້:

- 1) ມີຄວາມດັນອາຍຕໍ່າ, ບໍ່ລະເຫີຍຢູ່ໃນອຸນຫະພູມທຳມະດາ.
- 2) ມີຈຸດຫຼອມແຫຼວສູງຫຼາຍເນື່ອງຈາກຕ້ອງໃຊ້ພະລັງງານຫຼາຍໃນການທຳລາຍພັນທະໂຄວາເລັນ ແລະເປັນທາດທີ່
ແຂງຫຼາຍເຊັ່ນ: ເຟດ.
- 3) ບໍ່ລະລາຍໃນຕົວທຳລະລາຍໃດໆທັງຊະນິດມີຮີ້ວແລະບໍ່ມີຮີ້ວ, ໂມເລກຸນຂອງຕົວທຳລະລາຍບໍ່ສາມາດດຶງດູດອາ
ຕອມອອກຂາກພັນທະໂຄວາເລັນໄດ້.
- 4) ບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້າ(ຍົກເວັ້ນແຄຣໂຟຕ໌) ເພາະເອເລັກຕອນຢູ່ປະຈຳທີ່ໃນພັນທະໂຄວາເລັນເຄື່ອນທີ່ບໍ່ໄດ້ໃນສະຫນາມ
ໄຟຟ້າຄຸນລັກສະນະບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້ານີ້ໃຊ້ປະໂຫຍດໃນການບຄວາມແຕກຕ່າງລະຫວ່າງພຶກໂຄວາເລັນກັບພຶກໄອ
ອອນເພາະທັງສອງພຶກມີຄວາມແຂງ, ຈຸດຫຼອມແຫຼວ ແລະ ຈຸດຝືດສູງຄືກັນ. ກໍ່ຄືທັງສອງບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້າທີ່
ອຸນຫະພູມຕໍ່າແຕ່ພຶກໄອອອນບໍ່ສາມາດຊັກນຳໄຟຟ້າໄດ້ທີ່ອຸນຫະພູມສູງກວ່າຈຸດ ຫຼອມແຫຼວຂອງມັນ ແລະ ພຶກ
ໂຄວາເລັນບໍ່ຊັກນຳໄຟຟ້າເຖິງຈະຫຼອມແຫຼວກໍ່ຕາມ.

ເພື່ອເປັນຕົວຢ່າງຂອງພຶກໂຄວາເລັນ.ໃຫ້ພິຈາລະນາໂຄງສ້າງຂອງເຟດ ແລະ ແກຣ໌ໂຟຕ໌ ເຊິ່ງມີລັກສະນະ
ແຕກຕ່າງກັນດັ່ງນີ້:

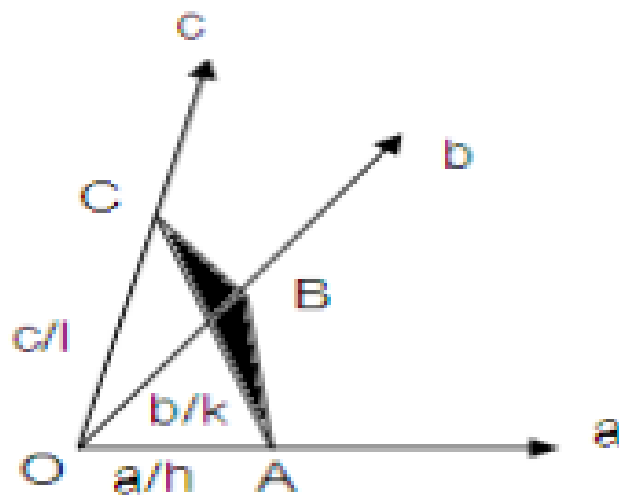


ອາຕອມຂອງຄາບອນມີແນວໂນ້ມທີ່ຈະເກີດໄຮບຣິດອໍບິທໍລ sp^3 (sp^3 hybrid orbitals) ມັນເກີດ ພັນທະ
ໂຄວາເລັນຊະນິດພັນທະດຽວ ເຊັ່ນ: ໃນໂມເລກຸນມີເທນ(methane, CH_4) ອາຕອມຄາບອນ ສາມາດຍຶດຫນ່ວງ
ກັບອາຕອມຄາບອນອື່ນໆໂດຍໄຮບຣິດອໍບິທໍລ sp^3 ໄດ້ເຊັ່ນດຽວກັນ. ໃນການເກີດພັນທະ ດັ່ງກ່າວສາມາດເກີດຕໍ່
ໄປໄດ້ເລື້ອຍໆຕາມຈຳນວນອາຕອມທີ່ມີການເກີດໃນລັກສະນະນີ້ຈະເປັນໂຄງສ້າງຂອງເຟດ ແລະ ໜ່ວຍເຊວຂອງ
ໜ່ວຍເຟດດັ່ງລຸ່ມນີ້:



4. ການກຳນົດລະບາຍໃນເຊວໜ່ວຍ(Designation of crystal planes)

ການກຳນົດຕຳແໜ່ງຂອງແຜ່ນພຽງ(plane) ທີ່ມີໃນຝັກກຳນົດໄດ້ຈາກການທີ່ແຜ່ນພຽງນັ້ນຕັດກັບແກນ ຫຼື ດ້ານທັງ 3 ຂອງເຊວໜ່ວຍຄື: (a,b,c) ໂດຍຄິດຄ່າຂອງຈຸດທີ່ຕັດໃນຮູບຂອງສ່ວນປີ້ນ(reciprocal) ຂອງຄວາມຍາວດ້ານຂອງເຊວໜ່ວຍໃຫ້ຝົຈາລະນາຈາກຮູບ 2.4 ດັ່ງນີ້:



ຮູບທີ4 ສະແດງເມື່ອແຜ່ນພຽງຂອງຝັກຕັດແກນຝັກ
(crystal axes intercepted by a crystal plane)

ຈາກຮູບທີ4 ແຜ່ນພຽງ ABC ຕັດແກນທັງ 3 ເຮັດໃຫ້ມີຄ່າສ່ວນຕັດ(intercept) ເປັນ OA, OB ແລະ OC ຕາມລຳດັບຖ້າຄວາມຍາວດ້ານຂອງເຊວໜ່ວຍຄື a, b, ແລະ c ມີຄ່າເທົ່າກັບ 1 ໜ່ວຍ

ດັ່ງນັ້ນ, ຄວາມຍາວຂອງສ່ວນຕັດ = $\frac{OA}{a}$, $\frac{OB}{b}$ ແລະ $\frac{OC}{c}$

ຖ້າຄິດເປັນສ່ວນປີ້ນ(reciprocal) ຈະໄດ້ $\frac{a}{OA}$, $\frac{b}{OB}$, ແລະ $\frac{c}{OC}$

ຄ່າທີ່ໄດ້ຈາກສ່ວນປີ້ນນີ້ຈະເປັນຄ່າທີ່ສະແດງຕຳແໜ່ງຂອງແຜ່ນພຽງໂດຍກຳນົດສັນຍາລັກຂຶ້ນແທນດັ່ງນີ້:

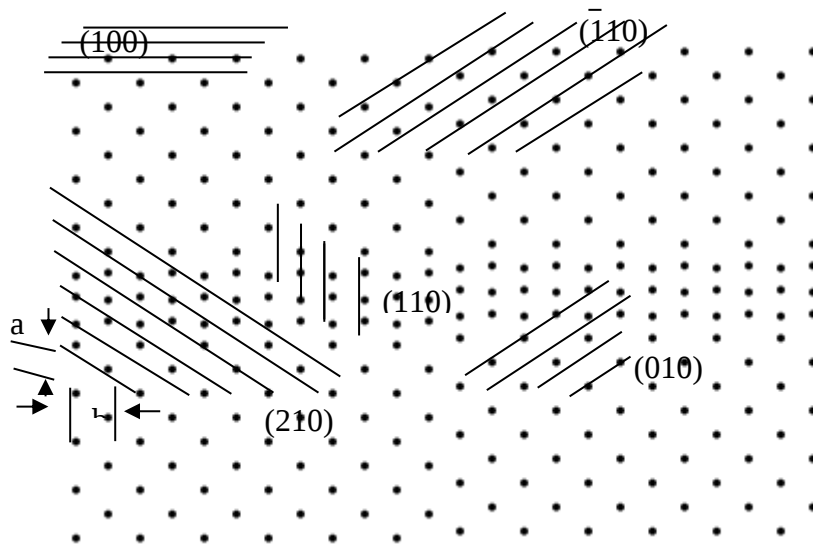
$$\frac{a}{OA} = h, \frac{b}{OB} = k - \text{ແລະ} \frac{c}{OC} = \ell$$

ເອີ້ນຄ່າ h, k, l ວ່າຄ່າຕັດສະນິມິລີ(Miller indices) ເຊິ່ງສະເໜີຂຶ້ນໂດຍ(W.H Miller ໃນປີ 1839) ຈະຕ້ອງເປັນເລກຈຳນວນເຕັມ.

ຖ້າແຜ່ນພຽງນັ້ນຂະໜານກັບແກນຄ່າສ່ວນຕັດ(intercept) = ∞ ຄ່າຕັດສະນິມິລີ $\frac{1}{\infty}$ ກໍລະນີທີ່ມີອັດຕາສ່ວນປັ້ນດັ່ງກ່າວມີຄ່າເປັນເສດສ່ວນຕ້ອງເຮັດໃຫ້ສ່ວນໝົດໄປເຊັ່ນ:

ຖ້າຈຸດຕັດແກນເປັນ $a, \frac{b}{2}$ ແລະ $\frac{3c}{4}$ ສ່ວນປັ້ນຈະເປັນ 1, 2 ແລະ $\frac{4}{3}$ ຕາມລຳດັບດັ່ງນັ້ນຄ່າຕັດສະນິມິລີຄື: 3, 6, 4 (ເອົາ 3 ຄູນຕະຫຼອດເພື່ອເຮັດໃຫ້ສ່ວນໝົດໄປ ຫຼື ໃຫ້ໄດ້ເລກຈຳນວນເຕັມ).

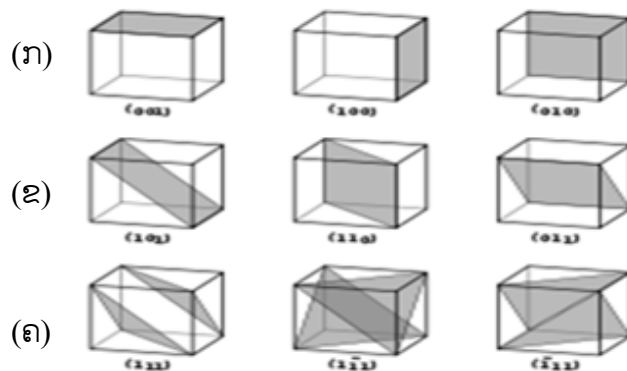
ຈາກຮູບທີ 4 ຖ້າແຜ່ນພຽງ ABC ຕັດແກນ a, b, c ທີ່ $\frac{a}{2}, \frac{3b}{4}$ ແລະ $\frac{3c}{4}$ ຕາມລຳດັບຄ່າຕັດສະນິມິລີຂອງແຜ່ນພຽງ ABC ຄື: 6, 4, 4 ສຳລັບຕົວຢ່າງອື່ນໃຫ້ພິຈາລະນາຮູບທີ 5



ຮູບທີ5 ສະແດງຊຸດຂອງແຜ່ນພຽງທີ່ຕັດຜ່ານຈຸດແລັດທິສ(lattice points)

ຫຼື ຈຸດສູນກາງຂອງອະນຸພາກທີ່ຢູ່ໃນ lattices.

ແຜ່ນພຽງທີ່ຢູ່ລຸ່ມດ້ານຊ້າຍຈະຕັດແກນ a ທີ່ a ສ່ວນ 2 ແລະ ແກນ b ທີ່ $1b$ ຄ່າຕັດສະນິມິລີເປັນ 210 ແຜ່ນພຽງທີ່ຢູ່ມຸມເທິງຂວາມີຕັດແກນ a ທີ່ $1a$ ແລະ ໃນທິດທາງທີ່ປັ້ນກັນຈະຕັດແກນ b ທີ່ $1b$ ຄ່າຕັດສະນິມິລີເປັນ 110 ເຄື່ອງໝາຍລົບ (-) ສະແດງວ່າແຜ່ນພຽງຈະຕ້ອງຕັດແກນໃນທິດທາງປັ້ນກັນແຜ່ນພຽງອື່ນໆກໍພິຈາລະນາໄດ້ທຳນອງດຽວກັນເພື່ອໃຫ້ເຂົ້າໃຈການກຳນົດແຜ່ນພຽງໃນພຶກດ້ວຍຄ່າຕັດສະນິມິລີໃຫ້ພິຈາລະນາແຜ່ນພຽງໃນຮູບກ້ອນພິກຕາມຮູບທີ6



- ກ. ຮູບກ້ອນທຳມະດາ(simple ousbio)
- ຂ. ຮູບກ້ອນແບບກາງຕົວ(body – oentered ousbio)
- ຄ. ຮູບກ້ອນແບບກາງໜ້າ(face – oentered oebio)

ຮູບທີ6 ສະແດງແຜ່ນພຽງໃນ ແລະ ແລັດທິສຶກກ້ອນ(cubic littices)

ໃນຟິກຮູບກ້ອນ(cuibic littices) ໄລຍະຫ່າງທີ່ໄດ້ສາກກັບແຜ່ນພຽງຕ່າງໆທີ່ມີຄ່າດັດສະນີມີເລີ h, K ແລະ I ກຳນົດໄດ້ໂດຍສົມຜົນ

$$d_{hkl} = \frac{a}{\sqrt{h^2 + k^2 + l^2}}$$

ໃນທີ່ນີ້ a = ຄວາມຍາວຂອງດ້ານເຊວໜ່ວຍ

b = ເປັນໄລຍະຫ່າງລະຫວ່າງແຜ່ນພຽງ(spacing) ໃນຮູບກ້ອນເຊິ່ງໄດ້ຈາກການແທນຄ່າ h, k, l ດ້ວຍ 0,1,2,3,... ໃນສົມຜົນຂ້າງເທິງດັ່ງກ່າວ, ສຳລັບຟິກຮູບກ້ອນແບບດັ່ງເດີມ(primitive cubic crystal) ຄ່າ d_{hkl} ອາດມີຄ່າເທົ່າກັບ a, $\frac{a}{\sqrt{2}}, \frac{a}{\sqrt{3}}, \frac{a}{\sqrt{4}}, \frac{a}{\sqrt{5}}, \frac{a}{\sqrt{6}}, \frac{a}{\sqrt{8}}$ ແລະ ອື່ນໆແຕ່ຄ່າ $\frac{a}{\sqrt{7}}$ ຈະບໍ່ມີເນື່ອງຈາກເມື່ອແທນຄ່າ h, k, l ດ້ວຍ 0, 1, 2, 3... ໃນ $h^2+k^2+l^2$ ແລ້ວບໍ່ສາມາດເຮັດໃຫ້ມີຄ່ານີ້ໄດ້.

ຕົວຢ່າງ: ການຄຳນວນຄ່າ d_{hkl} ສຳລັບແຜ່ນພຽງຕ່າງໆຂອງຟິກຮູບກ້ອນແບບດັ່ງເດີມ(primitive cubic crystal) ທີ່ແຜ່ນພຽງມີຄ່າດັດສະນີມີເລີເປັນ 100, 110, 111.

$$\text{ແຜ່ນພຽງ 100: } d_{100} = \frac{a}{\sqrt{1^2 + 0 + 0}} = a$$

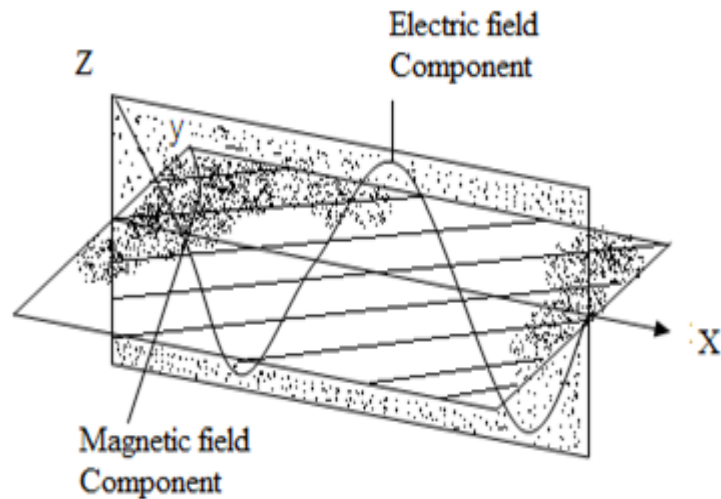
$$\text{ແຜ່ນພຽງ 110: } d_{110} = \frac{a}{\sqrt{1^2 + 1^2 + 0}} = \frac{a}{\sqrt{2}}$$

$$\text{ແຜ່ນພຽງ 111: } d_{111} = \frac{a}{\sqrt{1^2 + 1^2 + 1^2}} = \frac{a}{\sqrt{3}}$$

5. ການຫາ lattices ດ້ວຍວິທີການລ່ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກ(x-ray diffraction)

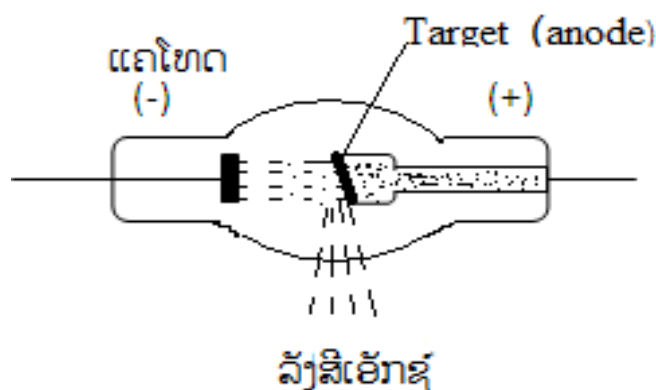
ການລ່ຽວເບນ(diffraction) ຂອງລັງສີເອັກເປັນປະກົດການທີ່ສຳຄັນເພາະວ່າສາມາດບອກຕຳແໜ່ງການລ່ຽງຕົວຂອງອາຕອມໃນທາດແຂງນັ້ນໄດ້ ຫຼື ເຮັດໃຫ້ເຮົາຮູ້ຈັກການຈັດລ່ຽງອະນຸພາກໃນທາດແຂງຜົນຈາກການສຶກສາໂດຍວິທີການລ່ຽວເບນລັງສີເອັກ(x-ray diffraction) ຈະເຮັດໃຫ້ເຂົ້າໃຈເຖິງໂຄງສ້າງຂອງໂມເລກຸນ ແລະ ຄວາມສຳພັນໃນທາດແຂງກັບຄຸນລັກສະນະທາງເຄມີ ແລະ ທາງກາຍຍະພາບກ່ອນທີ່ຈະສຶກສາເທັກນິກກ່ຽວກັບການທົດລອງໂດຍວິທີນີ້ຄວນຮູ້ຈັກກ່ຽວກັບລັງສີເອັກພໍສົ່ງເຂບດັ່ງນີ້:

X- ray ຈັດເປັນຄື້ນແມ່ເຫຼັກໄຟຟ້າ(electromagnetic wave) ເຊັ່ນດຽວກັບຄື້ນແສງ ຫຼື ຄື້ນວິທະຍຸ, ຄື້ນແມ່ເຫຼັກປະກອບດ້ວຍສະໜາມໄຟຟ້າ(cloctrio field, E) ແລະ ສະໜາມແມ່ເຫຼັກ(magnetic field , H) ທີ່ເຄື່ອນທີ່ຕັ້ງສາກເຊິ່ງກັນ ແລະ ກັນດັ່ງຮູບຕໍ່ໄປນີ້:



ລັງສີເອັກມີພະລັງງານສູງມີຄວາມຍາວຄືນສັ້ນຫຼາຍ ແລະ ມີຄວາມຖີ່ສູງລັງສີເອັກເກີດຈາກກະແສເອເລັກຕອນເຊັ່ນ: ລັງສີແຄໂທດ(cathode rays) ຟຸ່ງໄປຕໍາເປົ້າໂລຫະເອເລັກຕອນເຊິ່ງມີພະລັງງານສູງຈະຖ່າຍເທພະລັງງານໃຫ້ແກ່ເອເລັກຕອນຂອງໂລຫະເຮັດໃຫ້ເອເລັກຕອນຂອງໂລຫະຖືກກະຕຸ້ນຂຶ້ນໄປຢູ່ໃນລະດັບທີ່ມີພະລັງງານສູງເມື່ອເອເລັກຕອນນັ້ນກັບລົງມາຢູ່ໃນລະດັບພະລັງງານຕໍ່າກວ່າກໍຈະປ່ອຍພະລັງງານອອກມາໃນຮູບຂອງຄື້ນແມ່ເຫຼັກໄຟຟ້າທີ່ເອີ້ນວ່າ: ລັງສີເອັກ.

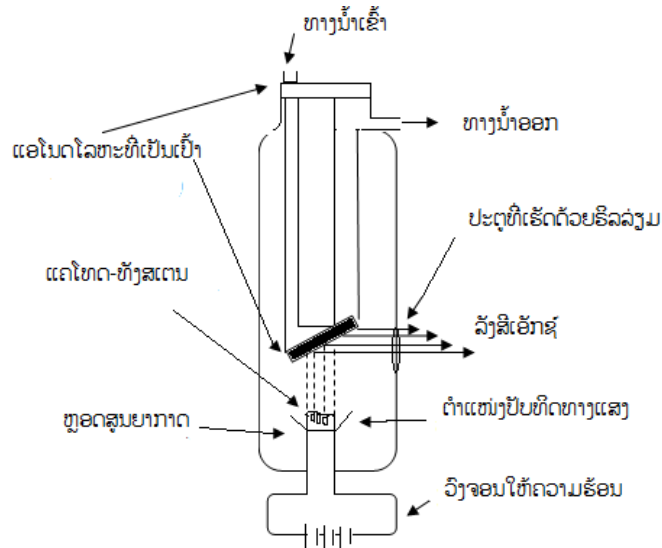
ພາຍໃນຫຼອດຜະລິດລັງສີເອັກຄ້າຍກັບຫຼອດລັງສີແຄໂທດ(cathode ray tube) ມີແອໂນດ(anode) ເຮັດດ້ວຍແຜ່ນໂລຫະເຊິ່ງໂດຍສ່ວນຫຼາຍມັກເຮັດດ້ວຍທອງແດງ ຫຼື ສະແຕນເລສເອີ້ນວ່າ: ເປົ້າ(target) ເມື່ອກະແສເອເລັກຕອນຟຸ່ງອອກມາຈາກແຄໂທດມາຕໍາເປົ້າຈະໄດ້ລັງສີກະຈາຍອອກມາ ເຣີນເກນ(W.K Roentgen ຄສ 1845-1923) ເປັນຜູ້ພົບລັງສີເອັກໃນ ປີ ຄສ 1895 ເຄື່ອງມືທີ່ສໍາຄັນທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດລັງສີເອັກປະກອບດ້ວຍຫຼອດລັງສີເອັກ(X-ray) ດັ່ງຮູບ7.



ຮູບທີ7 ຮູບສະແດງຫຼອດຜະລິດລັງສີເອັກ(Xray-tube)

ລັງສີເອັກສາມາດເຈາະທະລຸທາດໄດ້ຫຼາຍຊະນິດເຊັ່ນ: ແຜ່ນໂລຫະບາງໆ, ເນື້ອໜັງຂອງຄົນເຮົາໃນທາງດ້ານການແພດໃຊ້ລັງສີເອັກໃຊ້ໃນການກວດໂລກພາຍໃນບາງຢ່າງເຊັ່ນ: ຄວາມບົກຜ່ອງຂອງກະດູກ ຫຼື ສິ່ງທີ່ຕ້ອງການຮູ້ປະກົດການເທິງແຜ່ນຝົມເຮັດໃຫ້ແພດສາມາດວິໄຈໂລກໄດ້ໃນທາງວິທະຍາສາດປະໂຫຍດປະໂຫຍດທີ່ສໍາຄັນຢ່າງໜຶ່ງຂອງລັງສີເອັກຄື: ໃຊ້ໃນການສຶກສາໂຄງສ້າງຂອງຝຶກໂດຍເທກນິກທີ່ເອີ້ນວ່າ: ການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກຊ. ຫຼອດຜະລິດລັງສີເອັກເປັນແບບ ຊຶ່ງສ້າງໂດຍຄໍລິດ. (W, D.Collidge ໃນປີ ຄ.ສ 1913)ໂດຍອາໃສຝັນຖານ

ຈາກຫຼອດສູນບັນຍາກາດທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດລັງສີເອັກ(high vacuum X ray tube) ດັ່ງກ່າວແລ້ວ ປັດຈຸບັນມີຮູບຕ່າງກັນ. ໂດຍທົ່ວເປັນຫຼອດສູນບັນຍາກາດມີໄສ້ຫຼອດທີ່ເຮັດດ້ວຍທັງສະເຕນເຮັດໜ້າທີ່ເປັນແຄໂທດຊຶ່ງຕົວກຳນົດເອເລັກຕອນແລະອີກສ່ວນໜຶ່ງເປັນແອໂນດຊຶ່ງອາດເປັນທັງທອງແດງ, ເງິນ, ໂຄມຽມ ຫຼື ເຫຼັກຟາຍນອກຫຼອດຈະມີວົງຈອນໄຟຟ້າສຳລັບທີ່ຈະໄປເຜົາໄສ້ຫຼອດ ແລະ ເລັ່ງເອເລັກຕອນໃຫ້ຝຸ່ງໄປຍັງເປົ້າດັ່ງຮູບທີ8.

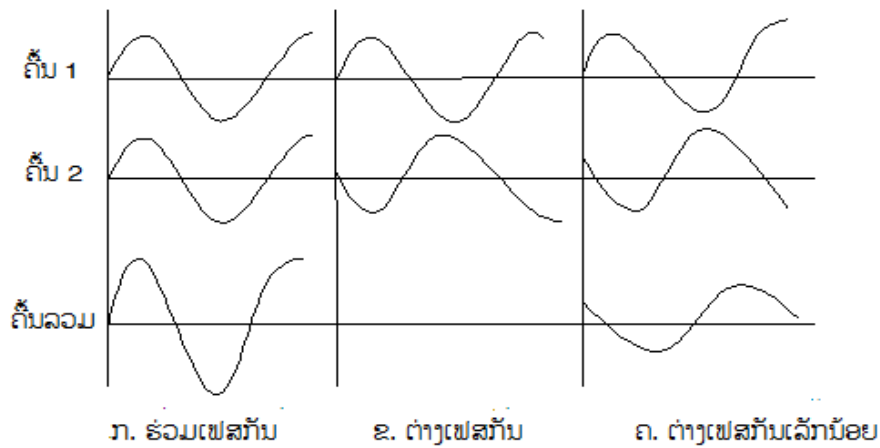


ຮູບທີ8 ແຜນຜາບຂອງຫຼອດຜະລິດລັງສີເອັກ ໃນເທັກນິກການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກ

ຄວາມຍາວຄື້ນຂອງລັງສີເອັກຂຶ້ນຢູ່ກັບທາດທີ່ໃຊ້ເປັນເປົ້າ ແລະ ຄວນໃຊ້ເປົ້າທີ່ເປັນທາດບໍລິສຸດອາຍຸຂອງຫຼອດຂຶ້ນຢູ່ກັບການໃຊ້ງານເນື່ອງຈາກຜະລັງງານຈາກເອເລັກຕອນພຽງ 1% ທີ່ເປັນຕົວເຮັດໃຫ້ເກີດລັງສີເອັກສ່ວນທີ່ເຫຼືອ 99% ຈະປ່ຽນເປັນຜະລັງງານຄວາມຮ້ອນຈຶ່ງມີຄວາມຈຳເປັນຕ້ອງໃຊ້ນໍ້າຫຼໍ່ລ້ຽງໃຫ້ເຢັນຢູ່ສະເໝີບໍ່ສະນັ້ນແລ້ວເປົ້າອາດຈະລະລາຍໄດ້, ໃນຫຼອດເທິງແອໂນດຈະມີ focal spot ເຊິ່ງຂຶ້ນຢູ່ກັບຂີດລວດໃຫ້ຄວາມຮ້ອນ ແລະ ມຸມທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ລັງສີເອັກສະທ້ອນອອກໄປໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວຂີດລວດໃຫ້ຄວາມຮ້ອນເປັນໂລຫະ (coiltungstenwire) ລັງສີເອັກຈະສະທ້ອນຈາກ focal spot ອອກໄປທາງໜ້າຕ່າງລັກສະນະຂອງ focal spot ຂຶ້ນຢູ່ກັບໜ້າຕ່າງທີ່ໃຊ້ ແລະ ຂີດລວດໃຫ້ຄວາມຮ້ອນດ້ວຍໂດຍມີຢູ່ 2 ແບບຄື: spot focus ແລະ line focusສ່ວນ linefocusໃຊ້ກັບທາດຕົວຢ່າງທີ່ມີພື້ນທີ່ຫຼາຍຈຶ່ງເໝາະສົມກັບເທັກນິກທີ່ໃຊ້ຝຸ່ນຝຶກ(powder diffraction) ສ່ວນ spoy focus ເໝາະສົມສຳລັບເທັກນິກທີ່ໃຊ້ຝຶກດຽວ(single crystal) ເຊິ່ງມີພື້ນທີ່ນ້ອຍທີ່ໜ້າຕ່າງຈະຕ້ອງມີຜາປິດທີ່ໃຊ້ກັນທົ່ວໄປມີ 3 ຊະນິດເຊິ່ງເປັນທາດທີ່ມີເລກອາຕອມຕ່ຳ ແລະ ມີສຳປະສິດການດູດກືນ(absorption coefficient) ນ້ອຍທັງ 3 ຊະນິດໄດ້ແກ່:

- 1) ແກ້ວລິນເດີມັນ(lindermanh glass) ປະກອບດ້ວຍໂບຣອນລິທຽມ ແລະ ເບຣິລຽມແຕ່ໜ້າຕ່າງຊະນິດນີ້ມີການດູດກືນ(absorb) ຫຼາຍກວ່າ 50% ສຳລັບເປົ້າທີ່ມີເລກເຊິ່ງອາຕອມສູງກວ່າທອງແດງຈະບໍ່ນິຍົມໃຊ້.
- 2) ໄມກາ(Mica) ມີສົມບັດທີ່ໃຫ້ແສງຜ່ານໄດ້ດີ(transmission) ແຕ່ບໍ່ຄົງທົນອາດຖືກເອເລັກຕອນເຈາະໃຫ້ເປັນຮູໄດ້
- 3) ໜ້າຕ່າງເບຣິລຽມ(Beryllium window) ນິຍົມໃຊ້ກັນຫຼາຍໃນປະຈຸບັນເພາະມີສົມບັດໃຫ້ແສງຜ່ານໄດ້ດີ ແລະ ບໍ່ຄ່ອຍເປັນຕົວນຳຄວາມຮ້ອນ ແລະ ໄຟຟ້າໄດ້ດີສາມາດໄປຢູ່ໃກ້ໆ focal spot ໄດ້.

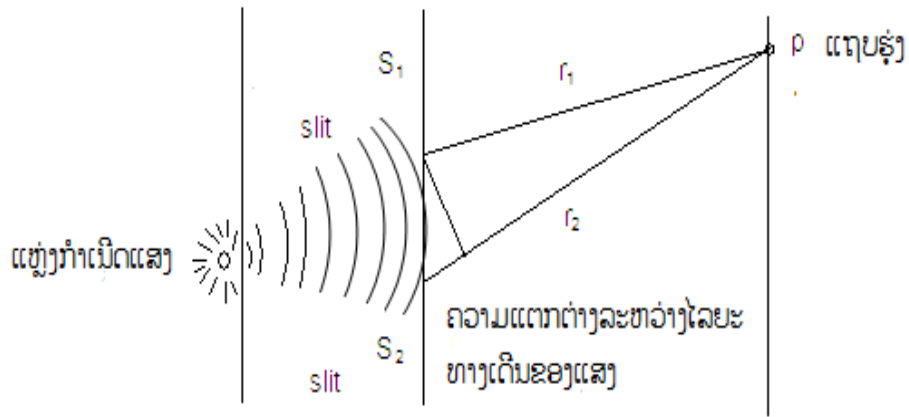
ເນື່ອງຈາກລັງສີເອັກເປັນຄື້ນແມ່ເຫຼັກໄຟຟ້າຈຶ່ງເຄື່ອນທີ່ໄປເປັນຄື້ນ ແລະ ເຮັດໃຫ້ເກີດການແທກສອດຄື້ນຂຶ້ນໄດ້, ຖ້າຄື້ນເຄື່ອນທີ່ເປັນແບບຮ່ວມເຟສກັນ (inphase) ເອີ້ນວ່າ: ການແທກສອດເສີມ (constructive interference) ເຮັດໃຫ້ລັງສີມີຄວາມເຂັ້ມເພີ່ມຂຶ້ນຖ້າເຄື່ອນທີ່ແບບຕ່າງເຟສຈະເກີດການແທກສອດທຳລາຍ (destructive interference) ເຊິ່ງຈະບໍ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂອງລັງສີ ຫຼື ເປັນຈຸດມືດຖ້າການຫັກລ້າງກັນບໍ່ໝົດຈະເກີດການແທກສອດທຳລາຍໄດ້ຄວາມເຂັ້ມຂອງລັງສີຈະລົດລົງ (ຮູບທີ9 ຄ).



ຮູບທີ9 ການແທກສອດຂອງຄື້ນ

- ກ. ຮ່ວມເຟສກັນ, ເກີດການແທກສອດເສີມ
- ຂ. ຕ່າງເຟສກັນ, ເກີດການແທກສອດທຳລາຍ
- ຄ. ຕ່າງເຟສກັນເລັກນ້ອຍ, ມີການແທກສອດບາງສ່ວນ

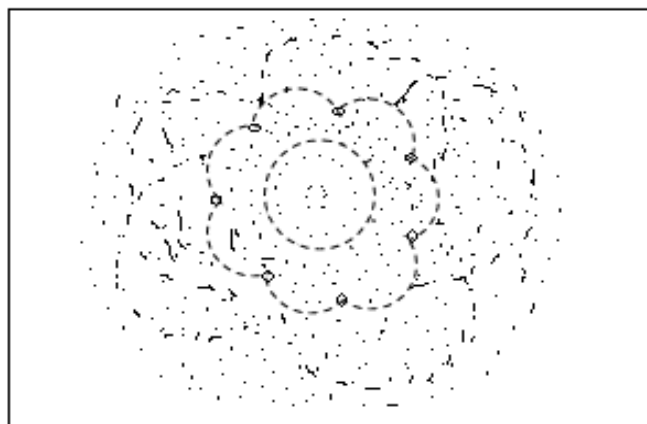
ເນື່ອງຈາກການແທກສອດດັ່ງກ່າວກ່ຽວກັບການລ້ຽວເບນ (diffraction) ຂອງຄື້ນທີ່ໄປຖ້າຟິຈາລະນາຄື້ນແສງທີ່ລ້ຽວເບນອອກຈາກຊ່ອງນ້ອຍໆ 2 ຊ່ອງ, ຈະເກີດຕັດກັນບ່ອນໃດບ່ອນໜຶ່ງໂດຍມີແອມພິຈູດ (amplitude) ຂອງຄື້ນທັງສອງກົງກັນ ຫຼື ກົງກັນຂ້າມກັນເກີດຄວາມສະຫວ່າງ ແລະ ຄວາມມືດເປັນໄລຍະໆເອີ້ນວ່າ: ແບບຢ່າງການລ້ຽວເບນ (diffraction pattern) ເຊິ່ງເປັນຜົນເກີດຈາກການແທກສອດທັງແບບເສີມ ແລະ ແບບທຳລາຍດັ່ງກ່າວຖ້າເອົາຜາສາກມາຮັບຈະເຫັນຈຸດສະຫວ່າງ ແລະ ຈຸດມືດສະຫຼັບເທິງຜາສາກຄວາມຍາວຄື້ນຂອງແສງທີ່ລ້ຽວເບນ (diffract) ມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມຍາວຄື້ນຂອງແສງທີ່ຜ່ານເຂົ້າມາ (ຄື້ນເດີມ) ສະແດງໃຫ້ເຫັນເຖິງການລ້ຽວເບນຂອງແສງຄື້ນ (r_1 ແລະ r_2) ເມື່ອຜ່ານຊ່ອງນ້ອຍ 2 ຊ່ອງ (s_1 ແລະ s_2) ຄວາມແຕກຕ່າງຂອງໄລຍະທາງຈາກຊ່ອງ s_1 ແລະ s_2 ເຖິງ P ເທິງຜາສາກຮັບຈະຕ້ອງມີຄ່າເປັນຈຳນວນເຕັມທີ່ເປັນຈຳນວນເທົ່າຂອງຄວາມຍາວຄື້ນຈຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ຄື້ນທັງສອງເປັນແບບຮ່ວມເຟສ ແລະ ເຮັດໃຫ້ເກີດຈຸດສະຫວ່າງເທິງຜາສາກຮັບທີ່ຈຸດ P ຖ້າຄື້ນທັງສອງໄປເຖິງເທິງຜາສາກພໍດີກັນຈຶ່ງຫວະຕ່າງເຟສກັນແສງຈະໝົດໄປເກີດເປັນຈຸດມືດຂຶ້ນ.



ຮູບທີ10 ການລ້ຽວເບນຂອງຄື້ນແສງເມື່ອຜ່ານຊ່ອງນ້ອຍໆ 2 ຊ່ອງ

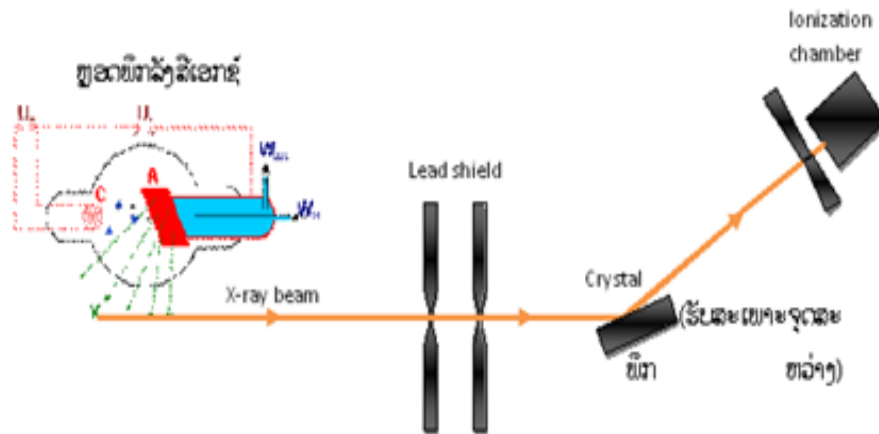
ອຸປະກອນທີ່ເຮັດໃຫ້ແສງເກີດການລ້ຽວເບນນອກຈາກຈະປາຣີຊິມແລ້ວໄດ້ແກ່ເກຣດຕິງເຊິ່ງເປັນແຜ່ນແກ້ວມີຮອຍຂີດໃຫ້ເປັນເສັ້ນທິບມີລັກສະນະສະໝໍ່າສະເໝີຂະໜານກັນເປັນຈຳນວນຫຼາຍນັບເປັນພັນເສັ້ນຕໍ່ຄວາມຍາວ 1 ນິ້ວລະຫວ່າງເສັ້ນທິບເປັນສ່ວນທີ່ເຮັດໃຫ້ເໝືອນຊ່ອງແຄບໆໃຫ້ແສງລອດຜ່ານໄດ້ແລ້ວເກີດການແຜ່ກະຈາຍອອກໄປໄດ້ຖ້າຈະໃຫ້ໄດ້ແບບຢ່າງການລ້ຽວເບນ(diffraction pattern) ທີ່ເດັ່ນຊັດຊ່ວງໄລຍະລະຫວ່າງສິ່ງທີ່ຊ້ຳກັນນັ້ນຄວນຈະໃກ້ກັບຄວາມຍາວຄື້ນຂອງແສງທີ່ໃຊ້.

ໃນປີ ຄ.ສ 1912 ນັກຝຶຊິກຊາວເຢຍລະມັນຊື່ເລົາເອ(Max von laue ຄສ 1859-1960) ໄດ້ສະເໜີຄວາມຄິດຂຶ້ນມາວ່າເນື່ອງຈາກຝຶກປະກອບດ້ວຍໜ່ວຍອະນຸພາກຄື: ອາຕອມ ຫຼື ໄອອນ ທີ່ລຽງຕົວເປັນລະບຽບມີໂຄງສ້າງທີ່ຊ້ຳກັນແບບສາມມິຕິຖ້າແນວຄວາມຄິດກ່ຽວກັບຝຶກດັ່ງກ່າວແລ້ວຖືກຕ້ອງຝຶກຄວນຈະເຮັດໜ້າທີ່ເປັນເກຣດຕິງ(diffraction grating) ຂອງລັງສີເອັກໄດ້ເພາະໄລຍະທາງລະຫວ່າງອະນຸພາກໃນໂຄງຝຶກກັບຄວາມຍາວຄື້ນຂອງລັງສີເອັກມີຂະໜາດໃກ້ຄຽງກັນ(ໄລຍະທາງລະຫວ່າງອະນຸພາກໃນໂຄງຝຶກປະມານ 2-10 Å ຄວາມຍາວຄື້ນຂອງລັງສີເອັກປະມານ 2-2,5 Å) ເຂົາໄດ້ເຮັດການທົດລອງກັບຝຶກຂອງເກືອໂດຍຜ່ານລັງສີເອັກທີ່ມີຄວາມຍາວຄື້ນຕ່າງໆເຂົ້າໄປທີ່ຝຶກດ່ຽວຂອງເກືອທີ່ຢູ່ກັບທີ່ ແລະ ມີຝີມຖ່າຍຮູບຢູ່ຂ້າງຫຼັງຝຶກເທິງຝີມຖ່າຍປະກົດຈຸດດຳກົງກັບຕຳແໜ່ງທີ່ລັງສີເອັກຜ່ານໄປໂດຍບໍ່ເກີດການລ້ຽວເບນ(ເປັນ central spot) ແລະ ຮອບໆຈຸດນັ້ນຍັງມີຈຸດດຳອື່ນໆອີກຫຼາຍຈຸດລຽງກັນເປັນລະບຽບ(ເປັນ reflected spot)ສະແດງລັງສີເອັກເກີດການລ້ຽວເບນອອກໄປໃນທິດທາງຕ່າງໆເກີດການແທກສອດເສລີ(constructive interference)ເຮັດໃຫ້ແສງຈັບຝີມຖ່າຍຮູບເກີດຈຸດດຳເປັນໄລຍະໆ.



ຮູບທີ11 ແບບຢ່າງການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກໂດຍວິທີຂອງເລວເອ(ໃຊ້ຝຶກຂອງ beryl)

ໃນປີ ຄສ 1913 ນັກວິທະຍາສາດອັງກິດ 2 ທ່ານຄື: ແບຣກ(W.H.Bragg ຄສ 186-1942) ແລະ ບຸດຊາຍ ຊື່ W.L.Bragg (1890-1971) ໄດ້ດັດແປງວິທີການໃໝ່ເອີ້ນວ່າວິທີໝູນຝຶກໂດຍໃຫ້ລັງສີເອັກຜ່ານຊ່ອງແຄບມາ ກະທົບຝຶກແລ້ວໃຫ້ແສງທີ່ລ້ຽວເບນຈາກຝຶກເຂົ້າສູ່ເຄື່ອງກວດຈັບລັງສີ(detector)ຊະນິດແຕກຕົວເປັນໄອອນ (ionization chamber) ເພື່ອກວດຈັບລັງສີເອັກ (ບໍ່ແມ່ນຖ່າຍຮູບເໝືອນວິທີຂອງເລົາເອ)

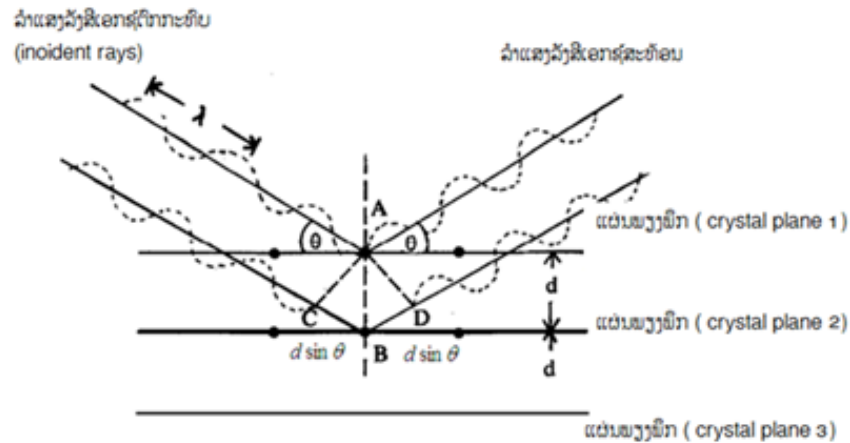


ຮູບທີ12 ແຜ່ນພາບສະແດງເຄື່ອງມືວັດການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກຕາມວິທີຂອງແບຣກ

ແບຣກສ້າງຫຼັກການຂຶ້ນວ່າການລ້ຽວເບນອາດຈະເກີດຈາກການທີ່ລັງສີເອັກມາກະທົບແຜ່ນພຽງຂອງອະນຸພາກພາຍໃນຝຶກແລ້ວສະທ້ອນ(reflect) ອອກໄປລຳແສງທີ່ສະທ້ອນອອກໄປເຮັດມຸມກັບແຜ່ນພຽງເທົ່າກັບມຸມຂອງແສງທີ່ກະທົບເຊັ່ນດຽວກັບການສະທ້ອນແສງຂອງເງົາແວ່ນຖ້າການສະທ້ອນຂອງຄື້ນແສງເປັນແບບຮ່ວມເຟສ(in phase) ຈະໄດ້ແທກສອດເສລີ(constructive interference)ແຕ່ຖ້າຄື້ນທີ່ສະທ້ອນອອກຈາກແຜ່ນພຽງເປັນແບບຕ່າງເຟສ(out of phase) ຈະໄດ້ແທກສອດທຳລາຍ(destructive interference).

ແບຣກກຳນົດໃຫ້ໜ້າພຽງຊຸດໜຶ່ງຂອງໜ່ວຍອະນຸພາກພາຍໃນຝຶກເຊິ່ງລຽງຂະໜານກັນຫ່າງກັນໄລຍະທາງເທົ່າກັບ d ລັງສີເອັກມີຄວາມຍາວຄື້ນ C ແລະ ມຸມຕິກກະທົບໜ້າພຽງເປັນມຸມ θ ບາງຄັ້ງເອີ້ນວ່າ: Bragg's angle ເມື່ອລຳແສງຂອງລັງສີເອັກກະທົບພື້ນທີ່ມຸມໃດມຸມໜຶ່ງກໍຈະຖືກກະເຈີງ (scattered)ທີ່ພື້ນຜິວເຊິ່ງເປັນໜ້າພຽງຂອງຝຶກສ່ວນທີ່ບໍ່ຖືກກະເຈີງຈະຊົມທະລຸຜ່ານເຂົ້າໄປໃນໜ້າພຽງທີ່ສອງຂອງຝຶກ ແລະ ໃນແຜ່ນພຽງນີ້ສ່ວນໜຶ່ງກໍຈະກະເຈີງທີ່ຜິວນີ້ອີກສ່ວນໜຶ່ງກໍຈະຊົມທະລຸໄປຍັງໜ້າພຽງທີ່ສາມຜິວທີ່ໄດ້ຮັບຄື: ລັງສີເອັກຈະຖືກເຮັດໃຫ້ກະເຈີງແບບດຽວກັບການກະເຈີງທີ່ເກີດຂຶ້ນຈາກເກຣດຕິງ(diffraction grating).

ແບຣກໄດ້ຫາຄວາມສຳພັນທາງຄະນິດສາດດັ່ງນີ້: ຖ້າລຳແສງຂອງລັງສີເອັກກະທົບກັບຜິວຂອງຝຶກທີ່ມຸມ θ ປະກົດການລ້ຽວເບນກໍຈະເກີດຂຶ້ນເຊິ່ງເປັນຜົນຈາກການກະທຳຂອງລັງສີກັບອາຕອມທີ່ A, B, C ແລະ D.



ຮູບທີ13 ການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກຈາກແຜ່ນພຽງຕ່າງໆຂອງພຶກ

ຈາກຮູບຈະເຫັນວ່າ ຄື້ນທີ່ມາກະທົບແຜ່ນພຽງທີ 2 ແລ້ວສະທ້ອນອອກໄປນັ້ນຕ້ອງເດີນທາງໄກກວ່າຊັ້ນທີ 1 ທີ່ມາກະທົບແຜ່ນພຽງທີ 1 ເປັນໄລຍະທາງ CB+BD.

$$\text{ມຸມ } \angle CAB = \angle BAD = \theta$$

$$CB = BD = AB \sin \theta$$

$$\text{ຫຼື } CB + BD = 2AB \sin \theta$$

ເພື່ອທີ່ຈະໃຫ້ຄື້ນແສງທີ່ຈະເປັນແບບຮ່ວມເຟສໄລຍະທາງ CB + BD ເຊິ່ງເປັນສ່ວນທີ່ເກີນໄປຈາກຄື້ນທີ່ໜຶ່ງນັ້ນຕ້ອງມີຄວາມຍາວເທົ່າກັບຄວາມຍາວຄື້ນຂອງລັງສີເອັກ ຫຼື ເປັນພະຫຸຄຸນຂອງຄວາມຍາວຄື້ນຂອງລັງສີເອັກ ແລ້ວຈະເກີດການແທກສອດເສລີເຮັດໃຫ້ມີແສງສະຫວ່າງໄດ້.

$$\text{ຈາກ } CB + BD = 2AB \sin \theta$$

$$n \lambda = 2 d \sin \theta$$

(n ເປັນເລກຈຳນວນເຕັມບວກມີຄ່າ 1,2,3.....)

ເອີ້ນວ່າ: ສົມຜົນຂອງແບຣກ (Bragg's equation)

$$\text{ພິສູດ: } n \lambda = 2 d \sin \theta$$

$$\text{ສະນັ້ນ: } \triangle ABA' = x + y + 90 = 180$$

$$\theta + y = 90 \Rightarrow y = 90 - \theta$$

$$x + 90 - \theta + 90 = 180$$

$$\Rightarrow x = \theta$$

$$BA' + A'C = n \lambda$$

$$ABA' = AA' = 0$$

$$\Rightarrow \frac{BA'}{AA'} = \sin \theta \Leftrightarrow BA' = AA' \sin \theta$$

$$\frac{A'C}{AA'} = \sin \theta \Rightarrow A'C = AA' \sin \theta$$

$$n \lambda = AA' \sin \theta + AA' \sin \theta \therefore AA' = d$$

$$= AA' (\sin \theta + \sin \theta)$$

$$\therefore n \lambda = d (2 \sin \theta)$$

ເປັນທີ່ໜ້າສັງເກດຄື: ລັງສີເອັກຈະສະທ້ອນອອກມາຈາກຝີກກໍຕໍ່ເມື່ອມູມຕົກກະທົບຂອງລັງສີເອັກເປັນໄປຕາມສົມຜົນດັ່ງກ່າວສ່ວນມູມອື່ນໆນັ້ນກໍຈະເຮັດໃຫ້ເກີດການແທກສອດແບບທຳລາຍເຮັດໃຫ້ບໍ່ມີແສງສະຫວ່າງເກີດຂຶ້ນໄດ້ເລີຍ.

ຈາກສົມຜົນຂອງແບຣກດັ່ງກ່າວເຊິ່ງເປັນການບອກໃຫ້ຮູ້ວ່າການລ້ຽວເບນຈະເກີດຂຶ້ນໄດ້ກໍຕໍ່ເມື່ອເປັນໄປຕາມສົມຜົນນີ້ເທົ່ານັ້ນຄ່າ n ເປັນອັນດັບ(order) ຂອງການລ້ຽວເບນເຊິ່ງເປັນຕົວເລກທີ່ລົງຕົວການສະທ້ອນເມື່ອ $n=1$

ລັງສີນັ້ນເອີ້ນວ່າ: ລັງສີລ້ຽວເບນອັນດັບທີໜຶ່ງ(first order reflection) ແລະ ເມື່ອ $n=2$ ເອີ້ນວ່າ: ລັງສີລ້ຽວເບນທີສອງ(second order reflection) ແລະ ຕໍ່ໄປເລື້ອຍໆເນື່ອງຈາກ θ ມີຄ່າສູງສຸດບໍ່ເກີນ 1 ສະນັ້ນແຕ່ລະຄັ້ງຂອງການທົດລອງຈິ່ງມີຄ່າ λ ແລະ d ທີ່ແນ່ນອນກໍອາດມີມູມ θ ໄດ້ຫຼາຍຄ່າເປັນໄປຕາມ $n=1,2,3...$ ຈາກສົມຜົນນີ້ຈະເຫັນວ່າສຳລັບ λ ແລະ d ມີຄ່າທີ່ແນ່ນອນສຳລັບຝີກໜຶ່ງໆ n ຈະມີຄ່າສູງຂຶ້ນເມື່ອ $\sin \theta$ ມີຄ່າຫຼາຍຂຶ້ນ ຫຼື θ ມີຄ່າຫຼາຍຂຶ້ນເຊິ່ງໄດ້ພົບວ່າເມື່ອ n ຈະມີຄ່າສູງຂຶ້ນແສງທີ່ສະທ້ອນມີຄວາມເຂັ້ມຕໍ່າລົງຢ່າງໄວວາ ດັ່ງນັ້ນໃນການສຶກສາກ່ຽວກັບການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກໂດຍທົ່ວໄປຈະໃຫ້ $n=1$ ຄວາມລ້ຽວເບນອັນດັບທີ 1 ຈະເປັນການລ້ຽວເບນທີ່ເຮັດມູມ θ ນ້ອຍທີ່ສຸດ ແລະ ພິຈາລະນາວ່າ: ລັງສີລ້ຽວເບນອັນດັບທີ່ຈະເກີດຈາກແຜ່ນພຽງທີ່ແບ່ງເຄິ່ງຄວາມຍາວດ້ານຂອງ lattices ຝີກ.

6. ເລກອາໂວກາໂດຈາກເຊວໜ່ວຍ(Avogadro' number from unit cell)



ທ່ານ ອາໂວກາໂດ ເປັນນັກວິທະຍາສາດຄົນປະເທດອິຕາລີ ເກີດ ເມື່ອວັນທີ 09/08/1776 ແລະ ເສຍຊີວິດເມື່ອວັນທີ 09/07/1856.

ເລກອາໂວກາໂດ ຫຼື ຄ່າຄົງຕົວຂອງອາໂວກາໂດກໍຄື $6,023 \cdot 10^{23}$ (ອາຕອມເປັນໜ່ວຍທີ່ນ້ອຍເຮົາຈິ່ງກຳນົດເປັນໂມລ) ຈຳນວນໂມເລກຸນຂອງທາດໜຶ່ງໂມລນີ້ກໍຄືເລກອາໂວກາໂດ.

ໃນປີ 1860 ສົມມຸດຖານຂອງອາໂວກາໂດໄດ້ຮັບການຍອມຮັບໃນທີ່ສຸດຕົວເລກໜຶ່ງໂມລເຊິ່ງເທົ່າກັບ $6,023 \cdot 10^{23}$ ຈິ່ງຮຽກວ່າເລກອາໂວກາໂດເມື່ອ K ເປັນຄ່າຄົງທີ່ຂອງການແປຜັນ.

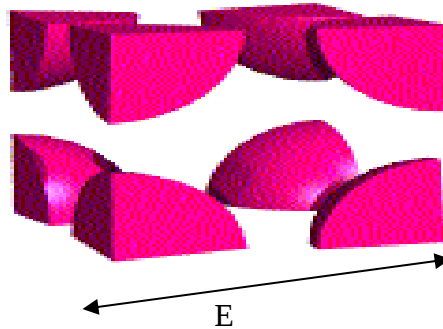
ເລກອາໂວກາໂດອາຕອມຄືຫົວໜ່ວຍຜື້ນຖານຂອງທາດ, ຮີໂດແຊນ 1 ເຊິ່ງເປັນນິວໂຄລຊະນິດດຽວທີ່ສະຖຽນໂດຍບໍ່ມີນິວຕຽອນ.

ເນື່ອງຈາກຝີກປະກອບຂຶ້ນດ້ວຍຫນ່ວຍເຊວທີ່ມີຜິວຫນ້າ, ມຸມແລະຂອບ ຕັດຮ່ວມກັນດັ່ງນັ້ນອະນຸພາກທີ່ຢູ່ມຸມທີ່ຜິວຫນ້າທີ່ຂອບຂອງເຊວໜຶ່ງ ຈະເປັນສ່ວນຮ່ວມຂອງອີກຫນ່ວຍເຊວໜຶ່ງທີ່ຢູ່ຕິດກັນໃນການນັບຈຳນວນອະນຸພາກທີ່ຢູ່ໃນຫນ່ວຍເຊວເຮັດໄດ້ດັ່ງນີ້:

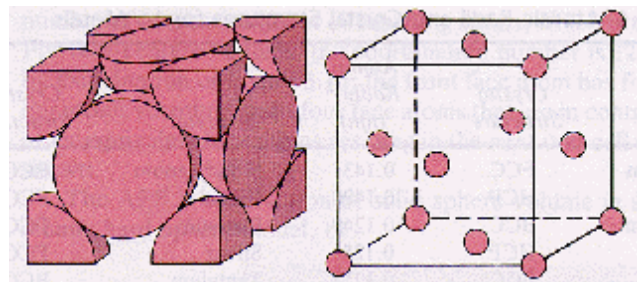
- 1) ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ທີ່ມຸມໃຫ້ນັບ $1/8$ ເພາະວ່າມີການໃຊ້ຮ່ວມກັນເຖິງ 8 ຫນ່ວຍເຊວ
- 2) ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ທີ່ຜິວຫນ້າໃຫ້ນັບ $1/2$ ເພາະວ່າມີການໃຊ້ຮ່ວມກັນ 2 ຫນ່ວຍເຊວ
- 3) ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ທີ່ຂອບໃຫ້ນັບ $1/4$ ເພາະວ່າມີການໃຊ້ຮ່ວມກັນ 4 ຫນ່ວຍເຊວ
- 4) ອະນຸພາກທີ່ຢູ່ເຄິ່ງກາງໃຫ້ນັບເຕັມຄື 1

ຈາກຂໍ້ມູນຂອງຝີກທີ່ສະແດງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງລັດສະໜາມີອາຕອມ(r) ແລະ ຄວາມຍາວຂອບ(E)ຂອງຫນ່ວຍ ເຊວແບບ Simple Cubic, ແບບ Body Centered Cubic ແລະ ແບບ Face Centered Cubic ສາມາດ

ຄິດໄລ່ຫາລັດສະໝີອາຕອມໄດ້ດັ່ງຮູບ:ກຳນົດ E ແມ່ນຄວາມຍາວຂອງຂອບຫນ່ວຍເຊວ, r ແມ່ນລັດສະໝີຂອງ ອະນຸຝາກ

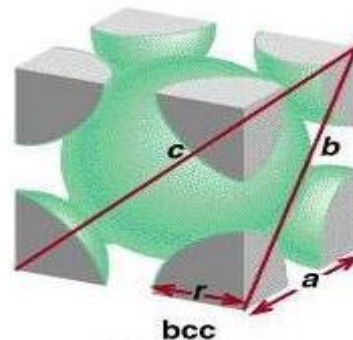


$$\begin{aligned} E &= 2r \\ \text{Simple Cubic(SCC)} \\ b^2 &= E^2 + E^2 \\ b &= 4r \\ 16r^2 &= 2E^2 \\ E &= \sqrt{8r} \end{aligned}$$



Face Centered Cubic(Fcc)

$$\begin{aligned} c^2 &= a^2 + b^2 \\ b^2 &= a^2 + a^2 \\ c^2 &= 3a^2 \\ c &= \sqrt{3}a = 4r \\ a &= \frac{4r}{3} \end{aligned}$$



ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຄວາມຍາວຂອງຝັກ ແລະ ລັດສະໝີອະຕອມ ຂອງຫນ່ວຍເຊວແບບ Simple Cubic, GUV Body Centered Cubic ວາ່ HUU FaceCentered.

ກຳນົດ E ແມ່ນຄວາມຍາວຂອງຂອບຫນ່ວຍເຊວ, r ແມ່ນລັດສະໝີຂອງອະນຸຝາກ, FD ແມ່ນຄວາມຍາວເສັ້ນທະແຍງມຸມທີ່ຜ່ານນ້ຳເຊວ, BD ແມ່ນຄວາມຍາວເສັ້ນທະແຍງມຸມ

$$\begin{aligned} (FD)^2 &= E^2 + E^2 = 2E^2 \\ E &= \frac{FD}{\sqrt{2}}, (BD)^2 = E^2 + (FD)^2 = 3E^2 \\ E &= \frac{BD}{\sqrt{3}} \text{ ດັ່ງນັ້ນ } E = E, FD = \sqrt{2}E, BD = \sqrt{3}E \\ \text{ຈາກ } E:FD:BD &= 1:\sqrt{2}:\sqrt{3} \end{aligned}$$

6.1 ສຸດການຄິດໄລ່ຫາເລກອາໂວກາໂດ

$$d = \frac{P_{uc} \times FW}{E^3 \times N_A}$$

d ຄວາມໜາແໜ້ນ(g/cm³, g/L)

Puc ອະນຸພາກຕໍ່ໜ່ວຍເຊວ

N_A ຈຳນວນອາໂວກາໂດ 6.02x10²³ ໂມເລກຸນ

E ຄວາມຍາວຂອບຂອງໜ່ວຍເຊວ

ຕົວຢ່າງ1: ພິກໂລຫະທອງຄຳມີໂຄງສ້າງແບບ Cubic Close-Packed (fcc) ຈຶ່ງຊອກຫາ ຄວາມໜາແໜ້ນ ຂອງທອງຄຳໃຫ້ລັດສະໝີອາຕອມຂອງທອງຄຳ =144 pm, Au-197.

ວິທີແກ້:

ຈາກຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຄວາມຍາວຂອງພິກ ແລະ ລັດສະໝີອາຕອມຄື: $E = \sqrt{8}r$, ເຊິ່ງ $r = 144\text{pm}$
 $= 144.10^{-10}\text{cm}$

$$\Rightarrow E = \sqrt{8}(144.10^{-10}\text{cm}) = 407.10^{-10}\text{cm}$$

$$\Rightarrow V = E^3 = (407.10^{-10}\text{cm})^3 \\ = 67419143 \times 10^{-30}\text{cm}^3$$

$$V = 6.74 \times 10^{-23}\text{cm}^3$$

ເນື່ອງຈາກພິກໂລຫະມີໂຄງສ້າງແບບ Cubic Close-Packed (fcc) ໃນ 1 ໜ່ວຍເຊວມີຈຳນວນອາຕອມ
 $= 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$ ສະນັ້ນ, Puc = 4 ເມື່ອແທນຄ່າເຂົ້າສູດສາມາດຊອກຫາ

$$d \text{ ຈາກ } d = \frac{Puc \times FW}{E^3 \times N_A}$$

$$\Rightarrow \text{ເຮົາໄດ້: } d = \frac{4 \times 197}{6.74 \times 10^{-23} \times 6.02 \times 10^{23}} = 19.4\text{g/cm}^3$$

ຕົວຢ່າງ2: ໂລຫະທັງສະເຕມີເຊວໜ່ວຍເປັນຮູບກ້ອນແບບກາງຕົວ(bcc) ມີນ້ຳໜັກອາຕອມເທົ່າກັບ 183.85g/mol, ມີຄວາມໜາແໜ້ນ 19.35g/cm³ ຈຶ່ງຄິດໄລ່ຫາຄວາມຍາວດ້ານຂອງເຊວໜ່ວຍ.

ວິທີແກ້:

ຮູ້ວ່າຮູບກ້ອນແບບກາງຕົວ (bcc)ໃນໜຶ່ງໜ່ວຍເຊວມີຈຳນວນອາຕອມ $= 8 \times \frac{1}{8} + 1 = 2$ ສະນັ້ນ, Puc = 2, $d = 19.35\text{g/cm}^3$, $FM = 183.85 \text{ g/mol}$, $N_A = 6.02 \times 10^{23}$ ໂມເລກຸນ ຊອກຫາ E.

$$\text{ຈາກສູດ } d = \frac{Puc \times FW}{E^3 \times N_A}$$

$$\Rightarrow E = \sqrt[3]{\frac{Puc \times FW}{d \times N_A}} = \sqrt[3]{\frac{2 \times 183.85}{19.35 \times 6.02 \times 10^{23}}} = \sqrt[3]{3.156 \times 10^{-23}}$$

$$= \sqrt[3]{31.56 \times 10^{-24}}$$

$$\Rightarrow E = 3.16 \times 10^{-8}\text{cm}$$

ບົດເຝິກຫັດ

1. ຈົ່ງບອກຄຸນລັກສະນະຂອງທາດແຂງ?
2. ທາດແຂງມີຈັກຊະນິດ? ແຕ່ລະຊະນິດແຕກຕ່າງກັນແນວໃດ?
3. ຝຶກມີຈັກຊະນິດ? ອະທິບາຍແຕ່ລະຊະນິດ?
4. ຈົ່ງອະທິບາຍຄວາມແຕກຕ່າງຂອງການຊອກຫາຈຳນວນອະນຸພາກລະຫວ່າງຝຶກໄອອອນແລະຝຶກໂມເລກຸນ ?
5. ຈົ່ງອະທິບາຍຄວາມແຕກຕ່າງການຊັກນຳໄຟຟ້າຂອງຝຶກໂລຫະ ກັບ ຝຶກໄອອອນ ?
6. ທາດປະສົມ NaCl ແລະ CH₄ ທີ່ມີຈຳນວນໂມລເທົ່າກັນ ແລະ ເທົ່າກັບຈຳນວນໂມລຂອງ CO₂ ທີ່ໄດ້ຮັບຈາກການເຜົາ CaCO₃ 20g. ຈົ່ງຊອກຫາ:
 - ກ. ຈຳນວນໄອອອນຂອງແຕ່ລະສ່ວນປະກອບຂອງທາດປະສົມ NaCl?
 - ຂ. ຈຳນວນໂມເລກຸນ ແລະ ຈຳນວນອາຕອມຂອງ CH₄
7. ໃນການເອົາທາດປະສົມ Al₄C₃ ໄປລະລາຍໃນນ້ຳ ແລະ ໄດ້ຈຳນວນໂມເລກຸນຂອງ CH₄ ເທົ່າກັບຈຳນວນໂມ ເລກຸນຂອງ CO₂ ທີ່ໄດ້ຈາກການເຜົາ CH₄ 16g. ຈົ່ງຊອກຫາຈຳນວນອາຕອມຂອງ Al₄C₃?
8. ປະເພດເມັດມະນີຂອງທາດແຂງແບ່ງອອກເປັນຈັກຊະນິດ? ຄືຊະນິດໃດແດ່ຈົ່ງອະທິບາຍຄວາມໝາຍຂອງແຕ່ລະຊະນິດ ?
9. ຈົ່ງບອກຄວາມແຕກຕ່າງລະຫວ່າງເມັດມະນີໂມເລກຸນກັບເມັດມະນີອີງມີຄືແນວໃດ ?
10. ຈົ່ງບອກຄວາມໝາຍຂອງຝຶກ, ແລຕທິສຝຶກມີຄືແນວໃດ ?
11. ທາດຕໍ່ໄປນີ້ເມື່ອເປັນທາດແຂງຈະມີຝຶກແບບໃດ ?
 - ກ. O₂
 - ຂ. MgO
 - ຄ. Ne
 - ງ. H₂S
 - ຈ. Ge

ບົດທີ 3

ສະພາວະຂອງແຫລວ(The Liquid State)

ເວລາ 8 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

- ບອກລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງທາດແຫລວໄດ້.
- ອະທິບາຍການກາຍເປັນອາຍ ແລະ ສົມດຸນລະຫວ່າງທາດແຫລວກັບທາດອາຍໄດ້.
- ບອກຈຸດຟືດ ແລະຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫລວໄດ້.
- ອະທິບາຍການປ່ຽນແປງສະຖານະພາບຂອງທາດໄດ້.
- ອະທິບາຍຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍໄດ້.
- ອະທິບາຍສົມຜົນເຄລາຊີອຸສ-ກຣາເປຣ໌ໄດ້.

ທາດແຫລວ(Liquids) ໝາຍເຖິງທາດທີ່ແມ່ແຮງຍຶດຕິດກັນລະຫວ່າງອະນຸພາກນ້ອຍກວ່າທາດແຂງເຮັດໃຫ້ອະນຸພາກບໍ່ໄດ້ຢູ່ໄກກັນຄືກັບທາດແຂງ ຈຶ່ງມີປະລິທານທີ່ແນ່ນອນແຕ່ຮູບຮ່າງບໍ່ແນ່ນອນເພາະປ່ຽນແປງໄປຕາມຮູບຮ່າງຂອງພາຊະນະທີ່ບັນຈຸເຊັ່ນ: ນ້ຳ, ນົມ...

1. ລັກສະນະທົ່ວໄປຂອງທາດແຫລວ

ທາດແຫລວເປັນທາດທີ່ມີພາວະບໍ່ເປັນລະບຽບຄືກັບທາດແຂງແຕ່ຈະເປັນລະບຽບດີກວ່າກ້າສ, ຈຶ່ງ ເຮັດໃຫ້ທາດແຫລວຮັກສາຮູບຮ່າງໄດ້ຍາກບໍ່ຄືກັບທາດແຂງ, ທາດແຫລວປະກອບດ້ວຍໂມເລກຸນ ຫຼື ອະນຸພາກ ທີ່ມີການເຄື່ອນທີ່ບໍ່ຄ່ອຍຈະເປັນລະບຽບແຕ່ຈະມີອະນຸພາກກະທົບກັນ(collision) ປ່ຽນທີ່ ຫຼື ເຄື່ອນທີ່ໄປເທິງອະນຸພາກອື່ນທີ່ຢູ່ໃກ້ຄຽງຕໍ່ເນື່ອງກັນຕະຫຼອດເວລາເຫມືອນກັບກໍລະນີຂອງກ້າສເຝິ້ນເອີ້ນເຄື່ອນທີ່ແບບນີ້ວ່າ: ການເຄື່ອນທີ່ແບບບູວ (Brownian movement) ອະນຸພາກທາດແຫລວຢູ່ໃກ້ກັນກວ່າກ້າສຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຫຼາຍແຕ່ອະນຸພາກ ຫຼື ໂມເລກຸນໃນທາດແຫລວບໍ່ໄດ້ຊຶດກັນຄືກັບທາດແຂງ ດັ່ງນັ້ນ, ທາດແຫລວຈຶ່ງມີລັກສະນະຢູ່ລະຫວ່າງກາງກ້າສ ແລະ ທາດແຂງເຊິ່ງມີລັກສະນະບາງຢ່າງດັ່ງນີ້:

ທາດແຫລວມີຄຸນລັກສະນະຫຼາຍຢ່າງທີ່ແຕກຕ່າງຈາກກ້າສເຊັ່ນ: ມີບໍລິມາດແນ່ນອນ, ສາມາດລະເຫີຍອາຍໄດ້ ນອກຈາກນັ້ນຍັງມີຄຸນລັກສະນະຂອງການໄຫຼ, ການແຜ່, ຄວາມດັນອາຍດັ່ງລາຍລະອຽດດັ່ງລຸ່ມນີ້:

1.1 ຄວາມໜຽວຂອງທາດແຫລວ

ທາດແຫລວສາມາດໄຫຼ, ມີຮູບຮ່າງໄປຕາມພາຊະນະທີ່ບັນຈຸ, ໂມເລກຸນຂອງທາດແຫລວມີແຮງດຶງດູດກັນດ້ວຍແຮງວັນເດີວາລເຊິ່ງເປັນແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນອ່ອນໆ ສະນັ້ນໂມເລກຸນຂອງທາດແຫລວຈຶ່ງສາມາດເຄື່ອນທີ່ໄດ້ຢ່າງເສລີ ແຕ່ທາດແຫລວມີຊ່ອງຫວ່າງລະຫວ່າງໂມເລກຸນແມ່ນມີໜ້ອຍທີ່ສຸດຖ້າທຽບໃສ່ອາກາດ.

ທາດແຫລວສ່ວນຫຼາຍໄຫຼລ່ຽນດີຄື ນ້ຳ, ອາລໂກລ, ແຕ່ທາດແຫລວບາງຊະນິດແມ່ນໄຫຼຊ້າຄື ນ້ຳມັນຫຼໍ່ລື້ນ, ນ້ຳເຊື້ອມ, ນ້ຳເຜິ້ງເຊິ່ງເຮົາເວົ້າວ່າມັນໜຽວຫຼາຍ ຄວາມໜຽວເປັນຄວາມຕ້ານທານຂອງການໄຫຼ, ຄວາມໜຽວເປັນຄຸນລັກສະນະຢ່າງໜຶ່ງຂອງທາດແຫລວທີ່ຜິວພັນເຖິງແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນ ຖ້າໂມເລກຸນຂອງທາດແຫລວມີແຮງດຶງດູດຫຼາຍທາດແຫລວກໍ່ຈະມີຄວາມໜຽວຫຼາຍໂມເລກຸນກໍ່ຈະເຄື່ອນໄຫຼໄປຫາໂມເລກຸນອື່ນຍາກ. ການເພີ່ມ

ອຸນຫະພູມກໍ່ເປັນທັງການເພີ່ມພະລັງງານເດີນເຄື່ອນເຮັດໃຫ້ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນນ້ອຍລົງ ແລະ ເຮັດໃຫ້ຄວາມໜຽວລູດລົງ, ທາດແຫຼວກໍ່ຈະໄຫຼງ່າຍຂຶ້ນ. ຖ້າທາດແຫຼວສອງຊະນິດຕ່າງກັນທີ່ມີບໍລິມາດເທົ່າກັນໄຫຼຜ່ານຫຼອດນ້ອຍທີ່ມີຂະໜາດເທົ່າກັນທາດແຫຼວທັງສອງຈະໃຊ້ເວລາໃນການໄຫຼຜ່ານບໍ່ເທົ່າກັນທາດໃດມີຄວາມໜຽວນ້ອຍກວ່າຈະໃຊ້ເວລານ້ອຍກວ່າ.

1.2 ບໍລິມາດ ແລະ ຮູບຮ່າງ (Volume and shape)

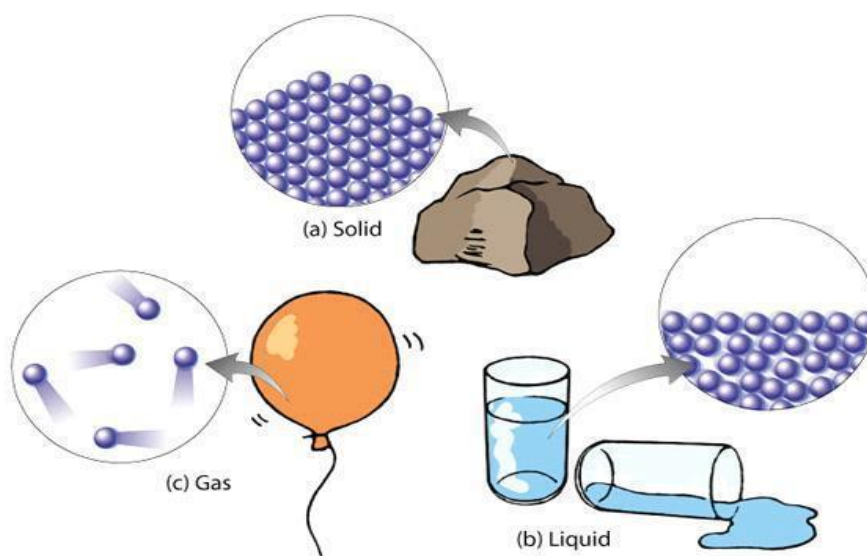
ໃນທາດແຫຼວໂມເລກຸນມີແຮງດຶງດູດກັນຫຼາຍພຽງພໍທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ມັນເຄື່ອນທີ່ຢູ່ພາຍໃນປະລິມານທີ່ແນ່ນອນແຕ່ກໍ່ບໍ່ຫຼາຍພຽງພໍທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນໃນທາດແຫຼວມີຕຳແໜ່ງທີ່ແນ່ນອນ, ການທີ່ໂມເລກຸນ ທາດແຫຼວສາມາດເຄື່ອນທີ່ເປັນອິດສະຫຼະໃນຂອບເຂດປະລິມານຂອງທາດແຫຼວ, ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຂອງແຫຼວມີປະລິມານທີ່ແນ່ນອນແຕ່ເນື່ອງຈາກໂມເລກຸນເຄື່ອນທີ່ໄດ້ ຫຼື ມີຄວາມສາມາດໃນການໄຫຼໄດ້ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຮູບຮ່າງ ຂອງແຫຼວຂຶ້ນກັບພາຊະນະບັນຈຸທັງນີ້ກໍ່ເພາະໃນໂມເລກຸນບໍ່ມີຕຳແໜ່ງທີ່ມີພະລັງງານສັກ(ເນື່ອງມາຈາກແຮງດຶງດູດຂອງໂລກ).

1.3 ການຖືກຫນົບ ແລະ ການຂະຫຍາຍ(Compression and expansion)

ໃນທາດແຫຼວມີແຮງດຶງດູດທີ່ເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນເຂົ້າມາຢູ່ໃກ້ກັນ, ເຮັດໃຫ້ມີທີ່ຫວ່າງໂມເລກຸນນ້ອຍຫຼາຍ ການເພີ່ມຄວາມດັນຈະມີຜົນຕໍ່ປະລິມານນ້ອຍຫຼາຍນັ້ນຄືທາດແຫຼວຖືກອັດຕົວໃຫ້ນ້ອຍລົງບໍ່ໄດ້ (incompressible) ເພາະການອັດຕົວຈະຖືກຕໍ່ຕ້ານດ້ວຍຄວາມຜັກດັນລະຫວ່າງກຸ່ມໂມເລກຸນອີເລັກຕຣອນ(electron cloud) ຂອງໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ຕິດກັນໃນທຳນອງດຽວກັນການເພີ່ມອຸນຫະພູມມີປະລິມານຫຼືການ ຂະຫຍາຍຕົວຈະປ່ຽນແປງໄປນ້ອຍຫຼາຍ(ເອົາໄປປຽບທຽບກັບກໍລະນີຂອງກ້າສ) ໃນການເພີ່ມອຸນຫະພູມ ຈະເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນມີການເຄື່ອນທີ່ແລ້ວເຮັດໃຫ້ໄລຍະຫ່າງລະຫວ່າງໂມເລກຸນເພີ່ມອຸນຫະພູມຂຶ້ນແຕ່ ປະກົດການແບບນີ້ຈະເກີດໄດ້ຫນ້ອຍ ເພາະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນມີຫຼາຍນັ້ນເອງ.

1.4 ການແຜ່ກະຈາຍຂອງທາດແຫຼວ(diffusion)

ທາດແຫຼວແຜ່ໄດ້ຊ້າກວ່າໄວຄືກັບກ້າສທາດແຫຼວແຜ່ໄດ້ເນື່ອງຈາກມີພະລັງງານຈອນລໍແລະ ເຄື່ອນທີ່ໄປໄດ້ບໍ່ໄກເນື່ອງຈາກເກີດການຊັນກັນກັບໂມເລກຸນໃກ້ໆດັ່ງນັ້ນ: ກ່ວາໂມເລກຸຈະເຄື່ອນທີ່ໄປອີກດ້ານຫນຶ່ງຕ້ອງເກີດການຊັນກັນຫຼາຍລ້ານຄັ້ງໃນຮູບ(ກ) ສະແດງໃຫ້ເຫັນການແຜ່ຂອງນ້ຳຫມຶກເມື່ອຍອດລົງ ໃນເມື່ອປະໄວບົດຫນຶ່ງນ້ຳຫມຶກຈະແຜ່ກະຈາຍຈົນໄດ້ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນສະຫມໍ່າສະເຫມີ.

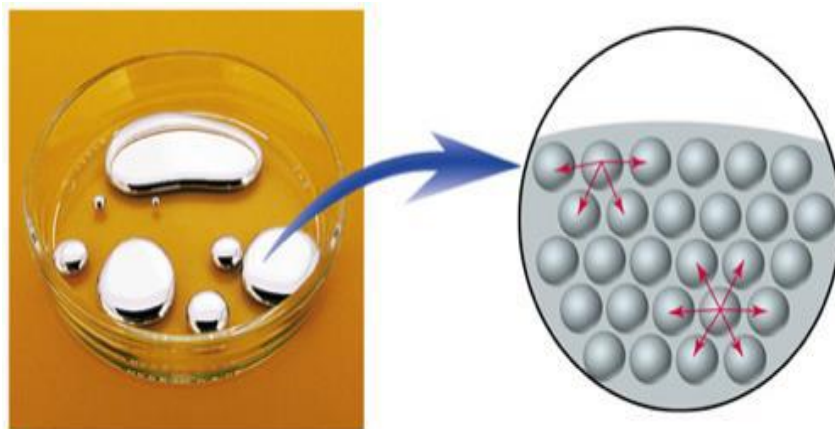


ຕົວຢ່າງ: ເມື່ອຢອດທາດລະລາຍສີມ່ວງຂອງແປກມັງການັດກາລີ(KMnO_4)ລົງໃສ່ນ້ຳໃນຈອກຈະເຫັນວ່າສີມ່ວງຂອງທາດລະລາຍກະຈາຍຕົວຢ່າງຊ້າໆ, ເຂົ້າໄປປົນກັນໂມເລກຸນຂອງນ້ຳສຸດທ້າຍກໍ່ຈະລວມເປັນທາດລະລາຍເນື້ອດຽວທີ່ມີສີຈາກວ່າເດີມ, ລັກສະນະແບບນີ້ເອີ້ນວ່າ: ການແຜ່ຂອງທາດແຫຼວ.

1.5 ຄວາມຕຶງຜິວ

ເນື່ອງຈາກໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວມີແຮງດຶງດູດເຊິ່ງກັນ ແລະ ກັນ ການເຄື່ອນທີ່ຂອງແຕ່ລະໂມເລກຸນ ຈຶ່ງຢູ່ພາຍໃຕ້ອິດທິພົນຂອງໂມເລກຸນອື່ນທີ່ຢູ່ໃກ້ຄຽງໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ລະຫວ່າງກາງໄດ້ຮັບແຮງດຶງດູດຈາກໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ທາງດ້ານລຸ່ມ ແລະ ດ້ານຂ້າງເທົ່ານັ້ນໂມເລກຸນທີ່ຜິວຫນ້າຈຶ່ງຖືກດຶງເຂົ້າພາຍໃນຂອງແຫຼວເຮັດໃຫ້ຜິວທີ່ ຜິວຂອງທາດແຫຼວຫຼຸດລົງເຫຼືອຫນ້ອຍທີ່ສຸດຈະເຫັນໄດ້ຈາດຢອດນ້ຳທີ່ເກາະເທິງຜິວທີ່ຮາບພຽງ ແລະ ສະອາດຈະມີລັກສະນະເປັນຫນ່ວຍມົນກົມເຊິ່ງມີຜິວຫນ້ອຍກວ່ານ້ຳທີ່ຢູ່ໃນລັກສະນະແຜ່ກະຈາຍອອກ ໄປທາດແຫຼວພະຍາຍາມຈັດຕົວເອງໃຫ້ມີຜິວຫນ້ອຍທີ່ສຸດເນື່ອງຈາກໂມເລກຸນທີ່ຜິວບໍ່ມີແຮງດຶງເຂົ້າທາງດ້ານເທິງຈຶ່ງມີຄວາມຫມັ້ນຄົງຫນ້ອຍກວ່າໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ທາງການຫຼຸດຜິວທີ່ຜິວເທົ່າກັບເປັນການຫຼຸດ ຈຳນວນໂມເລກຸນທີ່ຜິວຫນ້າຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວມີຄວາມຫມັ້ນຄົງຫຼາຍຂຶ້ນໃນບາງກໍລະນີທາດແຫຼວມີຄວາມຈຳເປັນຕ້ອງເພີ່ມຜິວທີ່ຜິວໂດຍທີ່ໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ດ້ານໃນຂອງທາດແຫຼວຈະເຄື່ອນທີ່ມາຫາຜິວໃນກໍລະນີນີ້ ໂມເລກຸນເຫຼົ່ານັ້ນຕ້ອງເອົາຊະນະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ອ້ອມຂ້າງ ຫຼື ອາດເວົ້າວ່າ: ພະລັງງານທີ່ ຕ້ອງໃຊ້ໃນການຂະຫຍາຍຜິວທີ່ຜິວຂອງທາດແຫຼວ 1 ຫນ່ວຍຜິວທີ່ມີຫົວຫນ່ວຍ J/m^2 ຫຼື N/m ເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຕຶງຜິວ(Surface tension).

ແຮງຕຶງຜິວ: ແມ່ນແຮງທີ່ດຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວເຂົ້າມາພາຍໃນເພື່ອເຮັດໃຫ້ຜິວທີ່ຜິວຂອງທາດແຫຼວເຫຼືອ ຫນ້ອຍທີ່ສຸດ. ຫົວຫນ່ວຍຂອງແຮງຕຶງຜິວ ມີຫົວຫນ່ວຍຄິດເປັນ dyne/cm ຫຼື J/m^2 ຫຼື N/m^2 ຕາມຫົວຫນ່ວຍສາກົນ(SI unit).



▪ ປັດໄຈທີ່ມີຜົນຕໍ່ຄວາມຕຶງຜິວ

ກ. ຊະນິດຂອງທາດແຫຼວ: ທາດແຫຼວຕ່າງຊະນິດກັນມີແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກຸນຕ່າງກັນຄວາມຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວປ່ຽນໄປຕາມແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກຸນ (ອຸນຫະພູມຄົງທີ່).

ຂ. ອຸນຫະພູມ ທາດແຫຼວຊະນິດດຽວກັນຈະເຫັນວ່າຄວາມຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວປື້ນກັບກັບອຸນຫະພູມຫມາຍຄວາມວ່າ: ຖ້າອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນພະລັງງານຂອງແຕ່ລະໂມເລກຸນຈະເພີ່ມຂຶ້ນ ແຕ່ແຮງດຶງດູດ ລະ ຫວ່າງໂມເລກຸນຫຼຸດລົງ ເຮັດໃຫ້ຄວາມຕຶງຜິວຫຼຸດລົງ.

ຄ. ການຕື່ມທາດບາງຊະນິດລົງໃນທາດແຫຼວ ເຮັດໃຫ້ຄວາມຕຶງຜິວປ່ຽນໄປເຊັ່ນ: ຕື່ມນ້ຳສະບູ ຫຼື ນ້ຳແຝບ ລົງ

ໃນ ນໍ້າຈະເຮັດໃຫ້ຄວາມຕຶງຜິວຂອງນໍ້າຫຼຸດລົງຫຼາຍ ແຕ່ຖ້າຕື່ມເກືອ NaCl ລົງໃນນໍ້າຈະເຮັດໃຫ້ຄວາມຕຶງ ຜິວຂອງນໍ້າເພີ່ມຂຶ້ນ.

ເມື່ອທາດແຫຼວສຳຜັດກັບວັດຖຸ ຫຼື ບັນຈຸໃນພາຊະນະທີ່ເປັນທາດແຂງເຮັດໃຫ້ເກີດແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກູນ 2 ປະເພດຄື:

- ແຮງເຊື່ອມແຫນ້ນ (Cohesive Force) : ແມ່ນແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງອະນຸພາກ ຫຼື ໂມເລກູນຂອງທາດຊະນິດດຽວກັນເຊັ່ນ: ແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກູນຂອງນໍ້າກັບນໍ້າ
- ແຮງຍຶດຕິດ (Adhesive Force) : ແມ່ນແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງອະນຸພາກ ຫຼື ໂມເລກູນຂອງທາດຕ່າງຊະນິດກັນເຊັ່ນ: ແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກູນຂອງນໍ້າກັບທາດທີ່ໃຊ້ເຮັດພາຊະນະ.

ຕົວຢ່າງ: ທາດແຫຼວໃນແຕ່ລະຂໍ້ຕໍ່ໄປນີ້ທາດໃດມີຄວາມຕຶງຜິວສູງກວ່າ(ອະທິບາຍ)

ກ. ອອກເທນ(CyHig) ຫຼື 1- ອອກທານອນ CaH_{17}OH

ຂ. ອີໂຊໂປປິນແອວກໍຣ໌ $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$ ຫຼື ເອທິລິນໂກລອນ $\text{CH}_3(\text{OH})\text{CH}_3(\text{OH})$

ວິທີແກ້:

ກ. ທັງ 2 ທາດມີມວນສານໂມເລກູນໃກ້ຄຽງກັນ 1 ອອກທານອນມີຄວາມຕຶງຜິວຫຼາຍກວ່າເພາະ 1 ອອກທານອນມີແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກູນເປັນຜົນທະໄຮໂດເຈນ ແລະ ແຮງລອນດອນ ສ່ວນອອກ ເທນມີແຕ່ແຮງລອນດອນເທົ່ານັ້ນ

ຂ. ເອທິລິນໂກລອນມີຄວາມຕຶງຜິວຫຼາຍກວ່າ ເພາະເກີດແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງໂມເລກູນເປັນຜົນທະໄຮໂດເຈນ ແລະ ແຮງລອນດອນຮ່ວມກັນຫຼາຍກວ່າ.

ການພິຈາລະນາກ່ຽວກັບແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວຈະແບ່ງອອກເປັນ 3 ກໍລະນີຄື:

- 1) ແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວທີ່ມີລັກສະນະເປັນແຜ່ນຝົມ.
- 2) ແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວທີ່ມີລັກສະນະເປັນຍອດນໍ້າ ຫຼື ມີຜິວໂຄ້ງ.
- 3) ທາດແຫຼວໃນຫຼອດແກ້ວຫຼື ຊຶ່ມຕາມຮຸ້ນອຍໆ(capillarity)

ກໍລະນີທີ1: ແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວທີ່ມີລັກສະນະເປັນແຜ່ນຝົມ ຖ້າໃຫ້: y = ສຳປະສິດຂອງແຮງຕຶງຜິວ (ຫຼື ເອີ້ນສັ້ນໆວ່າ: ແຮງຕຶງຜິວ)

l = ຄວາມຍາວຂອງຜິວຂອງທາດແຫຼວ ເນື່ອງຈາກຜິວຝົມຂອງທາດແຫຼວມີ 2 ຜິວ ດັ່ງນັ້ນ, ຄວາມຍາວຂອງຜິວທີ່ຖືກກະທົບເທົ່າກັບ $2rF$ = ແຮງທີ່ຢືນ. ຈາກນິຍາມຈະໄດ້:

ການໃຊ້ຄວາມສຳພັນຕາມສົມຜົນທີ(1) ຄຳນວນຫາແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວອາດເຮັດການ ທົດລອງໄດ້ງ່າຍໆດັ່ງນີ້:

ນຳເອົາເສັ້ນຫຼວດເຫຼັກໆ(ເປົາທີ່ສຸດ) ມາກົດໃຫ້ເປັນວົງກົມໃຊ້ສາຍເຊືອກມັດກັບຊິງຊັ່ງແລ້ວຈຸ່ມລົງໃນຫນ້າຂອງແຫຼວແລ້ວຄ່ອຍໆຍົກຊິງຊັ່ງຂຶ້ນ, ຈະເຫັນວ່າເມື່ອຂົດຫຼວດສູງກວ່າລະດັບຂອງທາດແຫຼວຈະມີທາດແຫຼວບາງສ່ວນຕິດຂຶ້ນມາຂອບຫຼວດທີ່ເປັນວົງແຫວນແລ້ວຄ່ອຍໆຍົກຂຶ້ນຈົນກວ່າຂອງແຫຼວທີ່ຕິດຂອງແຫຼວເລີ້ມຈະຂາດແລ້ວຫຼິ້ນກັບລົງໄປໃນອ່າງທີ່ບັນຈຸທາດແຫຼວນັ້ນຄືນອ່ານຄ່າແຮງຕຶງຈາກຊິງຊັ່ງຄ່າແຮງຕຶງ ຜິວຫາໄດ້ດັ່ງນີ້:

ເມື່ອ F = ແຮງຕຶງດູດທີ່ອ່ານໄດ້ຈາກຊິງຊັ່ງ

r = ລັດສະໝີຂອງວົງແຫວນ

$$\text{ແຮງຕຶງຜິວ} = \frac{\text{ແຮງຕຶງຂຶ້ນ}}{\text{ຄວາມຍາວຂອງຜິວທາດແຫຼວ}} = \frac{F}{2l} \dots \dots \dots (1)$$

$$\text{ຈາກສົມຜົນ(1)} = \frac{F}{2 \times 2 \pi r}$$

ກໍລະນີທີ2: ແຮງດຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວທີ່ມີລັກສະນະເປັນຢອດນ້ຳ(Liquid drop) ເມື່ອທາດແຫຼວມີລັກສະນະເປັນຢອດນ້ຳ ຫຼື ມີຜິວເປັນລັກສະນະຮູບຊິງກົມ(spherical Surface) ຄວາມດັນພາຍໃນຈະບໍ່ເທົ່າກັບຄວາມດັນພາຍນອກ ຜົນຕ່າງຂອງຄວາມດັນພາຍໃນກັບຄວາມດັນພາຍນອກກໍ່ຄື: ແຮງດຶງຜິວນັ້ນເອງ. ສະນັ້ນໃຫ້ພິຈາລະນາຢອດນ້ຳຂອງທາດແຫຼວຂະໜາດທີ່ແຍກອອກຈາກທາດແຫຼວເວລາທີ່ແຍກອອກຈາກກັນ ດັ່ງຮູບ:

ເອີ້ນຄວາມສຳພັນຕາມສົມຜົນທີ(3) ນີ້ວ່າ: ສົມຜົນຂອງຢັງ ແລະ ລາປລາຊ໌(Equation of Young and Laplace) ທັງນີ້ເພາະຢັງ(Thomas Young ຄ.ສ 1773-1829) ແລະ ລາປລາຊ໌(P.S Laplace ຄ.ສ 1749-1827) ໄດ້ເຮັດການສຶກສາແຮງດຶງຂອງຜິວ, ໃນກໍລະນີດັ່ງກ່າວເມື່ອ ຄ.ສ 1805 (ຕ່າງຄົນຕ່າງສຶກສາ) ໃນກໍລະນີຂອງທາດແຫຼວທີ່ມີລັກສະນະເປັນຢອດນ້ຳດັ່ງກ່າວຄວາມດັນດ້ານບັນລັງຈະຫຼາຍກວ່າຄວາມດັນດ້ານຂຶ້ນຂອງຜິວສະເຫມີ ແລະ ແຮງດຶງຜິວຄິດໄລ່ໄດ້ຈາກສົມຜົນຂອງຢັງ ແລະ ລາປລາຊ໌ ສຳລັບຟອງອາກາດກົມທີ່ຢູ່ໃນຄວາມດັນພາຍໃນຟອງອາກາດຈະສູງກວ່າຄວາມດັນຂອງນ້ຳພາຍນອກ ແລະ ທີ່ຟອງອາກາດໃຫຍ່ຂຶ້ນອີກບໍ່ໄດ້ເພາະແຮງດຶງຜິວຂອງນ້ຳຊ່ວຍຕ້ານໄວ້ນັ້ນເອງ, ຖ້າເປັນຟອງສະບູເປົ່າໃຫ້ໂປ່ງເປັນຮູບຊິງກົມຄວາມດັນພາຍໃນກໍ່ຍັງຄົງສູງກວ່າຄວາມດັນພາຍນອກ ເຊັ່ນດຽວກັບຟອງສະບູເປັນຝົມບາງໆເຊິ່ງມີທັງຜິວນອກ ແລະ ຜິວໃນ.

ດັ່ງນັ້ນ, ຜົນຕ່າງລະຫວ່າງຄວາມດັນພາຍນອກ ແລະ ພາຍໃນຈະເຮັດແບບຢອດນ້ຳນັ້ນບໍ່ໄດ້ ສ່ວນໝາກປຸງເປົ່າຄວາມດັນພາຍໃນຫຼາຍກວ່າພາຍນອກແທ້ ແຕ່ທີ່ສົມດຸນໄດ້ບໍ່ແມ່ນເພາະແຮງດຶງຜິວແຕ່ເພາະຄວາມຍືດຫຍຸ້ງຂອງທາດແຫຼວຕ່າງຫາກ.

ກໍລະນີທີ3: ທາດແຫຼວໃນຫຼອດແກ້ວ ຫຼື ການຊຶມຕາມຮູນ້ອຍ(capillarity ຫຼື cillary action). ເມື່ອນຳເອົາຫຼອດທົດລອງແກ້ວທີ່ມີຮູບຂະໜາດນ້ອຍສະເຫມີ(capillary Tube) ຈຸ່ມລົງໃນທາດແຫຼວລະດັບນ້ຳໃນທາດແຫຼວອາດເລີ່ມຂຶ້ນ ຫຼື ຕ່ຳລົງກວ່າທາດແຫຼວພາຍນອກຂຶ້ນກັບທາດແຫຼວທີ່ຈະປີ້ນລົງ ຫຼື ໂຄ້ງຂຶ້ນຢູ່ກັບມຸມສຳພັນທີ່ກ່າວມາແລ້ວ. ສຳລັບທາດແຫຼວທີ່ໄປ ລະດັບຂອງທາດແຫຼວໃນຫຼອດແກ້ວຈະສູງກວ່າລະດັບຂອງທາດແຫຼວໃນພາຊະນະໃນກໍລະນີຂອງບາຫຼອດລະດັບຂອງບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວຈະຕ່ຳກວ່າລະດັບບາຫຼອດໃນພາຊະນະນັ້ນຈຸ. ທາດແຫຼວທີ່ຂຶ້ນໄປຕາມຫຼອດແກ້ວໄດ້ເນື່ອງຈາກແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວ(cohesive force) ມີຄ່ານ້ອຍກວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວກັບແກ້ວ(Adhesive force) ສ່ວນບາຫຼອດນັ້ນແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງບາຫຼອດມີຄ່າຫຼາຍກວ່າ ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງບາຫຼອດກັບຫຼອດແກ້ວ ດັ່ງຮູບ a ແລະ b ເປັນການສະແດງຄຸນລັກສະນະການຊຶມຕາມຮູນ້ອຍຂອງທາດແຫຼວດັ່ງກ່າວ.



ຖ້າ h = ຄວາມສູງຂອງທາດແຫຼວທີ່ເຂົ້າໄປໃນຮູຫຼອດທີ່ມີລັດສະໝີ r

θ = ມຸມສຳຜັນ

r = ແຮງຕຶງຜິວ

p = ຄວາມໜາແໜ້ນຂອງທາດແຫຼວ

ແຮງທີ່ດຶງທາດແຫຼວທີ່ຂຶ້ນໄປໃນຫຼອດສູງ h ຫຼື ແຮງດຶງຂຶ້ນຈະມີຄ່າເທົ່າກັບແຮງຕຶງຜິວທັງຫມົດຂອງທາດແຫຼວເທົ່າກັບນ້ຳໜັກຂອງທາດແຫຼວທີ່ຂຶ້ນໄປໃນຫຼອດນັ້ນເອງ.

ແຮງຕຶງຜິວທີ່ແຕກໄປຕາມແນວຕັ້ງ $= \gamma \cos \theta$

ແຮງດຶງຂຶ້ນທັງຫມົດ (F) $= \gamma \cos \theta \times 2\pi r$

ແຮງດຶງຂຶ້ນທັງຫມົດ (F) = ນ້ຳໜັກຂອງທາດແຫຼວໃນຫຼອດ(w)

$$\gamma = \frac{pghr}{2 \cos \theta} \dots\dots\dots(4)$$

$$\gamma = \frac{2 \gamma \cos \theta}{pgr} \dots\dots\dots(5)$$

ຈາກສົມຜົນທີ (5) ຈະເຫັນໄດ້ວ່າຄວາມສູງຂອງທາດແຫຼວໃນຫຼອດນັ້ນຈະເປັນປະກົດການປັ້ນຜັນ ກັບລັດສະໝີຂອງຫຼອດແກ້ວຖ້າເປັນນ້ຳສະອາດ ແລະ ຫຼອດແກ້ວສະອາດ ມຸມສຳຜັນມີຄ່າເປັນສູນ ($\theta=0^\circ$) ດັ່ງນັ້ນ, $\cos 0 = 1$ ເມື່ອແທນຄ່າໃສ່ສົມຜົນ (5) ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\gamma = \frac{1}{2}pghr \dots\dots\dots(6)$$

ຄວາມສຳຜັນຕາມສົມຜົນທີ (6) ໃຊ້ໃນການຫາແຮງຕຶງຂອງຜິວ (γ) ຂອງທາດແຫຼວໄດ້ເມື່ອຮູ້ຄວາມ ໜາແໜ້ນຂອງທາດແຫຼວ(p) ລັດສະໝີຂອງຫຼອດ(r) ແລະ ຄວາມສູງຂອງທາດແຫຼວພາຍໃນຫຼອດແກ້ວ(h) ຄ່າຄວາມສູງຂອງທາດແຫຼວໃນຫຼອດແກ້ວຕາມສົມຜົນ(6) ນັ້ນເປັນຄ່າທີ່ບໍ່ລະອຽດປານໃດ ຈຶ່ງຕ້ອງການຄ່າສູງທີ່ຖືກຕ້ອງ ແລະ ຕ້ອງໄດ້ມີການປັບແກ້ຄ່າຄວາມສູງເພື່ອໃຫ້ໄດ້ຄ່າທີ່ແທ້ຈິງ.

ສຳລັບທາດແຫຼວທີ່ປຽກຫຼອດແກ້ວມຸມສຳຜັນຈະນອ້ຍຫຼາຍ $\theta=0^\circ$ ຄ່າ $\cos 0=1$ ເຊັ່ນ: ນ້ຳໃນ ຫຼອດແກ້ວ, ສ່ວນບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວ $\theta=139^\circ$ ຈະເຮັດໃຫ້ຄ່າ h ໃນສົມຜົນທີ(5) ເປັນລົບຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ລະດັບບາຫຼອດໃນຫຼອດແກ້ວຕ່ຳກວ່າລະດັບບາຫຼອດໃນພາຊະນະ, ຖ້າເປັນໂລຫະເງິນ ຄ່າ $\theta=90^\circ$ ນ້ຳຈະບໍ່ຂຶ້ນໄປຕາມຮູຫຼອດໂລຫະເງິນຄ່າແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດດັ່ງຕາຕະລາງ(ກ)

ຕາຕະລາງ (ກ) ແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດ $293k (Nm^{-1} \times 10^{-6})$

ທາດ	r	ທາດ	r
Isopentane	137.2	Ethyl iodide	299
Nickel carbonyl	146	Benzene	288.6
Diethylether	171	Carbontetracrolide	266.6
n-hexane	184.3	Methyll iodide	507.6
ethylmercaptan	218.2	Carbondisulfide	323.3
ethylbromide	241.6	Water	727.5

(ຂ) ແຮງຕຶງຜິວຂອງໂລຫະທີ່ເປັນທາດແຫຼວ(liquid metals) ແລະ ເກືອຢູ່ໃນສະພາບເປື້ອນ(Molthen sals) ທີ່ອຸນຫະພູມ(K) ຕ່າງໆ($\text{Nm}^{-1} \times 10^{-3}$)

ທາດ	ອຸນຫະພູມ(K)	r	ທາດ	ອຸນຫະພູມ(K)	r
Ag	1423	8	AgCl	725	1.26
Au	1343	10	NaF	1283	2.60
Cu	1403	11	NaCl	1273	0.98
Hg	273	4.7	NaBr	1273	0.88

ຄ່າແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວໃດໆຂຶ້ນຢູ່ກັບອຸນຫະພູມຄື: ເມື່ອອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນຄ່າແຮງຕຶງຜິວຈະຫຼຸດລົງທັງນີ້ເພາະເມື່ອອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນຈະເຮັດໃຫ້ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຫຼຸດລົງ ແລະ ວັດແທກບໍ່ໄດ້. ເມື່ອອຸນຫະພູມຕໍ່າກວ່າອຸນຫະພູມວິເຄາະ(Critical temperature) ຫນ້ອຍຫນຶ່ງຜົນຂອງອຸນຫະພູມທີ່ມີຕໍ່ຄ່າແຮງຕຶງຂອງຜິວຂອງທາດແຫຼວດັ່ງຂໍ້ມູນໃນຕາຕະລາງ (ຂ).

ຕາຕະລາງ (ຂ) ແຮງຕຶງຜິວຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດ (Nm^{-1}) ທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ

ຂອງທາດແຫຼວ/ອຸນຫະພູມ	20°	60°	100°
Water	0.07275	0.06618	0.05885
Ethyl alcohol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0.0223	0.0223	0.0190
Benzene C_6H_6	0.0289	0.0237	
Diethylether $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	0.0170		0.0080

▪ ການນຳຫຼັກການຂອງແຮງຕຶງຜິວມາໃຊ້ໃນຊີວິດປະຈຳວັນ

ໃນຊີວິດປະຈຳວັນໄດ້ມີການປະຍຸກຫຼັກການຂອງແຮງຕຶງຜິວມາໃຊ້ປະໂຫຍດໂດຍສະເພາະໃນອຸດສາຫະກຳກ່ຽວກັບການຜະລິດສິນຄ້າຕ່າງໆ, ໄດ້ໃຊ້ການເຈືອປົນ(Impurity) ບາງຢ່າງປະສົມລົງໄປໃນຂອງແຫຼວເພື່ອປ່ຽນມຸມສົມຜົນເຊັ່ນ: ໃນກໍລະນີຕໍ່ໄປນີ້:

- 1) ການເຕີມສະບູ ຫຼື ແຜ່ບລົງໃນນ້ຳເພື່ອຫຼຸດແຮງຕຶງຂອງຜິວຂອງນ້ຳເຮັດໃຫ້ນ້ຳຊຶມເຂົ້າໄປໃນເສື້ອຜ້າ ໄດ້ງ່າຍແລະກຳຈັດສິ່ງເປົ່ເປື້ອນອອກມາ ເຮັດໃຫ້ມຸມສຳຜັນຂອງນ້ຳນ້ອຍລົງ.
- 2) ເສື້ອຜ້າກັນນ້ຳໃຊ້ວິທີລຸບສານລະລາຍບາງຢ່າງເທິງເສື້ອຜ້າ, ເພື່ອຫຼຸດແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງນ້ຳກັບເສື້ອຜ້າ($f_a < f_c$) ກໍລະນີນີ້ຜ້າຈະບໍ່ປຽກນ້ຳແຕ່ຈະຮ່ວມຕົວເປັນຢອດນ້ຳແລ້ວຫຼຸດອອກໄປໄດ້(ປ່ຽນມຸມສຳຜັນຂອງນ້ຳໃຫ້ຫຼາຍຂຶ້ນຄືຫຼາຍກວ່າ 90°)
- 3) ຫຼັກການຂອງການຊຶມຕາມຮູ້ນ້ອຍ(capillarity) ເຊັ່ນ: ການຊຶມຂອງນ້ຳມັນໄດ້ຂຶ້ນໄປ ຕາມໃສ່ຕະກອງການຊຶມຂອງນ້ຳໃນເສື້ອຜ້າ ຫຼື ເຈ້ຍຊັບ, ການຊຶມຂອງນ້ຳໃນດິນການລຳລ້ຽງນ້ຳ ແລະ ອາຫານໃນລຳຕົ້ນຂອງຝົດເປັນຕົ້ນ.

2. ການກາຍເປັນອາຍ ແລະ ສົມດຸນລະຫວ່າງທາດແຫຼວກັບທາດອາຍ

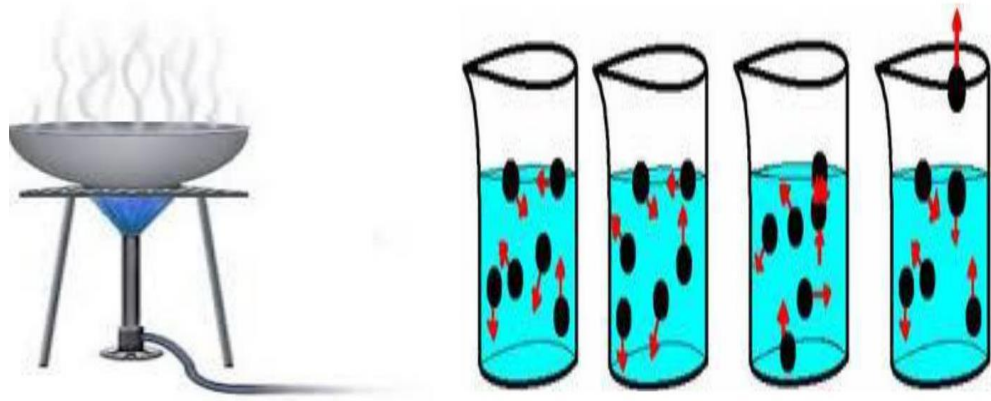
ການກາຍເປັນອາຍ(vaporization) ຫຼື ການລະເຫີຍ(evaporization) ເປັນປະກົດການທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງຕາມທຳທະຊາດຂອງທາດແຫຼວ, ເຊິ່ງເກີດຂຶ້ນເນື່ອງຈາກໂມເລກຸນມີພະລັງງານຈອນລ໌ຫຼາຍພໍທີ່ຈະຊະນະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນໄດ້, ໂດຍສະເພາະໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ໃກ້ຜິວຫນ້າຂອງທາດແຫຼວຈະກາຍເປັນອາຍກ່ອນເພາະອະນຸພາກທີ່ຜິວມີພະລັງງານຈອນລ໌ຫຼາຍກວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນເນື່ອງຈາກບໍ່ມີໂມເລກຸນອື່ນຂວາງຈົງຫຼຸດ

ອອກເປັນອາຍໄດ້ງ່າຍກວ່າໂມເລກຸນອື່ນທີ່ຢູ່ພາຍໃນເມື່ອອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນ ຫຼື ຝື້ນທີ່ຜິວ. ອັດຕາການລະເຫຼີຍຈະເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ທາດແຫຼວທີ່ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກນ້ອຍຈະລະເຫຼີຍໄດ້ງ່າຍ. ຂະນະທີ່ທາດແຫຼວລະເຫຼີຍ ຫຼື ກາຍເປັນອາຍນັ້ນທາດແຫຼວຈະມີພະລັງງານຄວາມຮ້ອນຈາກ ສິ່ງແວດລ້ອມຫຼາຍນ້ອຍແມ່ນຂຶ້ນຢູ່ກັບຊະນິດ ແລະ ອັດຕາສ່ວນການລະເຫຼີຍຂອງທາດແຫຼວນັ້ນໆເຊັ່ນ: ເມື່ອຢອດນ້ຳ ແລະ Ethyl alcohol ລົງເທິງຜິວຫນັງຄົນລະແຫ່ງ ກັນຈະຮູ້ສຶກວ່າຜິວຫນັງທີ່ມີ Ethylalcohol ຈະເຢັນກວ່າທີ່ປ່ອນທີ່ມີນ້ຳ ທັງນີ້ເພາະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກໃນ ethyl alcohol ນ້ອຍກວ່າໃນນ້ຳ alcohol ຈຶ່ງລະເຫຼີຍໄດ້ງ່າຍ ແລະ ດູດຄວາມຮ້ອນຈາກຜິວຫນັງໄດ້ຫຼາຍກວ່ານ້ຳຈຶ່ງຮູ້ສຶກເຢັນກວ່າປົກກະຕິຈະເຫັນວ່າການລະເຫຼີຍເປັນການລະບາຍຄວາມຮ້ອນ ຫຼື ຫຼຸດອຸນຫະພູມຢ່າງຫນຶ່ງຕາມທຳມະຊາດເຊັ່ນ: ເວລາເທື່ອອອກຈະຮູ້ສຶກເຢັນ ຫຼື ຄົນເຈັບທີ່ມີໄຂ້ສູງໆມັກໃຊ້ນ້ຳປະສົມກັບ alcohol ເຊັດຕົວເພື່ອລົດຄວາມຮ້ອນ, ທາດແຫຼວບາງຊະນິດລະເຫຼີຍໄດ້ງ່າຍຫຼາຍ(ຈຸດຝືດຕ່ຳຫຼາຍ) ເມື່ອຢອດລົງເທິງຜິວຫນັງເຮັດໃຫ້ຜິວຫນັງເຢັນຈົນຫນາວຈັດຈຶ່ງໃຊ້ປະໂຫຍດເປັນຢາຊາສະເພາະແຫ່ງໄດ້ເຊັ່ນ: ethyl chloride. ການທີ່ທາດແຫຼວລະເຫຼີຍໄດ້ຕະຫຼອດເວລາຈຶ່ງເປັນເຫດໃຫ້ເກີດສົມດຸນລະຫວ່າງທາດແຫຼວກັບອາຍເວົ້າຄື: ເມື່ອເວລາຜ່ານໄປຈຳນວນອະນຸພາກທີ່ເປັນອາຍເພີ່ມຂຶ້ນເລື້ອຍໆ ແລະ ໂອກາດທີ່ອະນຸພາກທີ່ເປັນອາຍຮວມຕົວກັນເປັນທາດແຫຼວຈະມີຫຼາຍຂຶ້ນ ການທີ່ອາຍຂອງສານປ່ຽນພາວະໄປເປັນຂອງແຫຼວ ເອີ້ນວ່າ: ການຄວບແຫນ້ນ(Condensation). ດັ່ງນັ້ນ, ການຄວບແຫນ້ນຈຶ່ງເປັນປະກົດການທີ່ກົງກັນຂ້າມກັບການລະບາຍເປັນອາຍນັ້ນຄື: ການຄວບແຫນ້ນຈະມີການຄາຍຄວາມຮ້ອນອາດກ່າວໄດ້ວ່າທາດແຫຼວຢູ່ໃນພາວະທີ່ມີພະລັງງານຕ່ຳກວ່າອາຍຂອງສານທີ່ອຸນຫະພູມດຽວກັນ ເມື່ອທາດແຫຼວຢູ່ໃນພາຊະນະປົດການຂະຫຍາຍ ແລະ ການຄວບແຫນ້ນຈະເກີດຄວບຄູ່ກັນສະເໝີໃນທີ່ສຸດອັດຕາການຄວບແຫນ້ນຈະເທົ່າກັບອັດຕາການລະເຫຼີຍນັ້ນ.

2.1 ການລະເຫຼີຍເປັນອາຍ

ການປ່ຽນແປງພາວະຂອງທາດແຫຼວໄປເປັນກາສເປັນປະກົດການທຳມະຊາດຢ່າງໜຶ່ງຂອງທາດແຫຼວ, ທາດແຫຼວໃນພາຊະນະປົດຈະການເປັນກາສຢ່າງຊ້າຈົນໝົດເຊິ່ງສາມາດອະທິບາຍໄດ້ດັ່ງນີ້:

ໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວສາມາດເຄື່ອນທີ່ຕະຫຼອດເວລາມັນຈະຕຳກັບໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ໃກ້ຄຽງເລື້ອຍໆໃນການຕຳກັນຈະເຮັດໃຫ້ພະລັງງານເດີນເຄື່ອນ ແລະ ຄວາມໄວປ່ຽນແປງໄປຈາກເດີມເມື່ອມີການຕຳກັນໂມເລກຸນໜຶ່ງອາດມີພະລັງງານເດີນເຄື່ອນເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ອີກໂມເລກຸນໜຶ່ງອາດຈະມີພະລັງງານເດີນເຄື່ອນໜຶ່ງລຸດລົງ. ໂມເລກຸນທີ່ມີພະລັງງານເດີນເຄື່ອນເພີ່ມຂຶ້ນຈະໄປຕຳກັບໂມເລກຸນອື່ນເລື້ອຍໆເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວມີພະລັງງານເດີນເຄື່ອນທີ່ແຕກຕ່າງກັນ ແລະ ຄວາມໄວກໍຕ່າງກັນຫຼາຍຂຶ້ນສາມາດເອົາຊະນະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວຫຼຸດອອກໄປສູ່ອາກາດ ຫຼື ປ່ອນເປົ່າຫວ່າງເບື້ອງເທິງຂອງທາດແຫຼວ. ເນື່ອງຈາກວ່າໂມເລກຸນທີ່ຢູ່ໃນໜ້າພຽງໄດ້ຮັບແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນທາງຂ້າງ ແລະ ທາງດ້ານລຸ່ມ, ເມື່ອມີພະລັງງານສູງແລ້ວການເອົາຊະນະແຮງດຶງດູດດັ່ງກ່າວກໍບໍ່ພາກ, ໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວທີ່ມີໂມເລກຸນສູງກໍຈະຫຼຸດອອກໄປສູ່ສະພາວະເປັນກາສໄດ້ເລື້ອຍໆເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວກາຍເປັນກາສເອີ້ນວ່າ ການລະເຫຼີຍເປັນກາສ. ຄວາມໄວຂອງການລະເຫຼີຍຈະຊ້າຫຼືໄວຂຶ້ນກັບອຸນຫະພູມ, ເມື່ອອຸນຫະພູມສູງຂຶ້ນເຮັດໃຫ້ເນື້ອທີ່ໜ້າພຽງຂອງທາດແຫຼວກວ້າງອອກເຮັດໃຫ້ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວນ້ອຍລົງ, ຄວາມດັນຂອງບັນຍາກາດເທິງທາດແຫຼວມີຄ່າຕ່ຳ ຫຼື ມີລົມຜັດ. ໃນເວລາທາດແຫຼວລະເຫຼີຍເປັນກາສ, ພະລັງງານເດີນເຄື່ອນຂອງທາດແຫຼວຈະຫຼຸດລົງຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ອຸນຫະພູມຂອງທາດແຫຼວລຸດລົງ. ດັ່ງນັ້ນ ເມື່ອເທື່ອຂອງຄົນເຮົາລະເຫຼີຍຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ຜິວຫນັງຂອງຄົນເຮົາເຢັນລົງເຊິ່ງເປັນວິທີຫຼຸດອຸນຫະພູມຂອງຮ່າງກາຍຄົນເຮົາໄດ້.



ປັດໄຈທີ່ມີຜົນຕໍ່ການລະເຫີຍ

- ອຸນຫະພູມ: ການເພີ່ມອຸນຫະພູມເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນມີພະລັງງານສູງຂຶ້ນ ໂອກາດທີ່ຈະຊະນະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຍິ່ງມີຫຼາຍຂຶ້ນ.
- ຜືນທີ່ຜິວຂອງທາດແຫຼວ: ເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນທີ່ມີພະລັງງານສູງຢູ່ທີ່ຜິວຫຼາຍຂຶ້ນ ມີໂອກາດຫຼຸດອອກຈາກແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນໄດ້ຫຼາຍຂຶ້ນ.
- ການທີ່ທາດແຫຼວຢູ່ໃນລະບົບປິດ: ເປັນການປ້ອງກັນບໍ່ໃຫ້ມີໂອກາດກັບມາຄວບແໜ້ນໄດ້ອີກ ແລະ ບໍ່ໃຫ້ມີຄວາມດັນອາຍຕໍ່ຕ້ານໂມເລກຸນທີ່ຈະລະເຫີຍອອກໄປອີກ.
- ຄວາມດັນຂອງບັນຍາກາດເໜືອທາດແຫຼວ: ຖ້າມີຄວາມດັນຂອງບັນຍາກາດຕໍ່າ ທາດແຫຼວຢ່ອມລະເຫີຍໄດ້ດີຂຶ້ນ.
- ການຖ່າຍເທຂອງອາກາດ: ມີຜົນໃຫ້ການລະເຫີຍດີຂຶ້ນ ການລະເຫີຍໃນລະບົບປິດ ແລະ ລະບົບເປີດ.

2.2 ຄວາມດັນກາສ

ເມື່ອທາດແຫຼວຢູ່ໃນພາຊະນະອັດແຈບໃນເບື້ອງຕົ້ນປະລິມານທາດແຫຼວຈະຫຼຸດລົງ ແລະ ຄົງທີ່ໃນໄລຍະຕໍ່ມາ, ສາເຫດດັ່ງກ່າວຍ້ອນວ່າເມື່ອທາດແຫຼວລະເຫີຍກາຍເປັນກາສຫຼາຍຂຶ້ນຈະມີກາສຈຳນວນໜຶ່ງກັບຄືນມາເປັນທາດແຫຼວຄືນອີກການປ່ຽນແປງຈາກພາວະກາສມາເປັນແຫຼວເອີ້ນວ່າ ການຄວບແໜ້ນ ກາສທີ່ຢູ່ເທິງທາດແຫຼວຢ່ອມເກີດມີຄວາມດັນເອີ້ນວ່າ ຄວາມດັນກາສ ເມື່ອປະລິມານການກາຍເປັນກາສເທົ່າກັບປະລິມານການຄວບແໜ້ນຈະເຮັດໃຫ້ລະບົບຢູ່ໃນພາວະດຸນດ່ຽງເຊິ່ງເອີ້ນວ່າຄວາມດັນກາສດຸນດ່ຽງ. ຄວາມດັນສຳລັບພາຊະນະເປີດໂອກາດທີ່ໂມເລກຸນກາສຈະກັບມາເປັນທາດແຫຼວແມ່ນໜ້ອຍທີ່ສຸດຍ້ອນວ່າເມື່ອໂມເລກຸນທາດແຫຼວທີ່ຫຼຸດອອກໄປກາຍເປັນກາສແລ້ວປົວອອກໄປສູ່ອາກາດການລະເຫີຍຈຶ່ງເກີດຂຶ້ນເລື້ອຍໆຈົນທາດແຫຼວໝົດໄປ.

ຄວາມດັນກາສຂຶ້ນກັບແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນ, ຖ້າທາດແຫຼວມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຫຼາຍຈະມີຄວາມດັນກາສຕໍ່າ, ຈະຕ້ອງໃຊ້ພະລັງງານສູງຂຶ້ນຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວຫຼຸດອອກໄປຢູ່ໃນພາວະກາສເຊັ່ນ ນ້ຳມີຄວາມດັນກາສຕໍ່າກວ່າດິເມຕິລເອແຕສະນັ້ນ, ນ້ຳຈຶ່ງລະເຫີຍເປັນກາສຍາກກວ່າດິເມຕິລເອແຕ.

ຄວາມດັນກາສຂອງທາດແຫຼວຍັງຂຶ້ນກັບມວນສານໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວ ຖ້າທາດແຫຼວມີໂມເລກຸນໃຫຍ່ຈະມີຄວາມດັນກາສຕໍ່າກວ່າທາດແຫຼວທີ່ມີມວນສານໂມເລກຸນນ້ອຍເພາະທາດແຫຼວທີ່ມີມວນສານໂມເລກຸນໃຫຍ່ຈະມີແຮງດຶງດູດວັນເດືອນຫຼາຍກວ່າ. ນອກຈາກນີ້ຄວາມດັນກາສຍັງຂຶ້ນກັບອຸນຫະພູມເມື່ອອຸນຫະພູມສູງຂຶ້ນຄວາມດັນກາສກໍຈະສູງຂຶ້ນຕາມລຳດັບ. ທາດແຫຼວແຕ່ລະຊະນິດມີຄວາມດັນກາສຕ່າງກັນ.

ປັດໄຈທີ່ມີຜົນຕໍ່ຄວາມດັນກ້າສ

- ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວ: ຖ້າທາດທີ່ແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຫຼາຍຄວາມດັນກ້າສຈະຕໍ່າ ເພາະໂອກາດທີ່ໂມເລກຸນຈະຊະນະແຮງດຶງດູດກາຍເປັນອາຍນັ້ນແມ່ນຍາກ.
- ອຸນຫະພູມ: ຖ້າອຸນຫະພູມຂອງລະບົບສູງຍ່ອມເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນຂອງທາດມີພະລັງງານສູງຂຶ້ນໂອກາດທີ່ຈະລະເຫີຍກາຍເປັນອາຍມີຫຼາຍຂຶ້ນຄວາມດັນອາຍກໍຈະເພີ່ມຂຶ້ນ.
- ທາດຊະນິດດຽວກັນ: ທີ່ອຸນຫະພູມເທົ່າກັນຍ່ອມມີຄວາມດັນອາຍເທົ່າກັນສະເໝີບໍ່ວ່າທາດນັ້ນຈະມີປະລິມານຫຼາຍ ຫຼື ໜ້ອຍກ່ວາກັນ ນັ້ນແມ່ນຄວາມດັນອາຍ ແລະ ບໍ່ຂຶ້ນກັບປະລິມານຂອງທາດ.
- ຄວາມດັນອາຍ: ຈະເກີດຂຶ້ນທີ່ພາວະສົມດຸນເທົ່ານັ້ນ ດັ່ງນັ້ນ, ຕ້ອງພິຈາລະນາຢູ່ລະບົບປິດສະເໝີ.
- ທາດທີ່ມີຈຸດຟືດຕໍ່າ: ຈະມີຄວາມດັນອາຍສູງ ເພາະທາດນັ້ນລະເຫີຍງ່າຍ ສ່ວນທາດທີ່ມີຈຸດຟືດສູງຄວາມດັນອາຍຈະຕໍ່າເພາະທາດນັ້ນລະເຫີຍຍາກ.

3. ຈຸດຟືດ ແລະ ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວ

3.1 ຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວ

ເມື່ອສະໜອງຄວາມຮ້ອນໃຫ້ແກ່ທາດແຫຼວ, ອຸນຫະພູມຂອງທາດແຫຼວຄ່ອຍໆສູງຂຶ້ນ, ໂມເລກຸນທີ່ມີພະລັງງານເດີນເຄື່ອນຫຼາຍ ແລະ ມີຄວາມໄວສູງຈະຫຼຸດອອກຈາກທາດແຫຼວໄປໄວຂຶ້ນຈົນເຖິງອຸນຫະພູມໜຶ່ງທີ່ໜ້າພຽງຂອງທາດແຫຼວບໍ່ຫຼາຍພໍທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນທີ່ມີຄວາມໄວສູງຫຼຸດອອກໄປໄດ້ທັນຈິງເກີດມີຟອດຂອງທາດອາຍຂຶ້ນພາຍໃນທາດແຫຼວ, ຟອດອາຍແຕ່ລະຟອດຟືດຂຶ້ນໄປສູ່ໜ້າທາດແຫຼວ ແລະ ໃນເວລາຟອດບູຊຶ້ນໄປຂະໜາດຂອງຟອດກໍໃຫຍ່ຂຶ້ນໄປນຳໃນທີ່ສຸດຟອດກໍຈະຫຼຸດອອກໄປສູ່ຂ້າງນອກຂອງທາດແຫຼວ, ໃນເວລາທີ່ທາດແຫຼວເຕັມໄປດ້ວຍຟອດທາດແຫຼວນັ້ນເຮົາເອີ້ນວ່າທາດແຫຼວຟືດ.

ການຟືດຈຶ່ງຕ່າງການລະເຫີຍອາຍ, ການລະເຫີຍອາຍແມ່ນຂຶ້ນກັບໜ້າພຽງຂອງທາດແຫຼວເທົ່ານັ້ນສ່ວນການຟືດຂອງທາດແຫຼວມີຟອດອາຍທົ່ວທາດແຫຼວຟອດເຫຼົ່ານັ້ນສ່ວນເພີ່ມໜ້າພຽງຂອງທາດແຫຼວຄືກັບວ່າການລະເຫີຍອາຍເກີດຂຶ້ນທົ່ວໄປໝົດພາຍໃນທາດແຫຼວ. ໂມເລກຸນບໍ່ໄດ້ພຽງແຕ່ຫຼຸດອອກຈາກໜ້າພຽງຂອງທາດແຫຼວເທົ່ານັ້ນແຕ່ຍັງຫຼຸດເຂົ້າໄປໃນຟອດອາຍເຮັດໃຫ້ຟອດໃຫຍ່ຂຶ້ນຢ່າງໄວວາໃນຂະນະທີ່ປຸດຂຶ້ນເບື້ອງເທິງ. ນອກຈາກນັ້ນໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວທີ່ກຳລັງຟືດຫຼຸດອອກໄປຈາກທາດແຫຼວເປັນຈຳນວນຫຼາຍ ແລະ ຢ່າງໄວຍ້ອນກາດເທິງທາດແຫຼວອອກໄປແລ້ວອາຍເຂົ້າໄປແທນບ່ອນໂມເລກຸນຂອງອາກາດແທນທີ່ຈະຄ່ອຍໆປົນກັບໂມເລກຸນຂອງອາກາດຄືໃນກໍລະນີການລະເຫີຍ.

ຢູ່ອຸນຫະພູມທີ່ທາດແຫຼວກຳລັງຟືດຢູ່ນັ້ນຄວາມດັນພາຍໃນຟອດອາຍເທົ່າກັບຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວຢູ່ອຸນຫະພູມນັ້ນ, ຟອດຈະເກີດຂຶ້ນ ແລະ ຢູ່ໄດ້ໂດຍບໍ່ໄດ້ຍຸບຫາຍໄປກໍຕໍ່ເມື່ອຄວາມດັນຂອງອາຍພາຍໃນຟອດເທົ່າກັບຄວາມດັນເບື້ອງເທິງທາດແຫຼວ, ດັ່ງນັ້ນຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວກໍຄືອຸນຫະພູມເຊິ່ງຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມດັນພາຍນອກທາດແຫຼວ ແລະ ຖ້າຄວາມດັນພາຍນອກທີ່ມີຢູ່ເທິງທາດແຫຼວມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມດັນມາດຖານຄື 1 ບັນຍາກາດ ຫຼື 760mmHg ຈຸດຟືດນັ້ນເອີ້ນວ່າຈຸດຟືດປົກກະຕິຂອງທາດແຫຼວ, ເມື່ອເວົ້າເຖິງຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວໃດໜຶ່ງໂດຍບໍ່ໄດ້ເວົ້າເຖິງຄວາມດັນຍ່ອຍໝາຍເຖິງຈຸດຟືດປົກກະຕິຂອງທາດແຫຼວນັ້ນ.

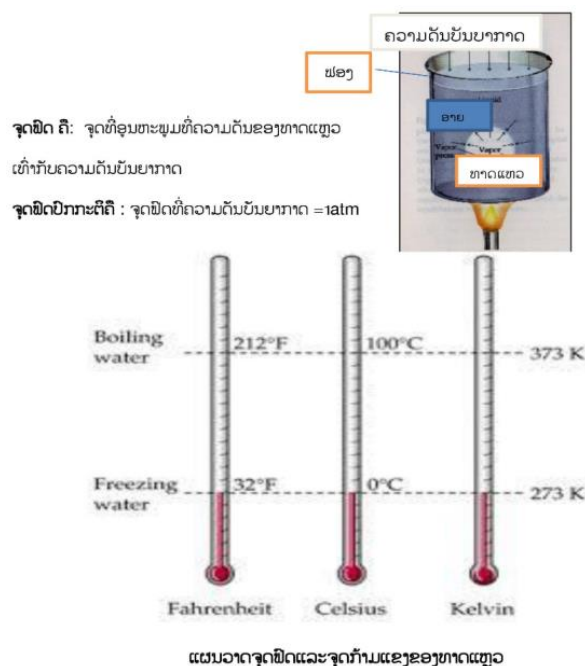
ທາດແຫຼວທີ່ມີຄວາມດັນອາຍສູງເປັນທາດແຫຼວທີ່ມີຈຸດຟືດຕໍ່າ, ເພາະຕ້ອງການຄວາມຮ້ອນບໍ່ຫຼາຍປານໃດທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວນັ້ນສູງເທົ່າກັບຄວາມດັນບັນຍາກາດ, ຂະນະທີ່ອຸນຫະພູມສູງພຽງ 35°C ເທົ່ານັ້ນ, ຄວາມດັນອາຍຂອງອີເທີສູງເຖິງ 760mmHg ຈຸດຟືດຂອງອີເທີຈຶ່ງຕໍ່າພຽງ 35°C ເທົ່ານັ້ນ. ໃນຂະນະດຽວ

ກັນຈະໃຫ້ຄວາມດັນຂອງແອລກໍຣ໌ ແລະ ຂອງນ້ຳສູງຂຶ້ນ 760mmHgນີ້ໄດ້ອຸນຫະພູມຕ້ອງສູງເຖິງ 78°C ແລະ 100°C ຕາມລຳດັບຍ້ອນວ່າຈຸດຟືດມີສ່ວນພົວພັນກັບຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວ, ຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວຈຶ່ງມີຄຸນລັກສະນະອັນໜຶ່ງທີ່ຊ່ວຍບອກໃຫ້ຮູ້ຄວາມແຮງ, ຄວາມອ່ອນຂອງແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນ, ຖ້າທາດແຫຼວໃດມີຈຸດຟືດສູງສະແດງວ່າມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຫຼາຍ.

ເມື່ອພິຈາລະນາເສັ້ນໂຄ້ງຄວາມດັນອາຍ-ອຸນຫະພູມຂອງນ້ຳຈະເຫັນໄດ້ວ່າຖ້າເຮົາຕົ້ມນ້ຳໃນບ່ອນທີ່ມີຄວາມດັນອາຍພາຍນອກທີ່ກົດຢູ່ເທິງນ້ຳມີຄ່າຕ່ຳກວ່າ 760mmHg ຫຼື 1 ບັນຍາກາດນ້ຳຈະຟືດຢູ່ອຸນຫະພູມຕ່ຳກວ່າ 100°C ເຊັ່ນ: ຕົ້ມນ້ຳເທິງພູສູງນ້ຳຟືດໄວກວ່າຕົ້ມນ້ຳຢູ່ທົ່ງພຽງ ແລະ ທຳນອງດຽວກັນຖ້າຄວາມດັນສູງກວ່າ 760 mmHg ນ້ຳຈະຟືດໄດ້ກໍຕໍ່ເມື່ອອຸນຫະພູມສູງກວ່າ 100 °C

ປັດໄຈທີ່ມີຜົນຕໍ່ຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວ

- ຊະນິດຂອງທາດແຫຼວ: ທາດແຫຼວຕ່າງຊະນິດມີແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງອະນຸພາກຕ່າງກັນ(ຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວປ່ຽນໄປຕາມແຮງຍຶດເກາະລະຫວ່າງອະນຸພາກ).
- ຄວາມດັນບັນຍາກາດໃນຂະນະນັ້ນ: ທາດແຫຼວຊະນິດດຽວກັນ ຈຸດຟືດຂອງທາດແຫຼວປ່ຽນໄປຕາມຄວາມດັນບັນຍາກາດ(ຄວາມດັນອາກາດ) ທີ່ກົດລົງເທິງຜິວຂອງໜ້າທາດແຫຼວ.



3.2 ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວ

ເມື່ອທາດແຫຼວກາຍເປັນທາດແຂງເຮົາຮູ້ແລ້ວວ່າຕ້ອງເອົາຄວາມຮ້ອນອອກຈາກນ້ຳ ແລະ ເມື່ອນ້ຳແຂງຫຼອມແຫຼວເປັນນ້ຳຕ້ອງໃຊ້ຄວາມຮ້ອນອຸນຫະພູມທີ່ທາດແຂງ ແລະ ທາດແຫຼວຢູ່ໃນສົມດຸນເຊິ່ງກັນແລະກັນ(ມີທາດແຂງປົນກັບທາດແຫຼວ) ເອີ້ນວ່າ: ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວ.

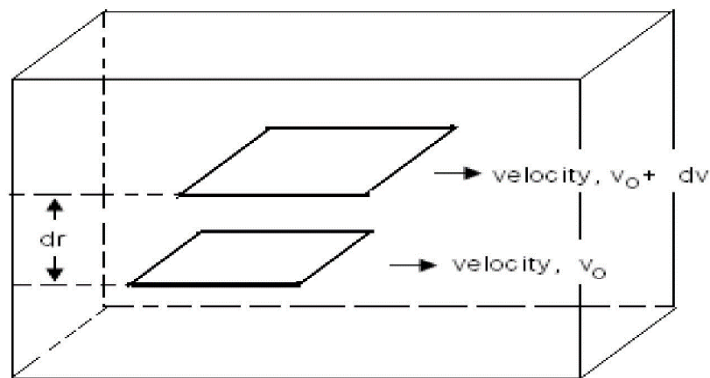
ຖ້າເລີ່ມຈາກທາດແຫຼວແລ້ວເຮັດໃຫ້ເກີດເປັນທາດແຂງອຸນຫະພູມທີ່ເລີ່ມແຂງ ເອີ້ນວ່າ: ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວ, ຖ້າເລີ່ມຈາກທາດແຂງເຮັດໃຫ້ເປັນທາດແຫຼວອຸນຫະພູມທີ່ເລີ່ມແຫຼວ ເອີ້ນວ່າ: ຈຸດຫຼອມແຫຼວ.

ດັ່ງນັ້ນ, ຈຸດກ້າມຂອງທາດແຫຼວແລະຈຸດຫຼອມແຫຼວຂອງທາດໃດໆກໍ່ຄືອຸນຫະພູມມີຄ່າດຽວກັນ.

3.3 ຄວາມໜຽວ(Viscosity)

ຄວາມຫນຽວເປັນຄຸນລັກສະນະຢ່າງຫນຶ່ງຂອງທາດແຫຼວທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນ. ປົກກະຕິເມື່ອທາດແຫຼວໄຫຼຜ່ານທໍ່ ຫຼື ຫຼອດການໄຫຼຈະເກີດຂຶ້ນໄດ້ເມື່ອມີແຮງຂັບ(driving-force) ເທົ່ານັ້ນ, ຂະນະດຽວກັນຈະເກີດແຮງຮຸກຖູພາຍໃນລະຫວ່າງໂມເລກຸນຕ້ານການໄຫຼ(resistance to flow) ຄວາມຮຸກຖູໃນນີ້ເອີ້ນວ່າ: “ຄວາມຫນຽວ”. ໃນເມື່ອຂອງແຫຼວໄຫຼໄປຕາມທໍ່ອາດຖືໄດ້ວ່າຂອງແຫຼວແບ່ງອອກເປັນຊັ້ນທີ່ຕິດກັບທໍ່ຈະມີຄວາມໄວສູງສຸດ ແລະ ຄ່ອຍໆຫຼຸດລົງອີກ. ຖ້າສັງເກດຄວາມໄວຂອງກະແສນ້ຳໃນແມ່ນ້ຳລຳເຊ ເຄິ່ງກາງຂອງແມ່ນ້ຳຈະໄຫຼໄດ້ວ່ອງໄວ ແລະ ແຄມຝັ່ງຈະໄຫຼຊ້າ.

ໃນການພິຈາລະນາຄວາມຫນຽວທາງປະລິມານ(quantitative definition) ເຮັດໄດ້ໂດຍການພິຈາລະນາການໄຫຼຂອງທາດແຫຼວໃກ້ຝັ່ງພາຊະນະບັນຈຸດັ່ງຮູບສີ່ຫຼ່ຽມດັ່ງນີ້:



ເມື່ອທາດແຫຼວໄຫຼໄປຕາມທໍ່ ຫຼື ຫຼອດຈະເຮັດໃຫ້ເກີດຊັ້ນບາງໆໄດ້ທີ່ຢູ່ກັບທີ່ທີ່ສຳພັນກັບຜິວພາຊະນະ (Stationary layer) ແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ຂອງແຫຼວໄຫຼຈະສຳພັນກັບຊັ້ນນີ້, ການໄຫຼຈະອະທິບາຍໃນເທີມຂອງແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ຊັ້ນຂອງທາດແຫຼວເຄື່ອນທີ່ເມື່ອປຽບທຽບຫຼືສຳພັນກັບຊັ້ນອື່ນໆ. ແຮງນີ້ (F) ຈະເປັນສັດສ່ວນໂດຍກົງກັບຝັ່ງທີ່ອື່ນຂອງຊັ້ນບາງໆ (A) ຜິວຕ່າງຂອງຄວາມໄວລະຫວ່າງຊັ້ນ (dv) ແລະ ຈະປົນກັບໄລຍະທາງລະຫວ່າງຊັ້ນ (dr).

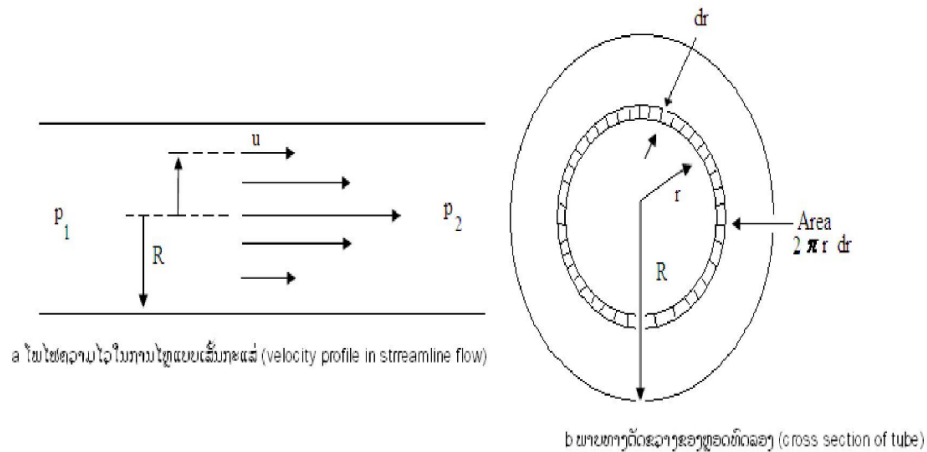
$$F \propto A \frac{dv}{dr} \text{ ຫຼື } F = \eta A \frac{dv}{dr} \dots\dots\dots(7)$$

ໃນທີ່ນີ້ η ເປັນຄ່າຄົງຕົວ(proportional constant) ເຊິ່ງເອີ້ນວ່າ: ສຳປະສິດຂອງຄວາມຫນຽວ (viscosity coefficient) ຫຼື ເອີ້ນສັ້ນໆວ່າ: ຄວາມຫນຽວເປັນແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ຊັ້ນບາງໆທີ່ມີຝັ່ງທີ່ 1 ຫົວຫນ່ວຍຝັ່ງທີ່ດ້ວຍຄວາມໄວ 1 ຫົວຫນ່ວຍຄວາມວ່ອງໄວທີ່ໄວກວ່າຊັ້ນອື່ນຢູ່ຫ່າງກັນ 1 ຫົວຫນ່ວຍຄວາມຍາວ.

ຄ່າ $\frac{dv}{dr}$ ຄືເກີດຄວາມໄວ(velocity gradient) ລະຫວ່າງ 2 ຊັ້ນນັ້ນຕາມສົມຜົນທີ (7) ຄືກົດເກນຂອງ ນິວເຕັນກ່ຽວກັບການໄຫຼທີ່ມີຄວາມຍືດຕິດ(Newton's law of Viscous flow) ຫົວຫນ່ວຍຂອງຄ່າ η ຄື: ຫົວຫນ່ວຍຂອງມວນຕໍ່ຄວາມຍາວຕໍ່ເວລາ ຫຼື (mass) (length)⁻¹(time)⁻¹.

ໃນ SI unit ຄື: kgm⁻¹s⁻¹ ໃນ CGS unit ຄື: Poise(P) ເຊິ່ງມີຄ່າ 1/10 ຂອງ SI unit ຊະນິດການໄຫຼທີ່ເປັນໄປຕາມສົມຜົນ(7) ເອີ້ນວ່າ: ການໄຫຼແບບແຜ່ນແບບ(Laminar flow) ຫຼື ຂອງການໄຫຼແບບເສັ້ນກະແສ (Streamline flow) ຫຼື ການໄຫຼແບບຍືດຕິດ(Viscous flow) ຄືການໄຫຼເມື່ອເກີດຄວາມໄວ(Velocity gradient) ລະຫວ່າງຊັ້ນໃດໆຂອງທາດແຫຼວນັ້ນມີຄ່າຄົງທີ່ຕະຫຼອດ.

J.L.Poiseuille (ຄ.ສ 1799 –1869) ເປັນຜູ້ສຶກສາເລື່ອງນີ້ເປັນຄົນທຳອິດໃນປີ ຄ.ສ.1844 ກ່າວຄື: ເມື່ອ ຝົຈາລະນາທາດແຫຼວຜ່ານທໍ່ຮູບຂະບວນການທີ່ມີລັດສະໝີ r ແລະ ຄວາມຍາວ ທາດແຫຼວທີ່ຕິດຢູ່ກັບຂອບຂອງທໍ່ ຈະໄຫຼຊ້າ, ຄວາມວ່ອງໄວຈະເພີ່ມຂຶ້ນສູງສຸດເຄິ່ງກາງດັ່ງຮູບ.



ຮູບການໄຫຼແຜ່ laminar flow ຜ່ານຫຼອດຮູບຊົງກົມຂອງຫຼອດທີ່ມີຄວາມດັນແຕກຕ່າງກັນໃນສອງບໍລິເວນ

ຈາກຮູບຂ້າງເທິງຂອງ a, u ຈະເປັນຄວາມໄວເຊິ່ງເສັ້ນ(linear Velocity) ທີ່ມີໄລຍະທາງໃດ (r) ຈາກເຄິ່ງກາງທໍ່. ດັ່ງນັ້ນ, ທາດແຫຼວໃນຮູບກະບອກທີ່ມີລັດສະໝີ r ຈະມີແຮງດຶງເນື່ອງຈາກຄວາມຫນຽວ(viscos drag) ຕາມສົມຜົນ(7) ຄື:

$$F_r = -\eta \frac{du}{dr} 2\pi r l \quad \dots\dots\dots(8)$$

ເມື່ອ $2\pi r l$ ເປັນຜືນທີ່ຜິວຂອງກະບອກ ແລະ ເຄື່ອງຫມາຍລົບບົ່ງບອກວ່າເກີດຄວາມວ່ອງໄວ (velocity gradient) ຫຼຸດລົງເມື່ອ r ເພີ່ມຂຶ້ນສໍາລັບການໄຫຼຢ່າງສະຫມໍ່າສະເໝີ(steady flow) ແຮງນີ້ຈະຖືກກະທົບດ້ວຍແຮງເຊິ່ງເປັນເຫດແຫ່ງການໄຫຼຜ່ານທໍ່(driving force) ເນື່ອງຈາກຄວາມດັນຄື: ແຮງຕໍ່ຫົວຫນ່ວຍຜືນທີ່, ດັ່ງນັ້ນແຮງເຄື່ອນໄຫຼທາດແຫຼວໄຫຼໄປຕາມທໍ່ຄື:

$$F_r = \pi r^2(P_1 - P_2)$$

ໃນທີ່ນີ້ P_1 ຄວາມດັນດ້ານໜ້າ (fore Pressure)

P_2 ຄວາມດັນດ້ານຫຼັງ (back Pressure)

ເມື່ອແທນຄ່າ F_r ໃສ່ສົມຜົນ(8) ຈະໄດ້:

$$-\eta \frac{du}{dr} 2\pi r l = \pi r^2(P_1 - P_2)$$

$$du = \frac{r}{-2\eta l}(P_1 - P_2)dr$$

ເມື່ອ integrate ຈະໄດ້:

$$u = \frac{(P_1 - P_2)r^2}{4\eta l} + \text{ຄ່າຄົງຕົວ} \quad \dots\dots\dots(9)$$

ຈາກສົມມຸດຖານທີ່ວ່າຄວາມວ່ອງໄວຂອງການໄຫຼທີ່ຂອບພາຊະນະຂອງທໍ່ມີຄ່າເທົ່າກັບສູນນັ້ນຄື: $u = 0$

ເມື່ອ $r = R$ ຈຶ່ງສາມາດຫາຄ່າຄົງຕົວ(integrate-Constant) ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\text{ຄ່າຄົງຕົວ} = \frac{(P_1 - P_2)r^2}{4\eta l}$$

ເມື່ອແທນຄ່າຄົງຕົວໃສ່ໃນສົມຜົນທີ (9)

$$u = \frac{(P_1 - P_2)r^2}{4\eta l} - (R^2 - r^2) \dots\dots\dots(10)$$

ເຮົາອາດສາມາດຄິດໄລ່ປະລິມານ (v) ຂອງທາດແຫຼວທີ່ເຄື່ອນທີ່ຜ່ານພື້ນທີ່ລະຫວ່າງທີ່ຊ້ອນກັນ 2 ທີ່ເຊິ່ງມີລັດສະໝີ r ແລະ r + dr ຮູບຂ້າງເທິງພາຍໃນ 1 ຫົວໜ່ວຍເວລາ.

$$\frac{dV}{dT} = (2\pi r dr)u$$

ດັ່ງນັ້ນ, ປະລິມານຂອງທາດແຫຼວທັງໝົດທີ່ຜ່ານທີ່ໃນໜຶ່ງຫົວໜ່ວຍເວລາຄື:

$$V' = \int_0^R 2\pi r dr = \frac{\pi(P_1 - P_2)R^4}{8\eta l} \dots\dots\dots(11)$$

ສົມຜົນ(11) ເອີ້ນວ່າ: ສົມຜົນຂອງ poisuile's equation ສົມຜົນນີ້ໃຊ້ໄດ້ດີສໍາລັບທາດແຫຼວບໍ່ໃຊ້ກັບກຳສເພາະເຮົາຖືກວ່າປະລິມານ (V) ບໍ່ຂຶ້ນກັບຄວາມດັນ (P₁-P₂) ຕົວຢ່າງທີ່ນໍາສຶກສາເຊັ່ນ: ບັນຫາທາງຊີວະວິທະຍາທີ່ກ່ຽວກັບການໄຫຼຂອງເລືອດຕາມເສັ້ນເລືອດ.

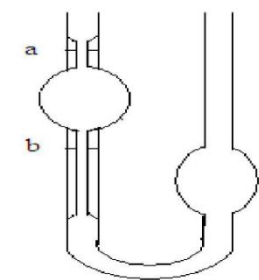
ຈາກສົມຜົນ (11) ເມື່ອຈັດລຽງຄືນໃຫມ່ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\eta = \frac{\pi R^4 \Delta p}{8l \left(\frac{dV}{dT}\right)} \text{ ຫຼື } \eta = \frac{\pi R^4 \Delta p}{8l} \times (1 \div \text{ປະລິມານການໄຫຼ})$$

$$\frac{\pi R^4 \Delta p t}{8l v} \times (\text{ເວລາ}(t) \div \text{ປະລິມານການໄຫຼຕໍ່ຫົວໜ່ວຍເວລາ}(V))$$

$$\eta = \frac{\pi R^4 \Delta p t}{8l v} \dots\dots\dots(12)$$

ສົມຜົນທີ (12) ເປັນຮູບທີ່ນໍາໄປໃຊ້ໃນການຫາຄວາມຫນຽວຂອງທາດແຫຼວຄ່າ Δp ໃນທີ່ນີ້ຄື: ຄວາມດັນທີ່ເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວທີ່ມີປະລິມານ V ໄຫຼຜ່ານຫຼອດຍາວ l ແລະ ລັດສະໝີ R ໃນເວລາ t ເຄື່ອງມືທີ່ໃຊ້ວັດຄວາມຫນຽວຂອງທາດແຫຼວເອີ້ນວ່າ: ມາດຄວາມຫນຽວ(visco Meter) ແບບນີ້ນິຍົມກັນຄື: ມາດຄວາມຫນຽວແບບ Ostwald viscometer ດັ່ງຮູບ(ຊ) ໂດຍໃຊ້ຫຼັກການວັດເວລາທີ່ໃຊ້, ເມື່ອທາດແຫຼວຈໍານວນໜຶ່ງໄຫຼຜ່ານຫອດຮູນ້ອຍ, ຄັ້ງທໍາອິດໃສ່ທາດແຫຼວໃນຫຼອດທາງຊ້າຍຈົນລະດັບທາດແຫຼວຢູ່ໃນ ລະດັບ a ພໍດີແລ້ວວັດເວລາທີ່ໃຊ້ເມື່ອເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວໄຫຼລົງໄປຢູ່ທີ່ລະດັບ b ເຊິ່ງເປັນເວລາທີ່ທາດແຫຼວໄຫຼຜ່ານຫຼອດຮູນ້ອຍ, ໃນການຄິດໄລ່ຄ່າຕ້ອງຮູ້ຂະໜາດຂອງຫຼອດຮູນ້ອຍ ແລະ ຄວາມແຕກຕ່າງລະຫວ່າງ ຄວາມດັນ 2 ບໍລິເວນ(Δp = P₁-P₂) ການຫາຄ່າສົມບູນ(absolute) ຂອງຄວາມຫນຽວເຮັດໄດ້ຍາກໂດຍວິທີນີ້. ດັ່ງນັ້ນ, ເພື່ອຄວາມສະອາດຈິ່ງນິຍົມຄ່າຄວາມຫນຽວຂອງທາດແຫຼວອື່ນໆປຽບທຽບກັບທາດແຫຼວມາດຖານທີ່ຮູ້ຄ່າຄວາມຫນຽວແລ້ວ(ປົກກະຕິຄື: ນໍ້າ).



ຮູບ ໕ ມາດຕາສ່ວນໜຶ່ງແບບ ອອດສວາດ (Ostwald viscometer)



ເນື່ອງຈາກ $\Delta p = \rho g l$

ໃນທີ່ນີ້: p ເປັນຄວາມຄວບແໜ້ນຂອງທາດແຫຼວ

G ເປັນຄວາມເລັ່ງເນື່ອງຈາກຄວາມດຶງດູດຂອງໜ່ວຍໂລກ

l ເປັນຄວາມຍາວຂອງຫຼອດຮູ້ນ້ອຍ

ເມື່ອແທນຄ່າ Δp ໃນສົມຜົນທີ (12) ຈະໄດ້ວ່າ:

$$\eta \propto \rho t$$

ຖ້າປຽບທຽບລະຫວ່າງທາດແຫຼວ 2 ຊະນິດ

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{\rho_1 t_1}{\rho_2 t_2} \dots\dots\dots(13)$$

ຄວາມສໍາພັນຕາມສົມຜົນທີ (13) ໃຊ້ໃນການຫາຄ່າຄວາມໜຽວຂອງທາດແຫຼວ, ໂດຍປຽບທຽບກັບຂອງແຫຼວທີ່ຮູ້ຄ່າຄວາມໜຽວໃນມາດຄວາມໜຽວ, ເວລາ t_1 ແລະ t_2 ຫາໄດ້ຈາກການທົດລອງຄ່າ p_1 ແລະ p_2 ຄື: ຄວາມໜ້າແໜ້ນຂອງທາດແຫຼວທັງສອງນັ້ນ, ຄວາມໜຽວຂອງທາດແຫຼວຂຶ້ນຢູ່ກັບອຸນຫະພູມຕາຕະລາງ (ຄ) ສະແດງຄວາມໜຽວຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ.

ຕາຕະລາງ(ຄ) ຄວາມໜຽວຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ (ຫົວໜ່ວຍ $10^{-3} \text{Kgm}^{-1}\text{S}^{-1}$)

ທາດແຫຼວ	0°C	20°C	40°C	60°C	80°C	100°C
H ₂ O	1.792	1.005	0.656	0.469	0.356	0.284
C ₂ H ₅ OH	1.773	1.200	0.834	0.529		
n-C ₄ H ₈ OH	5.186	2.948	1.782			0.540
C ₆ H ₆	0.912	0.652	0.503	0.392	0.329	
CHCl ₃	0.700	0.563	0.464	0.389		
CCl ₄	1.329	0.969	0.739	0.585	0.468	0.384
Hg	1.685	1.554	1.450	1.367	1.298	1.240
(C ₂ H ₅) ₂ O	0.284	0.233	0.197	0.166	0.140	0.118

ຈາກຕາຕະລາງ(ຄ) ຈະເຫັນໄດ້ວ່າຄວາມໜຽວຈະຫຼຸດລົງເມື່ອອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນ(ສໍາລັບກ້າສເມື່ອອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນຄວາມໜຽວຂອງກ້າສຈະເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ບໍ່ປ່ຽນແປງຫຼາຍເມື່ອຄວາມດັນປ່ຽນແປງ) ຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງຄວາມໜຽວ ແລະ ອຸນຫະພູມເປັນດັ່ງນີ້:

$$\eta = Ae^{\Delta E_{vis}/RT} \dots\dots\dots(14)$$

ໃນທີ່ນີ້ A ຄືຄ່າຄົງຕົວ

ΔE_{vis} ຄືພະລັງງານກໍ່ກຳມັນສຳລັບການໄຫຼ(Activation energy for viscous flow)

ຫມາຍຄວາມວ່າ: ຂອງແຫຼວຕ້ອງມີພະລັງງານສູງກວ່າ ΔE_{vis} ຈຶ່ງໄຫຼໄດ້. ຈາກສົມຜົນທີ(14) ເມື່ອຈັດໃຫ້ຢູ່ໃນຮູບຂອງ Logarithm ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\ln \eta = \ln A + \ln e^{\Delta E_{vis}/RT}$$

$$= \frac{\Delta E_{vis}}{RT} + \ln A$$

$$\text{ຫຼື } \log \eta = \frac{\Delta E_{vis}}{2.303T} \left(\frac{1}{T} \right) = \log A \dots\dots\dots(15)$$

ເມື່ອຂຽນຮູບລະຫວ່າງ $\log \eta$ ກັບ $\left(\frac{1}{T} \right)$ ຈະໄດ້ພາບເປັນເສັ້ນຊື່ທີ່ມີຄ່າຄວາມຊັນ (slope) ເທົ່າກັບ $\frac{\Delta E_{vis}}{2.303T}$ ແລະ ຄ່າສັດສ່ວນຕັດ (intercept) ເທົ່າກັບ $\log A$. ດັ່ງນັ້ນ, ໃນການທົດລອງໃດໆເມື່ອຮູ້ຄ່າ η ທີ່ອຸນຫະ ພູມຕ່າງໆ, ກໍ່ສາມາດຫາ ΔE_{vis} ໄດ້ຈາກພາບທາດແຫຼວທີ່ສາມາດເກີດພັນທະ Hydrogen ໄດ້ທີ່ອຸນຫະພູມສູງທີ່ສຸດຈະໄດ້ຜົນປ່ຽນໄປຈາກພາບເສັ້ນຊື່ການງ່ຽງນີ້ຈະງ່ຽງໄປທາງດ້ານມີຄວາມໜຽວຕໍ່າເຊັ່ນ: ນ້ຳ ແລະ ethylalcohol ເປັນຕົ້ນ.

ປົກກະຕິແລ້ວຄ່າ ΔE_{vis} ຂອງທາດແຫຼວໃດໆຈະມີຄ່າປະມານ 1/3 ເຖິງ 1/4 ຂອງຄ່າຄວາມຮ້ອນແຝງຂອງການກາຍເປັນອາຍ (ΔH_{vap}) ຂອງທາດແຫຼວນັ້ນໃນຕາຕະລາງ(ງ) ເປັນການສະແດງຄ່າ ΔE_{vis} ຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດປຽບທຽບກັບຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍ (heat of vaporization ຫຼື ຈະເອີ້ນວ່າ: Internal-energy change for Vaporization) ທີ່ຈຸດຝົດປົກກະຕິ.

ຕາຕະລາງ (ງ) ປຽບທຽບຄ່າພະລັງງານກໍ່ກຳມັນສຳລັບການໄຫຼ (ΔE_{vis}) ກັບຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍ (ΔH_{vap}) ທີ່ຈຸດຝົດປົກກະຕິ

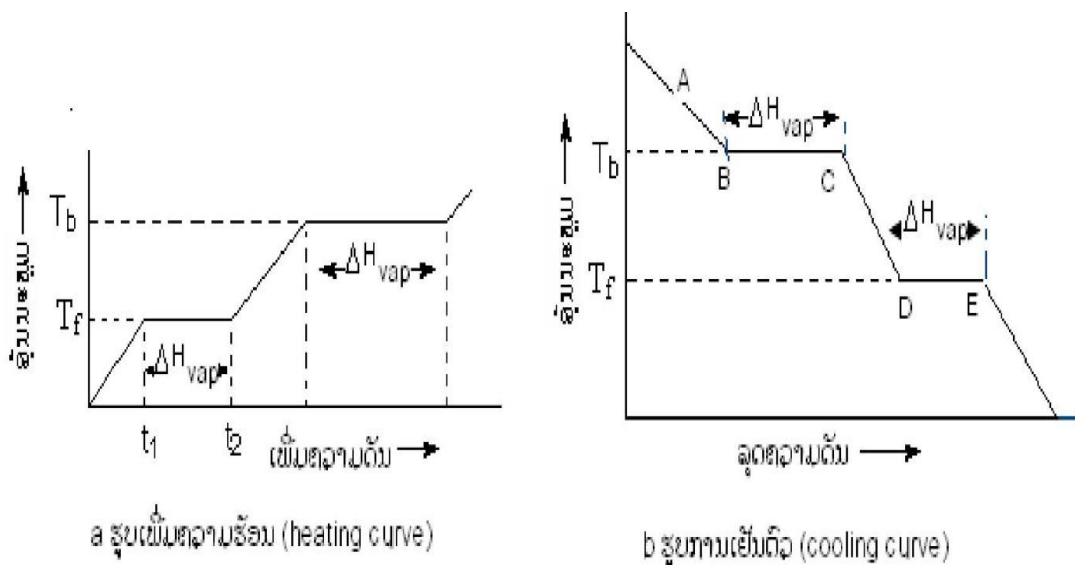
ທາດແຫຼວ	$\Delta E_{vis}(\text{KJmol}^{-1})$	$\Delta H_{vap}(\text{KJmol}^{-1})$	$\Delta E_{vis}/\Delta H_{vap}$
CCl ₄	10.46	27.6	0.38
C ₆ H ₆	10.63	27.9	0.38
CH ₄	3.01	7.6	0.40
N ₂	1.88	5.1	0.37
O ₂	1.66	6.1	0.27
CHCl ₃	7.36	27.8	0.26
(C ₂ H ₅) ₂ O	6.74	23.8	0.28
(CH ₃) ₂ CO	6.92	26.8	0.26
Hg	2.5	54	0.046
Na(at500°C)	6.1	98	0.062
Pb(at700°C)	11.7	178	0.065

ຈາກຂໍ້ມູນໃນຕາຕະລາງ(ງ) ທີ່ນຫນ້າສົນໃຈນັ້ນຄືກໍ່ລະນີໂລຫະທີ່ເປັນທາດແຫຼວ(Liquid metal) ການ

ກາຍເປັນອາຍເປັນການດຶງ(remove) ອະຕອມຂອງໂລຫະອອກຈາກເຟສທາດແຫຼວ(liquid –phase) ແຕ່ການໄຫຼ
ຈະກ່ຽວກັບການເຄື່ອນທີ່ຂອງອິອົງບວກຂອງໂລຫະຢັ່ງນ້ອຍຫຼາຍເທົ່າໃດ ເມື່ອທຽບກັບອະຕອມຂອງໂລຫະ, ຈະໃຫ້
ຄ່າ $\Delta E_{\text{vis}}/\Delta H_{\text{vap}}$ ນ້ອຍເມື່ອພາວະເປັນທາດແຫຼວ.

4. ການປ່ຽນແປງສະຖານະພາບຂອງທາດ

ສານສາມາດປ່ຽນພາວະໄດ້ລະຫວ່າງທາດແຂງ, ທາດແຫຼວ ແລະ ກ້າສ. ທັງນີ້ຂຶ້ນຢູ່ກັບອຸນຫະພູມໂດຍທົ່ວ
ໄປ ສໍາລັບການປ່ຽນແປງພາວະຂອງສານ 1 ໂມນຈະມີລັກສະນະເສັ້ນສະແດງດັ່ງຮູບ(ຕ), ຮູບ(ຕ) ເປັນພາບສະແດງ
ການເພີ່ມຄວາມຮ້ອນ(heating curve) ສະແດງໃຫ້ເຫັນວ່າ: ເມື່ອທາດແຂງໄດ້ຮັບຄວາມຮ້ອນເພີ່ມໃນອັດຕາ
ສ່ວນທີ່ສະຫມໍາສະເໝີ(ຮູບສະແດງໃນຊ່ວງທີ 1) ອະນຸພາກຂອງທາດແຂງມີພະລັງງານຈອນລ໌ຫຼາຍຂຶ້ນທຸກ ຂະນະ,
ເຮັດໃຫ້ອະນຸພາກມີການສັ່ນສະເທືອນແຮງຂຶ້ນຈົນເຖິງຈຸດຫນຶ່ງ(ທີ່ເວລາ t_1) ອະນຸພາກມີພະລັງງານຫຼາຍພໍທີ່ຈະເອົາ
ຊະນະກັບແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກໄດ້ເຮັດໃຫ້ອະນຸພາກເຄື່ອນທີ່ອອກຈາກຕໍາແໜ່ງເດີມ, ແຕ່ຍັງຢູ່ໃກ້ກັນ.
ຕອນນີ້ທາດແຂງປ່ຽນພາວະໄປເປັນທາດແຫຼວ, ອຸນຫະພູມຂະນະທີ່ທາດແຂງເລີ່ມປ່ຽນເປັນທາດແຫຼວ ແລະມີທັງ
ທາດແຂງ ແລະ ທາດແຫຼວຢູ່ໃນສົມຜົນເອີ້ນວ່າ: **ຈຸດເປື້ອຍ(melting point)** ປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ເຮັດໃຫ້ສານ
ທີ່ເປັນທາດແຂງ 1 ໂມນຫຼອມແຫຼວຫມົດເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຮ້ອນຂອງການຫຼອມແຫຼວຕໍ່ໂມນ(molar heat of
fusion, ΔH_{fus}).

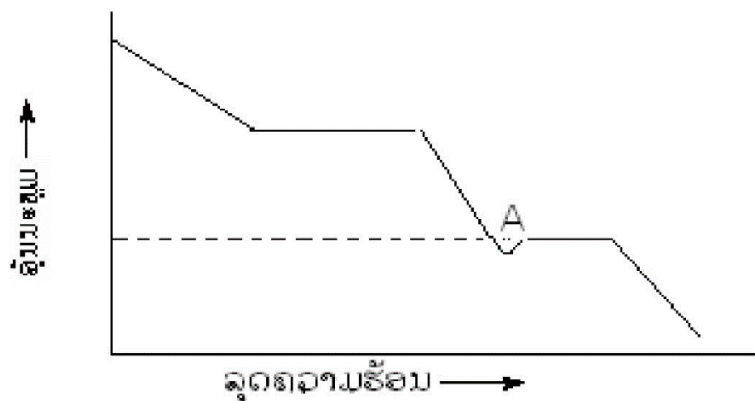


ຮູບ (ຕ) ຮູບການປ່ຽນແປງພາວະຂອງສານ

ຈາກການທົດລອງພົບວ່າເມື່ອທາດແຂງເປື້ອຍ, ອຸນຫະພູມຈະຄົງທີ່ຢູ່ຊົ່ວໄລຍະເວລາຫນຶ່ງ(ເບິ່ງເສັ້ນ ສະແດງ
ໃນຊ່ວງທີ 2) ທັງໆທີ່ໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຄົງທີ່, ໃນຊ່ວງນີ້ຄວາມຮ້ອນທີ່ອະນຸພາກໄດ້ຮັບບໍ່ໄດ້ເພີ່ມພະລັງງານຈອນລ໌ແຕ່
ເພີ່ມພະລັງງານສັກຍ໌, ເຊິ່ງຈະສະສົມໃນແຕ່ລະອະນຸພາກເພື່ອນໍາໄປໃຊ້ໃນການເຮັດວຽກຕໍ່ຕ້ານແຮງຢຶດຕິດລະຫວ່າງ
ອະນຸພາກ, ເມື່ອເວລາຜ່ານໄປເຖິງ t_2 ຄວາມຮ້ອນທີ່ອະນຸພາກໄດ້ຮັບຈະເປັນການເພີ່ມພະລັງງານຕໍ່ໄປ(ເສັ້ນສະແດງ
ໃນໄລຍະ 3) ໃນຕອນນີ້ອະນຸພາກຈະເຄື່ອນທີ່ໄວ ແລະ ມີພະລັງງານຈອນລ໌ສູງຂຶ້ນຈົນສາມາດເອົາຊະນະແຮງດຶງດູດ
ລະຫວ່າງອະນຸພາກ ເຮົາຖືວ່າຂະນະນັ້ນອະນຸພາກຂອງທາດແຫຼວກໍາລັງປ່ຽນເປັນສະຖານະກ້າສອຸນຫະພູມທີ່ທາດ
ແຫຼວເລີ່ມປ່ຽນເປັນກ້າສເອີ້ນວ່າ: **ຈຸດຝົດ(Boiling point, T_b)** ເຊິ່ງອຸນຫະພູມນີ້ຈະຄົງທີ່ຕະຫຼອດໄປຈົນກວ່າທາດ
ແຫຼວຈະຫມົດ(ເສັ້ນສະແດງໃນ ຊ່ວງທີ 4) ຄວາມຮ້ອນທີ່ອະນຸພາກໄດ້ຮັບເຂົ້າໄປໃນໄລຍະເວລານີ້ຈະນໍາໄປໃຊ້ເປັນ

ງານໃນການເອົາຊະນະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອະນຸພາກທີ່ເປັນທາດແຫຼວຢູ່.

ປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ປະລິມານຂອງແຫຼວ 1mole ກາຍເປັນອາຍຈົນຫມົດທີ່ອຸນຫະພູມດຽວກັນເອີ້ນວ່າ: **ຄວາມຮ້ອນການກາຍເປັນອາຍຕໍ່ໂມນ(molar heat of Vaporization, ΔE_{vap})** ຖ້າທົດລອງໃນພາວະບົດອຸນຫະພູມຈະສູງຂຶ້ນອີກ(ເສັ້ນສະແດງໃນໄລຍະ 5) ຕອນນີ້ຄວາມຮ້ອນຈະຖືກປ່ຽນເປັນຜະລິງງານຈອນລ໌ຂຶ້ນເລື້ອຍໆ ສະສົມຢູ່ໃນແຕ່ລະອະນຸພາກເປັນຕົ້ນເຫດໃຫ້ຄວາມດັນຂອງສານນັ້ນສູງຂຶ້ນເຊັ່ນ: ຖ້າຕົ້ມນ້ຳກໍ່ຈະໄດ້ອາຍນ້ຳທີ່ມີຄວາມຮ້ອນສູງ ແລະ ຄວາມດັນປົກກະຕິເຊິ່ງນຳໄປໃຊ້ປະໂຫຍດໃນການຜັກດັນເຄື່ອງຈັກໃຫ້ທ່າງານ ຫຼື ປະໂຫຍດອື່ນໆໃນອຸນສາຫະກຳເປັນຕົ້ນ. ໃນການທົດລອງທີ່ປື້ນກັບກັນມີຄືນຳເອົາກຳສມາຫຼຸດອຸນຫະພູມເຖິງຈຸດຫນຶ່ງກຳສຈະປ່ຽນພາວະເປັນຂອງແຫຼວ ອຸນຫະພູມທີ່ປ່ຽນພາວະນັ້ນເອີ້ນວ່າ: **ຈຸດຄວບແໜ້ນ(Condensation point)** ເຊິ່ງເປັນບ່ອນດຽວກັບຈຸດຝົດນັ້ນເອງ, ຖ້າຫຼຸດອຸນຫະພູມລົງອີກຈຸດຫນຶ່ງຂອງແຫຼວຈະກາຍເປັນຂອງແຂງ ອຸນຫະພູມນີ້ເອີ້ນວ່າ: **ຈຸດກ້າມ(freezing Point, T_r)** ເຊິ່ງເປັນຈຸດດຽວກັບຈຸດເປື້ອຍ ລະລາຍຜົນການທົດລອງດັ່ງກ່າວສາມາດຂຽນເປັນເສັ້ນສະແດງດັ່ງຮູບ(ຕ) a ເຊິ່ງເປັນຮູບພາບການເຢັນຕົວ(cooling curve) ໃນທາງປະຕິບັດມັກພົບວ່າເມື່ອຂອງແຫຼວກາຍເປັນຂອງແຂງໂດຍການລຸດອຸນຫະພູມນັ້ນ ເມື່ອເຖິງຈຸດກ້າມແລ້ວແທນທີ່ອຸນຫະພູມຈະຄົງທີ່ກັບປະກົດວ່າອຸນຫະພູມຕໍ່າລົງໃນໄລຍະເວລາຫນຶ່ງອີກ(ເບິ່ງຮູບ (ທ)) ແລ້ວຄ່ອຍສູງຂຶ້ນເຖິງຈຸດກ້າມແລ້ວຈຶ່ງຄົງທີ່ປະກົດການເຊັ່ນນີ້ເອີ້ນວ່າ: **ການເຢັນຕົວຢ່າງວ່ອງໄວ (supercooling)** ເປັນປະກົດການທີ່ເກີດຈາກການທົດລອງເມື່ອຫຼຸດອຸນຫະພູມໄວເກີນໄປເມື່ອເຖິງຈຸດກ້າມ ຕົວການແທນທີ່ທຸກອະນຸພາກຈະຢຸດຢູ່ກັບທີ່ໃນຕຳແໜ່ງເຫມືອນໃນແລັດທິຊູຟິກແຕ່ປະກົດວ່າອະນຸພາກຈຳນວນຫນຶ່ງຍັງມີຜະລິງງານຈອນລ໌ເຫຼືອຢູ່ພໍທີ່ຈະເຄື່ອນທີ່ໄປມາໄດ້ເລັກນ້ອຍອຸນຫະພູມຈຶ່ງຫຼຸດລົງໄປຕໍ່າກວ່າຈຸດກ້າມ, ອີກເມື່ອເວລາຜ່ານໄປໄລຍະໜຶ່ງອະນຸພາກທີ່ເຄື່ອນທີ່ນັ້ນຈະຢຸດການເຄື່ອນທີ່ ແລະ ຄາຍຜະລິງງານຈອນລ໌ອອກມາ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ອຸນຫະພູມເພີ່ມສູງຂຶ້ນອີກໜ້ອຍໜຶ່ງຈົນຮອດຈຸດກ້າມແລ້ວຈຶ່ງຄົງຕົວ.



ຮູບ (ທ) ຮູບສະແດງການເຢັນຕົວຢ່າງວ່ອງໄວ (supercooling)

ທາດຕ່າງໆປ່ຽນສະຖານະຈາກທາດແຂງເປັນທາດແຫຼວ ແລະ ເປັນກາສໄດ້ ແລະ ກາສກໍ່ປ່ຽນເປັນທາດແຂງ, ທາດແຫຼວໄດ້, ນອກຈາກນັ້ນທາດແຂງອາດປ່ຽນເປັນກາສໄດ້ໂດຍບໍ່ຕ້ອງຜ່ານການເປັນຂອງແຫຼວເຮົາໄດ້ກ່າວເຖິງການປ່ຽນສະຖານະຕ່າງໆຂອງທາດມາແລ້ວໃນຕອນຕົ້ນເຊິ່ງສະຫຼຸບໄດ້ດັ່ງນີ້:

- ການທີ່ທາດແຂງປ່ຽນເປັນທາດແຫຼວເອີ້ນວ່າການຫຼອມແຫຼວ ແລະ ເມື່ອທາດແຫຼວປ່ຽນເປັນທາດແຂງເອີ້ນວ່າ: ການກ້າມ, ອຸນຫະພູມທີ່ທາດແຂງ ແລະ ທາດແຫຼວຢູ່ໃນສົມດຸນກັນເອີ້ນວ່າ ຈຸດຫຼອມແຫຼວ.

- ການທີ່ທາດແຫຼວກາຍເປັນອາຍທີ່ອຸນຫະພູມຕ່ຳກວ່າຈຸດຜິດເອີ້ນວ່າ ການລະເຫີຍ ແລະ ການທີ່ອາຍກາຍເປັນທາດແຫຼວ ເອີ້ນວ່າການຄວບແໜ້ນ, ສ່ວນອຸນຫະພູມທີ່ທາດແຫຼວ ແລະ ທາດອາຍຢູ່ໃນສົມດຸນກັນທີ່ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດເອີ້ນວ່າຈຸດຜິດປົກກະຕິ.
- ເມື່ອທາດແຂງກາຍເປັນອາຍທີ່ອຸນຫະພູມຕ່ຳກວ່າຈຸດຫຼອມແຫຼວຂອງທາດແຂງນັ້ນເອີ້ນວ່າ: ການລະເຫີດ

5. ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍ

ຕາບໃດຄວາມດັນຄົງທີ່ໃນຂະນະທາດແຫຼວຜິດທາດແຫຼວຈະກາຍເປັນອາຍໝົດໂດຍບໍ່ປ່ຽນອຸນຫະພູມ ຕະຫຼອດເວລາທີ່ທາດແຫຼວຍັງເຫຼືອຢູ່ອຸນຫະພູມກໍ່ຍັງເທົ່າກັບຈຸດຜິດຢູ່, ເຖິງແມ່ນວ່າທາດແຫຼວຈະດູດຄວາມຮ້ອນເຂົ້າໄປກໍ່ຕາມ, ຄວາມຮ້ອນທີ່ເພີ່ມເຂົ້າໄປພຽງແຕ່ເຮັດໃຫ້ເກີດຝອດຫຼາຍຂຶ້ນເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນທີ່ມີພະລັງງານສູງນັ້ນ ເພີ່ມຂຶ້ນຫຼາຍ ແລະ ຄວາມໄວຂອງການກາຍເປັນອາຍໄວຂຶ້ນພະລັງງານທີ່ໂມເລກຸນດູດເຂົ້າໄປຖືກນຳໄປໃຊ້ໃນການປ່ຽນພາວະໄປເອົາຊະນະແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນແລ້ວເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນແຍກອອກຫ່າງຈາກກັນເປັນໂມເລກຸນແກ້ສມີພະລັງງານທ່າຕັ້ງສູງຂຶ້ນກວ່າເກົ່າ.

ປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ເຮັດໃຫ້ທາດແຫຼວຈຳນວນໜຶ່ງປ່ຽນພາວະໄປເປັນອາຍຢູ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ເອີ້ນວ່າ ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍ ສ່ວນປະລິມານທາດແຫຼວມັກຄິດເປັນ 1 ໂມລເພື່ອຈະໄດ້ປຽບທຽບຄ່າຂອງທາດແຫຼວຕ່າງໆຊະນິດກັນໄດ້, ປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ປ່ຽນທາດແຫຼວ 1 ໂມລເປັນອາຍຮຽກວ່າ ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍໂມລາ.

ປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ປ່ຽນນ້ຳ 1 ໂມລ ໃຫ້ເປັນອາຍມີຄ່າເທົ່າກັບ 40,67 KJ ຢູ່ 100 °C ແລະ ຖ້າເອົາອາຍນ້ຳ 1 ໂມລມາຄວບແໜ້ນໃຫ້ເປັນນ້ຳເຊິ່ງຄວາມຮ້ອນຈຳນວນເທົ່າກັນນີ້ຈະຄາຍອອກມາຄວາມຮ້ອນນີ້ຮຽກວ່າ ຄວາມຮ້ອນຂອງການຄວບແໜ້ນ ຄວາມຮ້ອນທີ່ເຮັດໃຫ້ນ້ຳພຽງແຕ່ 1 ກາມເປັນອາຍຢູ່ 100 °C ມີຄ່າ 2259 J ບາງເທື່ອເອົາຮຽກຄ່ານີ້ວ່າ ຄວາມຮ້ອນແຝງຂອງການກາຍເປັນອາຍ.

ຕາຕະລາງ ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍໂມລາ ແລະ ຈຸດຜິດຂອງທາດແຫຼວບາງຊະນິດ

ທາດແຫຼວ	ຈຸດຜິດ K (1 ບັນຍາກາດ)	ΔH_{vap} (KJ/ mol)
He	4,22	0,083
H ₂	20,39	0,903
O ₂	90,2	6,82
CH ₄	111,7	8,20
C ₄ H ₁₀ O (ເອທິລອີເທີ)	307,6	27,49
CH ₅ OH(ເອທິລແອລກໍຮ໌)	351	39,71
H ₂ O	373	40,67

ທາດແຫຼວຕ່າງກັນມີຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍຕ່າງກັນ, ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍມີຄ່າສູງ, ຕ່ຳໄປຕາມໆກັນກັບຈຸດຜິດ, ທາດແຫຼວທີ່ມີຈຸດຜິດສູງມີຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍສູງທັງຈຸດຜິດ ແລະ ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍກໍ່ຂຶ້ນກັບແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຂອງທາດແຫຼວ, ຄ່າ ΔH_{vap} ບອກໃຫ້ຮູ້ເຖິງຄວາມແຮງຂອງແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນເຊັ່ນດຽວກັນກັບຈຸດຜິດ, ທາດແຫຼວທີ່ມີຄ່າ ΔH_{vap} ສູງ

ຍ່ອມມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນສູງຕ້ອງການຜະລັງງານຫຼາຍໃນການເຮັດໃຫ້ເກີດອາຍ ແລະ ຖ້າຄ່າ ΔH_{vap} ຕໍ່າສະແດງວ່າແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນອ່ອນ. ຮິລຽມມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງອາຕອມນ້ອຍຫຼາຍມັນຈະໃຊ້ຜະລັງງານພຽງເລັກນ້ອຍເທົ່ານັ້ນກໍ່ສາມາດແຍກອາຕອມຮິລຽມໃນຖານະທາດແຫຼວໃຫ້ປ່ຽນໄປເປັນຖານະກາສທາດແຫຼວເຊັ່ນ ນໍ້າມີຈຸດຟົດ ແລະ ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍສູງ, ມີແຮງດຶງດູດລະຫວ່າງໂມເລກຸນຕໍ່ໂມເລກຸນຫຼາຍກວ່າທໍາມະດາ, ໂມເລກຸນນໍ້າເກາະຕິດກັນເປັນກຸ່ມເນື່ອງມາຈາກພັນທະຮີໂດຣເຈນ.

6. ສົມຜົນຂອງເຄລາຊີອຸສ-ກລາເປຣງ

ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍພົວພັນກັບຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວແລະອຸນຫະພູມດັ່ງນີ້:

$$2,303 \log P = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT_1} + C \quad (1)$$

P ແມ່ນຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວຢູ່ອຸນຫະພູມ T

ΔH_{vap} ແມ່ນຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍເປັນໂມລາ

R ແມ່ນຄ່າຄົງທີ່ຂອງກາສ, ເຊິ່ງຖ້າ ΔH_{vap} ມີຫົວໜ່ວຍເປັນຈຸລຕໍ່ໂມລແມ່ນ R ຈະມີຄ່າເທົ່າກັບ 8,314 ຈຸລຕໍ່ເຄນວິນຕໍ່ໂມລ (J/K/mol)

C ແມ່ນຄ່າຄົງທີ່ທາດແຫຼວແຕ່ລະຊະນິດມີຄ່າຄົງທີ່ສະເພາະມັນເອງ.

ດັ່ງນັ້ນ, ຖ້າແມ່ນທາດແຫຼວຊະນິດດຽວກັນນໍາມາປຽບທຽບລະຫວ່າງຄວາມດັນອາຍ ແລະ ອຸນຫະພູມມີ 2 ຄ່າໂດຍໃຊ້ສົມຜົນ (1) ຄ່າຄົງທີ່ C ຈະຖືກຕັດອອກໄດ້.

ສົມມຸດໃຫ້ P_1 ແລະ P_2 ຄວາມດັນຂອງທາດແຫຼວຊະນິດໜຶ່ງຢູ່ອຸນຫະພູມ T_1 ແລະ T_2 ແລະ ໃຫ້ T_2 ໃຫຍ່ກວ່າ T_1 ເຮົາຂຽນສົມຜົນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$2,303 \log P_1 = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT_1} + C \quad (2)$$

$$2,303 \log P_2 = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT_2} + C \quad (3)$$

$$\text{ເອົາ (3) - (2) ໄດ້ } 2,303 (\log P_2 - \log P_1) = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \dots\dots\dots(4)$$

$$\text{ຫຼື } 2,303 \log \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2} \right) \dots\dots\dots(5)$$

ສົມຜົນ(5) ນີ້ເອີ້ນວ່າສົມຜົນເຄີລາຊີອຸສ-ກລາເປຣງ ໃຊ້ໄດ້ຕິເມື່ອອຸນຫະພູມບໍ່ຫ່າງກັນປານໃດ ແລະຕາມສົມຜົນນີ້ຕ້ອງຮັບຮູ້ໄດ້ວ່າ ΔH_{vap} ແມ່ນຄ່າຄົງທີ່ຢູ່ໃນຊ່ວງໄລຍະອຸນຫະພູມ T_1 ຫາ T_2 ສົມຜົນເຄີລາຊີອຸສ-ກລາເປຣງມີປະໂຫຍດຫຼາຍທີ່ສຸດໃນການຄິດໄລ່ຫາຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍໂມລາ.

ຕົວຢ່າງ: ຄວາມດັນອາຍຂອງນໍ້າຢູ່ 25°C ເທົ່າກັບ 23,8mmHg ແລະ ຢູ່ອຸນຫະພູມ 30°C ເທົ່າກັບ 31,8 mmHg ຈົ່ງຄິດໄລ່ຫາຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍໂມລາຂອງນໍ້າໃນຊ່ວງໄລຍະອຸນຫະພູມ 25°C ຫາ 30°C

ແກ້:

$$\text{ຮູ້ວ່າ: } T_1 = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 273 + 30 = 303 \text{ K}$$

$$P_1 = 23,8 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 31,8 \text{ mmHg}$$

$$R = 8,314 \text{ J/K/mol}$$

$$\text{ຈາກສູດຂອງສົມຜົນເຄີລາຊີອຸສ-ກລາເປຣງ } 2,303 \log \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2} \right)$$

$$\text{ແທນຄ່າເຂົ້າສົມຜົນຈະໄດ້ } 2,303 \log \frac{31,8}{23,8} = \frac{\Delta H_{vap}}{8,314} \left(\frac{303-298}{303 \times 298} \right)$$

$$\Delta H_{vap} = 43,66 \text{ J/K/mol}$$

ກິດຈະກຳ: ຄວາມດັນອາຍຂອງ CS₂ ເທົ່າກັບ 128 mmHg ຢູ່ 0°C ແລະ 760mmHg ຢູ່ 47°C ຈຶ່ງຊອກຫາຄວາມຮ້ອນການກາຍເປັນອາຍຂອງ CS₂ .

ບົດເຝິກຫັດ

1. ຈຶ່ງອະທິບາຍການເຮັດໃຫ້ທາດອາຍກາຍເປັນທາດແຫຼວມີຄືແນວໃດ?
2. ສິ່ງຕໍ່ໄປນີ້ຂໍໃດບໍ່ມີຜົນຕໍ່ຄວາມດັນອາຍຂອງທາດແຫຼວ?
 - ກ. ບໍລິມາດຂອງທາດແຫຼວ
 - ຂ. ມີແກສອື່ນປົນກັບອາຍເໜືອຂອງທາດແຫຼວ
 - ຄ. ຝື້ນທີ່ຜິວຂອງທາດແຫຼວ
 - ງ. ອຸນຫະພູມຂອງທາດແຫຼວ
 - ຈ. ຂະໜາດຟາຊະນະ
3. ການລະເຫີຍກັບການຝືດຄືກັນ ແລະ ຕ່າງກັນແນວໃດ?
4. ເຫດໃດເຮົາຈຶ່ງເວົ້າວ່າເມື່ອນໍ້າຝືດອຸນຫະພູມຂອງນໍ້າຄົງທີ່?
5. ເອທິລແອລກໍຮ໌ (C_2H_5OH) ມີຈຸດຝືດປົກກະຕິ $78^\circ C$ ແລະ ຄວາມຮ້ອນຂອງການກາຍເປັນອາຍ $39,7 KJ/mol$ ຈຸດຝືດຂອງເອທິລແອລກໍຮ໌ຈະມີເທົ່າໃດທີ່ຄວາມດັນ 500 mmHg

ບົດທີ 4

ການດຸ່ນດ່ຽງລະຫວ່າງຟາສໃນລະບົບຂອງທາດລະລາຍບໍລິສຸດ (Phase Equilibria of Substances)

ເວລາ 8 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

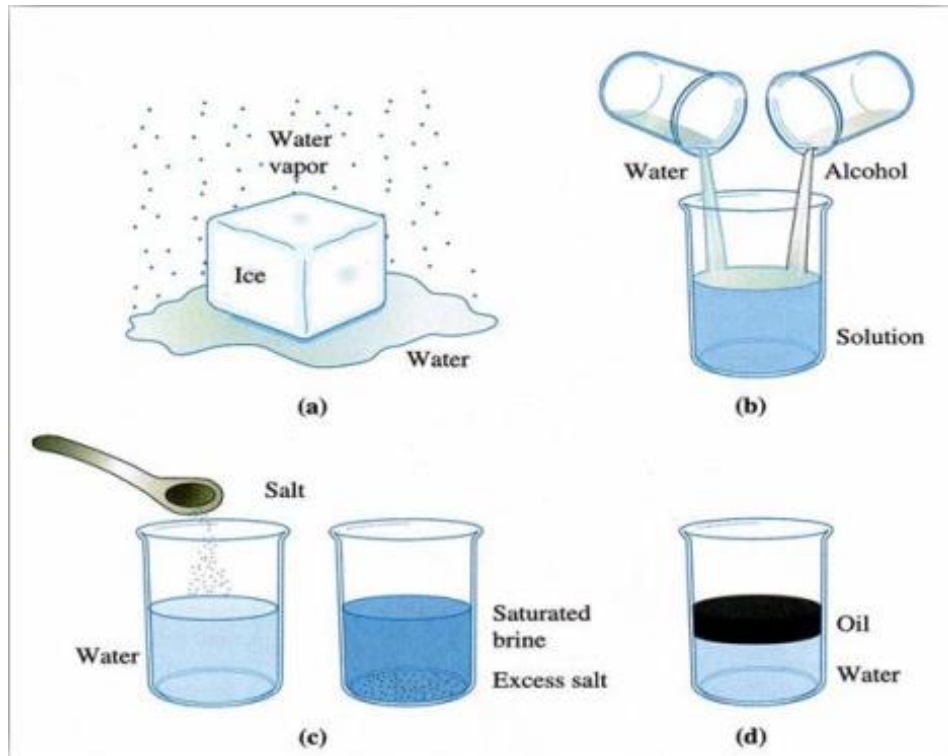
- ບອກນິຍາມສໍາຄັນໄດ້.
- ອະທິບາຍກົດເກນຂອງຟາສ(Phase rule)ໄດ້.
- ບອກຕົວຢ່າງການໃຊ້ກົດເກນຂອງຟາສໄດ້.
- ອະທິບາຍແຜນວາດຂອງຟາສ(Phase diagram)ໄດ້.
- ອະທິບາຍການວິເຄາະແຜນວາດຂອງຟາສທີ່ສະແດງຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງຄວາມດັນ-ອຸນຫະພູມທາງໃນໄດ້.
- ອະທິບາຍອຸນຫະພູມສາດ(Thermodynamic analysis of PT diagram)ໄດ້.

1. ນິຍາມ

ສານລະລາຍຂອງແຂງເກີດຈາກການລວມຕົວຂອງອະຕອມ ຫລື ໄອອອນຂອງທາດຕັ້ງແຕ່ສອງຊະນິດຂຶ້ນໄປ ສົມບັດທາງກົນ ຫລື ຄຸນສົມບັດອື່ນໆ ຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງນັ້ນສາມາດຄວບຄຸມໄດ້ໂດຍການຄວບຄຸມສ່ວນປະສົມທາງເຄມີ ຫລື ການເຕີມທາດປະສົມອື່ນໆ ຫລື ສານມົນທົນຕ່າງໆ ລົງໄປໃນສານລະລາຍຂອງແຂງ ໃນຂັ້ນຕອນການຜະລິດວັດສະດຸ ດັ່ງນັ້ນ, ຈຶ່ງເປັນເຫດຜົນສໍາຄັນທີ່ຕ້ອງເຂົ້າໃຈພື້ນຖານກ່ຽວກັບສານລະລາຍຂອງແຂງ ແລະ ການເກີດການປ່ຽນແປງຂອງຄຸນສົມບັດຕ່າງໆຂອງວັດສະດຸ ເມື່ອສ່ວນປະສົມທາງເຄມີ ຫລື ພາວະຕ່າງໆຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງເກີດການປ່ຽນແປງ ຊຶ່ງສາມາດຮູ້ໄດ້ຈາກແຜນພາບເຟດທີ່ຈະມີການສຶກສາໃນລາຍລະອຽດຕໍ່ໄປ ຈຸດປະສົງຫຼັກຂອງເນື້ອຫາໃນບົດນີ້ ຄື ເພື່ອສຶກສາການເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງ, ຮູ້ເຖິງອິດທິພົນການເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງຕໍ່ການປ່ຽນແປງຄຸນສົມບັດທາງກົນຂອງໂລຫະ, ເຂົ້າໃຈສະພາວະທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງ ເພື່ອການພັດທະນາແນວຄິດກ່ຽວກັບແຜນພາບເຟດ ແລະ ຂະບວນການແຂງຕົວໃນໂລຫະປະສົມຢ່າງງ່າຍຕໍ່ໄປ.

2. ກົດເກນຂອງຟາສ(Phase rule)

ເຟດ(Phase) ໝາຍເຖິງ: ພື້ນທີ່ ຫລື ລະບົບ ທີ່ປະກອບໄປດ້ວຍຄວາມເປັນເນື້ອດຽວທາງກາຍະພາບ ແລະ ທາງກົນ, ຖືກອ້ອມຮອບດ້ວຍພື້ນຜິວ ແລະ ມີຄຸນສົມບັດທີ່ແຕກຕ່າງຈາກສ່ວນອື່ນໆ ເຊັ່ນ: ຕົວຢ່າງຂອງນໍ້າທີ່ປະກອບດ້ວຍເຟດ 3 ເຟດ ຄື: ແກ້ສ, ຂອງແຫລວ ແລະ ຂອງແຂງ ເປັນຕົ້ນ. ສິ່ງທີ່ຊ່ວຍພິຈາລະນາວ່າພື້ນທີ່ໃດໆເປັນເຟດ ຄືຕ້ອງມີໂຄງສ້າງ ຫລື ການຈັດລຽງອະຕອມແບບດຽວກັນ, ທັງພື້ນທີ່ຕ້ອງມີຄຸນສົມບັດ ແລະ ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຄືກັນ, ທັງພື້ນທີ່ຕ້ອງມີການແບ່ງແຍກຂອບເຂດຕົວເອງຈາກພື້ນທີ່ອື່ນໆ.



ຮູບທີ1 ແຜນວາດສະແດງເຟສ ແລະ ຄວາມສາມາດໃນການລະລາຍ: (a) ຮູບແບບຂອງນ້ຳປະກອບດ້ວຍ ແກດ ຂອງແຫລວ ແລະ ຂອງແຂງ (b) ນ້ຳແລະແອນກໍຣ໌ລ໌ມີຄວາມສາມາດໃນການລະລາຍບໍ່ຈຳກັດ (c) ນ້ຳແລະ ເກລີອມີຄວາມສາມາດໃນ ການລະລາຍຈຳກັດ (d) ນ້ຳ ແລະ ນ້ຳມັນບໍ່ມີຄວາມສາມາດໃນການລະລາຍ.

ຕົວຢ່າງໃສ່ກ້ອນນ້ຳແຂງໃນກ່ອງສູນຍາກາດດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ1 (a) ນ້ຳແຂງຈະເລີ່ມເປື້ອຍ ແລະ ບາງ ສ່ວນຈະລະເຫີຍກາຍເປັນໄອນ້ຳ ພາຍໃຕ້ຜາວະນີ້ຈະປະກອບໄປດ້ວຍ ນ້ຳທີ່ເປັນໄອ, ນ້ຳທີ່ເປັນຂອງແຫລວ ແລະ ນ້ຳ ທີ່ເປັນຂອງແຂງ, ແຕ່ລະສະຖານະຂອງນ້ຳຈະມີການແບ່ງແຍກອອກຈາກກັນ, ມີການຈັດລຽງຕົວຂອງອະຕອມທີ່ ແນ່ນອນ, ມີຄຸນສົມບັດຄືກັນ ຈຶ່ງເອີ້ນສະຖານະຕ່າງໆຂອງນ້ຳວ່າ: ເຟສ.

ການເຂົ້າໃຈແຜນພາບເຟສ(Phase Diagram) ມີຄວາມສຳພັນກ່ຽວເນື່ອງໂດຍກົງກັບໂຄງສ້າງຈຸລະພາກ ແລະ ຄຸນສົມບັດທາງກົນຂອງໂລຫະປະສົມ ປັດໄຈທີ່ມີຜົນຕໍ່ຄຸນສົມບັດເທົ່າກັນຄື:ການແຊກຊ້ອນຂອງອະຕອມ ຫລື ການແທນທີ່ຂອງອະຕອມພາຍໃນໂຄງສ້າງຟຶກຂອງໂລຫະ ຊຶ່ງເຮັດໃຫ້ການເກີດດິດໂລເຄຊັນ(Dislocation) ຫລື ການເລື່ອນ(Slip) ຂອງອະຕອມ ສິ່ງຜົນໃຫ້ໂລຫະມີຄວາມແຂງແຮງເພີ່ມຂຶ້ນ ການເພີ່ມຄວາມແຂງແຮງຂອງໂລຫະ ໃນລັກສະນະນີ້ເອີ້ນວ່າ: ການເພີ່ມຄວາມແຂງແຮງໂດຍວິທີສານລະລາຍຂອງແຂງ. ການເຕີມທາດປະສົມລົງໄປໃນ ໂລຫະຫຼັກຈະເຮັດໃຫ້ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງໂລຫະປະສົມເກີດການປ່ຽນແປງໄປ ແລະ ຈະມີຜົນຕໍ່ການແຂງຕົວ ຂອງໂລຫະປະສົມ ສາມາດຮູ້ລັກສະນະການແຂງຕົວ ແລະ ການປ່ຽນແປງຜາວະຂອງໂລຫະປະສົມໃນສະພາວະຕ່າງໆ ໄດ້ດ້ວຍແຜນພາບເຟສ.

ກົດເຟສ(Phase Rule) ນັກຄະນິດສາດ ແລະ ພິຊິກຊາວອາເມຣິກັນຊື່ Josiah Willard Gibbs ໄດ້ຕັ້ງກົດ ທາງເທີໂມໄດມິກທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບເຟສຂຶ້ນມາ ຊຶ່ງເອີ້ນວ່າ: ກົດຂອງກິບສ໌(Gibbs' Phase Rule) ໂດຍກົດນີ້ຈະໃຫ້ ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຈຳນວນເຟສ(P) ທີ່ເກີດສົມດຸນກັນ ເມື່ອມີຈຳນວນອົງປະກອບ(C) ທີ່ຕ່ຳສຸດທີ່ສາມາດເຮັດ ໃຫ້ ເກີດລະບົບນີ້ຂຶ້ນມາໄດ້ ແລະ ລະດັບຄວາມເປັນອິດສະຫລະ(F) ໃນຮູບຂອງສົມຜົນ

$$P + F = C + n \quad (1)$$

ເມື່ອ P ຄືຈຳນວນເຟສ

F ຄືດິກຼີຂອງຄວາມອິດສະຫລະ(Degree of Freedom)

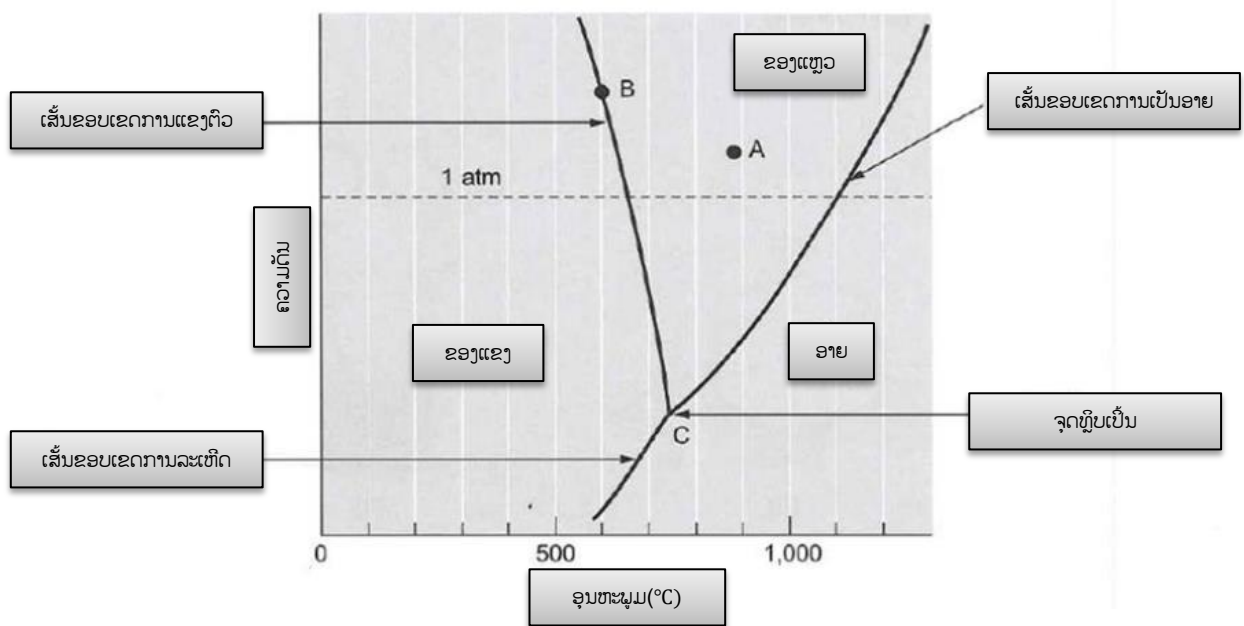
C ຄືຈຳນວນອົງປະກອບ(Component)

ໃນກໍລະນີທີ່ພິຈາລະນາລະບົບຊຶ່ງມີອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນເປັນຕົວແປ ກົດເຟສຈະເປັນດັ່ງສົມຜົນຕໍ່ໄປນີ້:

$$P + F = C + 2 \quad (2)$$

ສ່ວນໃນກໍລະນີທີ່ພິຈາລະນາລະບົບຊຶ່ງມີຄວາມດັນຄົງທີ່ ແຕ່ອຸນຫະພູມປ່ຽນແປງ ກົດເຟສຈະເປັນດັ່ງສົມຜົນ.

$$P + F = C + 1$$



ຮູບທີ2 ແຜນວາດເຟສລະບົບທາດດຽວຂອງແມັກນີຊຽມ

ຈາກຮູບທີ2 ເປັນແຜນວາດເຟສຂອງທາດແມັກນີຊຽມທີ່ມີ 3 ສະຖານະ ຫລື 3 ເຟສ ອັນປະກອບໄປດ້ວຍ ຂອງແຂງ, ຂອງແຫຼວ, ແລະ ກ້າສ. ແຜນພາບເຟສນີ້ຈະມີອຸນຫະພູມ(Temperature) ແລະ ຄວາມດັນ (Pressure) ເປັນຕົວແປ ບາງເທື່ອເອີ້ນວ່າ: ແຜນພາບ P-T (P-T Diagram) ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນນີ້ຈະມີຜົນເຮັດໃຫ້ແມັກນີຊຽມມີສະພາບເປັນຂອງແຫຼວ ແລະ ກ້າສໄດ້. ເຟສແຕ່ລະເຟສຈະຖືກແບ່ງອອກໂດຍເສັ້ນໂຄ້ງຕ່າງໆ ອັນໄດ້ແກ່: ເສັ້ນການແຂງຕົວ(Freezing Line), ເສັ້ນການລະເຫີຍ(Vaporization Line) ແລະ ເສັ້ນການລະເຫີດ(Sublimation Line) ເຊັ່ນ: ທີ່ຈຸດ A ແມັກນີຊຽມ ຈະມີເຟສເປັນຂອງແຫຼວຢ່າງດຽວ ແລະ ທີ່ເທິງເສັ້ນໂຄ້ງເຫຼົ່ານີ້ ແມັກນີຊຽມຈະມີ 2 ເຟສ ເຊັ່ນ: ທີ່ຈຸດ B ເທິງເສັ້ນການແຂງຕົວ ແມັກນີຊຽມຈະປະກອບໄປດ້ວຍເຟສຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫຼວ ສ່ວນເສັ້ນການລະເຫີຍແມັກນີຊຽມຈະປະກອບໄປດ້ວຍເຟສຂອງແຫຼວ ແລະ ອາຍຂອງແມັກນີຊຽມ. ຈຸດທີ່ແມັກນີຊຽມມີພາວະ 3 ເຟສ ຄື: ຈຸດທຣິບເປັນ(Triple Point) ຫລື ຈຸດ C ຊຶ່ງຈະປະກອບໄປດ້ວຍຂອງແຂງ, ຂອງແຫຼວ ແລະ ກ້າສຮ່ວມກັນຢູ່ ສາມາດໃຊ້ກົດເຟສໃນການວິເຄາະແຜນພາບເຟສຂອງທາດແມັກນີຊຽມໄດ້ດັ່ງນີ້:

ທີ່ຈຸດ A ແມັກນີຊຽມຈະມີເຟສເປັນຂອງແຫຼວພຽງເຟສດຽວ ເມື່ອໃຊ້ກົດເຟສຄິດໄລ່ ຈະໄດ້

$$P + F = C + 2$$

ດັ່ງນັ້ນ

$$1 + F = 1 + 2$$

$$\therefore F = 2$$

ໝາຍຄວາມວ່າ: ສາມາດປ່ຽນຕົວແປ 2 ຢ່າງໄດ້ເປັນອິດສະຫລະ ໂດຍເຟສຈະຍັງຄົງເປັນຂອງແຫລວຢູ່ ຢ່າງເດີມ ເຊັ່ນ: ອາດປ່ຽນອຸນຫະພູມໄດ້ໂດຍໃຫ້ຄວາມດັນຄົງທີ່ ຫລື ອາດປ່ຽນຄວາມດັນໄດ້ໂດຍໃຫ້ອຸນຫະພູມຄົງ ທີ່ ຫລື ສາມາດປ່ຽນທັງ 2 ຢ່າງຄອບຄູ່ກັນໄປໄດ້.

ທີ່ຈຸດ B ແມ່ນກນີຊຽມຈະມີເຟສເປັນ 2 ເຟສຄື: ເຟສຂອງແຂງ ແລະ ເຟສຂອງແຫລວ ດັ່ງນັ້ນ, $P = 2$ ເມື່ອ ຄິດໄລ່ເຟສຈະໄດ້

$$P + F = C + 2$$

$$\begin{aligned} \text{ດັ່ງນັ້ນ} \quad & 2 + F = 1 + 2 \\ \therefore F &= 1 \end{aligned}$$

ໝາຍຄວາມວ່າ: ສາມາດປ່ຽນຕົວອິດສະຫລະໄດ້ຢ່າງດຽວ ນັ້ນກໍ່ຄື ຖ້າເລືອກອຸນຫະພູມຈະບໍ່ສາມາດເລືອກ ຄວາມດັນໄດ້ ຫລື ຖ້າຫາກເລືອກຄວາມດັນກໍ່ຈະບໍ່ສາມາດເລືອກອຸນຫະພູມໄດ້ ເປັນຕົ້ນ.

ທີ່ຈຸດ C ຊຶ່ງເປັນຈຸດທຣີບເປັນ ຫລື ມີ 3 ເຟດ ທັງຂອງແຂງ, ຂອງແຫລວ ແລະ ກ້າສ ດັ່ງນັ້ນ, ຄິດໄລ່ເຟສ ຈະໄດ້

$$P + F = C + 2$$

$$\begin{aligned} \text{ດັ່ງນັ້ນ} \quad & 3 + F = 1 + 2 \\ \therefore F &= 0 \end{aligned}$$

ໝາຍຄວາມວ່າ: ບໍ່ສາມາດປ່ຽນແປງຕົວແປໃດໆໄດ້ເລີຍ ນັ້ນກໍ່ຄື: ຫາກຕ້ອງການໃຫ້ແມ່ນກນີຊຽມມີ 3 ເຟສ ຈະຕ້ອງຮັກສາອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນໄວ້ທີ່ຈຸດນີ້ເທົ່ານັ້ນ ຊຶ່ງເອີ້ນວ່າ: ຈຸດຄົງຕົວ(Invariant).

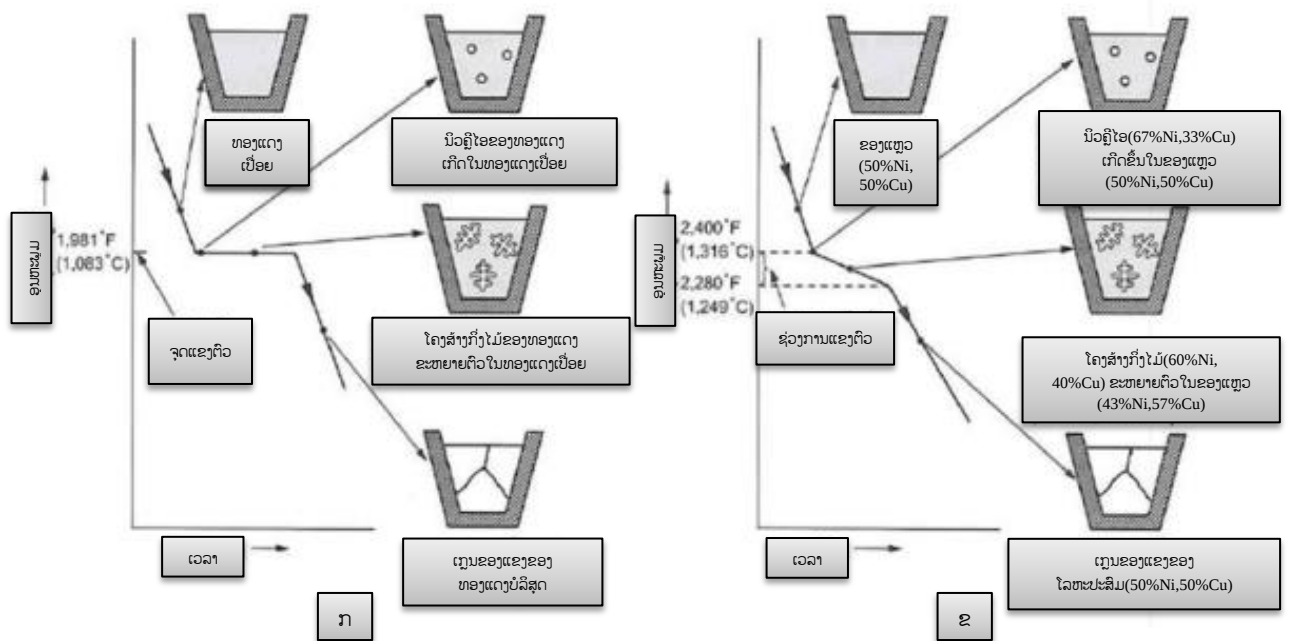
3. ຕົວຢ່າງການໃຊ້ກົດເກນຂອງເຟສ

ການສ້າງແຜນວາດເຟສໂດຍຫລາຍອາໄສການວັດອຸນຫະພູມ ແລະ ປະລິມານການປ່ຽນແປງຂອງເຟສທີ່ ເກີດຂຶ້ນທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ ແລ້ວນຳມາສ້າງເປັນແຜນວາດເຟສ ເທົ່ານັ້ນທີ່ໃຊ້ໃນການສ້າງເຟສປະກອບໄປດ້ວຍ:

- 1) ການສ້າງແຜນວາດເຟສໂດຍການວິເຄາະການລ້ຽວເບນຂອງລັງສີເອັກ(X-ray Diffraction) ເປັນການວັດ ຂະໜາດຂອງແລດທິດພາຣາມີເຕີຕອນມີການປ່ຽນແປງຈາກການເຮັດໃຫ້ຂັ້ນທົດສອບຮ້ອນຂຶ້ນ ຫລື ເຢັນລົງ ຊຶ່ງການໃຫ້ຄວາມຮ້ອນ ຫລື ເຮັດໃຫ້ຂັ້ນທົດສອບເຢັນລົງນັ້ນຈະເກີດການປ່ຽນແປງເຟສເກີດຂຶ້ນ ໂດຍເປັນຜົນ ມາຈາກການປ່ຽນຂະໜາດຂອງແລດທິດພາຣາມີເຕີ ຫລື ໂຄງສ້າງຟື້ນນັ້ນເອງ. ການວິເຄາະໂດຍວິທີນີ້ຈະມີ ຄວາມລະອຽດສູງຫລາຍ ແລະ ເໝາະຢ່າງຍິ່ງໃນການໃຊ້ວິເຄາະຄວາມສາມາດໃນການລະລາຍທີ່ສຳພັນກັບ ອຸນຫະພູມ.
- 2) ການສ້າງແຜນວາດເຟສໂດຍການກວດສອບໂຄງສ້າງຈຸລະພາກ(Metallography) ວິທີການນີ້ຈະເປັນການ ນຳ ຊັ້ນທົດສອບຫຼາຍຊັ້ນໄປໃຫ້ຄວາມຮ້ອນທີ່ອຸນຫະພູມແຕກຕ່າງກັນ ຈາກນັ້ນ, ລໍຖ້າຈົນຊັ້ນທົດສອບເກີດ ການປ່ຽນແປງເຟສຈົນເກີດສະພາວະສົມດຸນ ຫຼັງຈາກນັ້ນ, ເຮັດໃຫ້ຂັ້ນງານເຢັນລົງຢ່າງວ່ອງໄວເພື່ອຄົງສະພາບ ໂຄງສ້າງຈຸລະພາກ ໄວ້ວິທີການນີ້ເຮັດໄດ້ຍາກຫາກໂລຫະບາງຊະນິດມີຈຸດເປື້ອຍສູງ ເພາະບໍ່ສາມາດຄົງສະພາບ ໂຄງສ້າງຂອງໂລຫະບາງຊະນິດທີ່ມີຈຸດເປື້ອຍສູງໄວ້ໄດ້ໂດຍການເຮັດໃຫ້ເຢັນຢ່າງວ່ອງໄວ ອີກທັງຜູ້ທີ່ຈະກວດ ສອບໂຄງສ້າງກໍ່ຕ້ອງມີຄວາມຊຳນານສູງອີກດ້ວຍ ວິທີນີ້ເໝາະສຳລັບໃຊ້ໃນການກວດສອບ ຫລື ຝຶກຄວາມ ຖືກຕ້ອງຂອງແຜນວາດເຟສຫລາຍກວ່າ.
- 3) ການສ້າງແຜນວາດເຟສໂດຍວິທີການວິເຄາະທາງຄວາມຮ້ອນ ວິທີນີ້ເຮັດໂດຍການນຳໂລຫະປະສົມທີ່ມີ ສ່ວນປະສົມຕ່າງໆກັນມາໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຈົນເກີດການຫຼອມລະລາຍ ຈາກນັ້ນ, ປ່ອຍໃຫ້ເຢັນຕົວລົງຢ່າງຊ້າໆ

ຂະນະທີ່ເກີດການເຢັນຕົວລົງ ໂລຫະປະສົມຈະເກີດການປ່ຽນແປງເຟສທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ ການປ່ຽນແປງດັ່ງກ່າວຈະສະແດງໄດ້ດ້ວຍເສັ້ນໂຄ້ງການເຢັນຕົວ(Cooling Curve) ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ... ຈາກນັ້ນ, ນຳເສັ້ນໂຄ້ງການເຢັນຕົວຂອງແຕ່ລະສ່ວນປະສົມມາຂຽນແຜນພາບທີ່ມີຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງອຸນຫະພູມການປ່ຽນແປງເຟສ ແລະ ສ່ວນປະສົມຂອງໂລຫະປະສົມ ເອີ້ນແຜນວາດນີ້ວ່າ: ແຜນວາດສົມດຸນເຟສ(Equilibrium Phase Diagram).

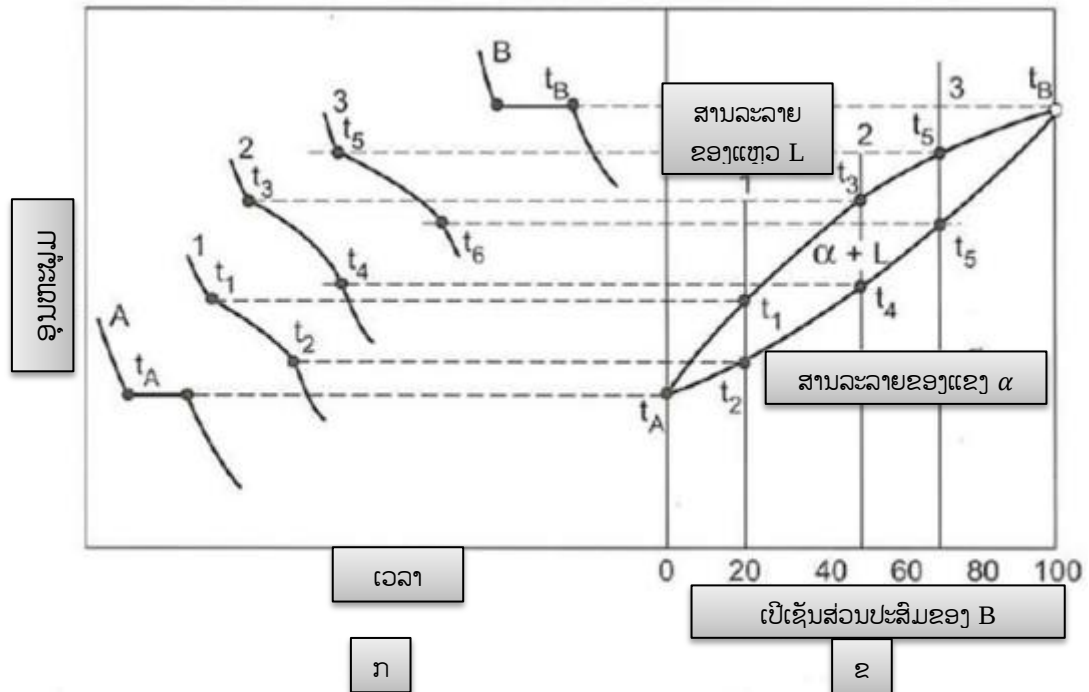
ເສັ້ນໂຄ້ງການເຢັນຕົວ(Cooling Curve) ໝາຍເຖິງເສັ້ນໂຄ້ງຫລັກຮາຟທີ່ສະແດງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງອຸນຫະພູມ(Temperature) ກັບເວລາ(Time) ທີ່ໃຊ້ໃນການເຢັນຕົວແບບສົມດຸນ ເຊັ່ນ: ການແຂງຕົວຂອງໂລຫະບໍລິສຸດ ແລະ ໂລຫະປະສົມຈະມີເສັ້ນໂຄ້ງ ການເຢັນຕົວທີ່ແຕກຕ່າງກັນ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ3.



ຮູບທີ3 ເສັ້ນໂຄ້ງການເຢັນຕົວ ແລະ ການປ່ຽນແປງເຟສຂອງໂລຫະຂະນະເກີດການແຂງຕົວ
(ກ) ໂລຫະບໍລິສຸດ (ຂ) ໂລຫະປະສົມ

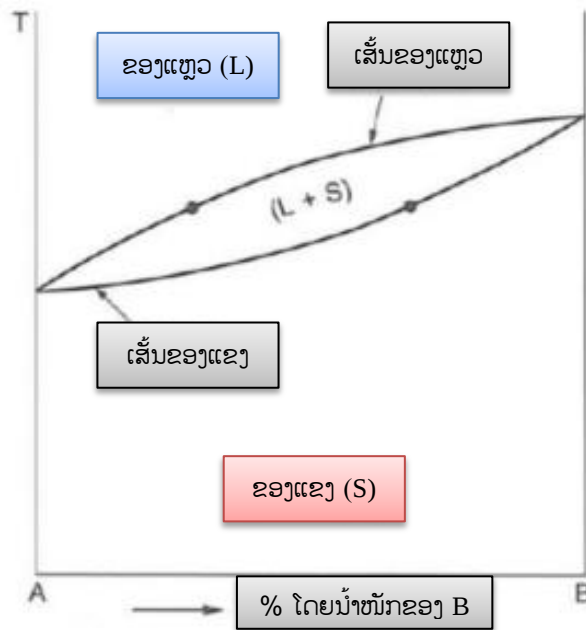
ຈະເຫັນວ່າກຣາຟມີຄວາມຊັນໃນຊ່ວງໂລຫະຫຼອມແຫລວເຢັນຕົວເຖິງອຸນຫະພູມເລີ່ມແຂງຕົວ ຫລື ຈຸດແຂງຕົວ(Freezing Point) ທີ່ອຸນຫະພູມ 1083°C ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ4 (ກ) ແລະ 1316°C ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ4(ຂ) ຈາກນັ້ນ, ການປ່ຽນແປງຄວາມຊັນຂອງກຣາຟຈະເກີດຂຶ້ນທັນທີ ແລະ ມີຄວາມແຕກຕ່າງກັນລະຫວ່າງໂລຫະບໍລິສຸດ ແລະ ໂລຫະປະສົມ ໂດຍໂລຫະບໍລິສຸດ ກຣາຟຈະເປັນເສັ້ນກົງໃນລະດັບທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ແລະ ຕ້ອງລໍຖ້າໄລຍະເວລາສຳລັບການຄາຍຄວາມຮ້ອນແຝງເພື່ອໃຫ້ແຂງຕົວທັງໝົດ ໃນຊ່ວງຂອງກຣາຟນີ້ ໂລຫະຈະມີ 2 ເຟສຄືຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ ຫຼັງຈາກນັ້ນ, ກຣາຟຈະມີຄວາມຊັນໃນຊ່ວງພາຍຫຼັງການແຂງຕົວໝົດ ແລະ ຈະມີເຟສດຽວຈົນເຖິງອຸນຫະພູມທ້ອງ ສ່ວນໂລຫະປະສົມກຣາຟຈະມີການປ່ຽນແປງຄວາມຊັນນ້ອຍໆໂດຍຄວາມຊັນຈະຢູ່ໃນຊ່ວງອຸນຫະພູມ $1316-1249^{\circ}\text{C}$ ໃນຊ່ວງນີ້ໂລຫະຈະມີ 2 ເຟສທັງຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ ແລະ ເມື່ອຜ່ານຊ່ວງນີ້ລົງໄປຕໍ່ກວ່າ 1249°C ໂລຫະປະສົມຈະມີເຟສຂອງແຂງພຽງເຟສດຽວຈົນເຖິງອຸນຫະພູມທ້ອງ.

ສຳລັບໃນສ່ວນສົມດຸນເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ 2 ຊະນິດນັ້ນ ການສ້າງແຜນພາບສົມດຸນເຟສໂດຍທົ່ວໄປຈະ ເຮັດການສ້າງຈາກ Cooling Curve ຂອງໂລຫະປະສົມຊະນິດນັ້ນ ເຊັ່ນ: ແຜນວາດສົມດຸນເຟສທອງແດງ-ນິກເກີນ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ4.

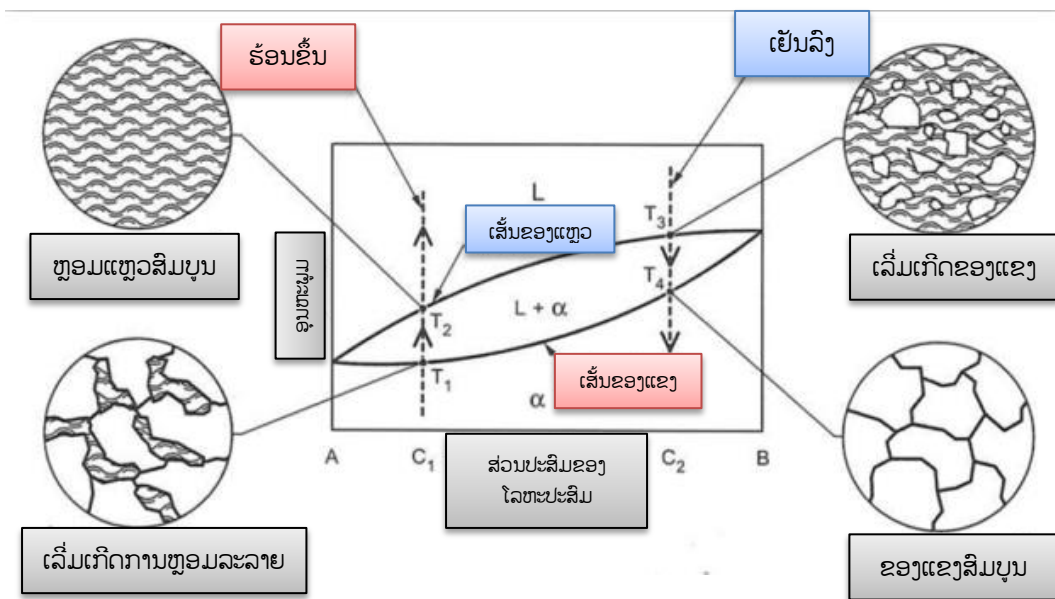


ຮູບທີ4 ການສ້າງແຜນວາດເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ A ແລະ B ຊຶ່ງມີສະພາບເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ
(ກ) ເສັ້ນໂຄ້ງການເຢັນຕົວ (ຂ) ແຜນວາດເຟສ

ສ່ວນປະກອບຂອງແຜນວາດເຟສຈະປະກອບດ້ວຍສ່ວນສຳຄັນຄື: ເສັ້ນສະແດງຂອບເຂດຂອງເຟສ ຈາກ ແຜນວາດເຟສໃນຮູບທີ5 ໄດ້ແກ່: ເສັ້ນຂອງແຫຼວ(Liquidus Line) ຫລື ເສັ້ນແນວສະພາບຂອງແຫຼວ ແລະ ເສັ້ນ ຂອງແຂງ(Solidus Line) ຫລື ເສັ້ນແນວສະພາບຂອງແຂງ ສ່ວນປະກອບຖັດມາຄືພື້ນທີ່ຕ່າງໆ ໂດຍເໜືອເສັ້ນ ຂອງແຫຼວຈະເປັນພື້ນທີ່ຂອງເຟສຂອງແຫຼວ(Liquid Phase) ທັງໝົດ ສ່ວນພື້ນທີ່ລຸ່ມເສັ້ນຂອງແຂງຈະເປັນເຟສ ຂອງແຂງ(Solid Phase) ທັງໝົດ ສ່ວນພື້ນທີ່ທີ່ຢູ່ຢາຍໃນເສັ້ນຂອງແຫຼວ ແລະ ເສັ້ນຂອງແຂງຈະມີ 2 ເຟສຮ່ວມ ກັນຄື: ເຟສຂອງແຂງ ແລະ ເຟສຂອງແຫຼວສ່ວນປະກອບຕ່າງໆ ຂອງແຜນວາດເຟສຈະບອກຄຸນລັກສະນະຂອງໂລ ຫະປະສົມໄດ້ທຸກສ່ວນປະສົມ ທັງໃນຂະນະປ່ຽນພາວະຈາກຂອງແຫຼວໄປເປັນຂອງແຂງ ຫລື ຈາກຂອງແຂງໄປ ເປັນຂອງແຫຼວກໍຕາມ ຫາກພິຈາລະນາຮູບທີ6 ເມື່ອເຮັດການໃຫ້ຄວາມຮ້ອນໂລຫະປະສົມ AB ທີ່ສ່ວນປະສົມ C_1 ຂຶ້ນໄປເລື້ອຍໆ ໂລຫະປະສົມຈະເລີ່ມເກີດການຫຼອມແຫຼວທີ່ T_1 ແລະ ຈະລະລາຍເປັນຂອງແຫຼວຢ່າງສົມບູນ ເໜືອ T_2 ແລະ ອີກກໍລະນີໜຶ່ງຫາກໃຫ້ໂລຫະຫຼອມແຫຼວມີສ່ວນປະສົມ C_2 ທີ່ມີສະພາບຫຼອມແຫຼວຢູ່ເຢັນຕົວລົງ ມາຢ່າງຊ້າໆ ຈົນເຖິງ T_3 ກໍຈະເລີ່ມມີເຟສຂອງແຂງເກີດຂຶ້ນໃນເຟສຂອງແຫຼວ ແລະ ເມື່ອອຸນຫະພູມຫຼຸດລົງ ເລື້ອຍໆ ເຟສຂອງແຂງຈະໃຫຍ່ຂຶ້ນ ແລະ ກາຍເປັນເຟສຂອງແຂງຢ່າງສົມບູນທີ່ຕໍ່າກວ່າ T_4 .



ຮູບທີ5 ແຜນວາດເຟສຂອງໂລຫະ A ແລະ B



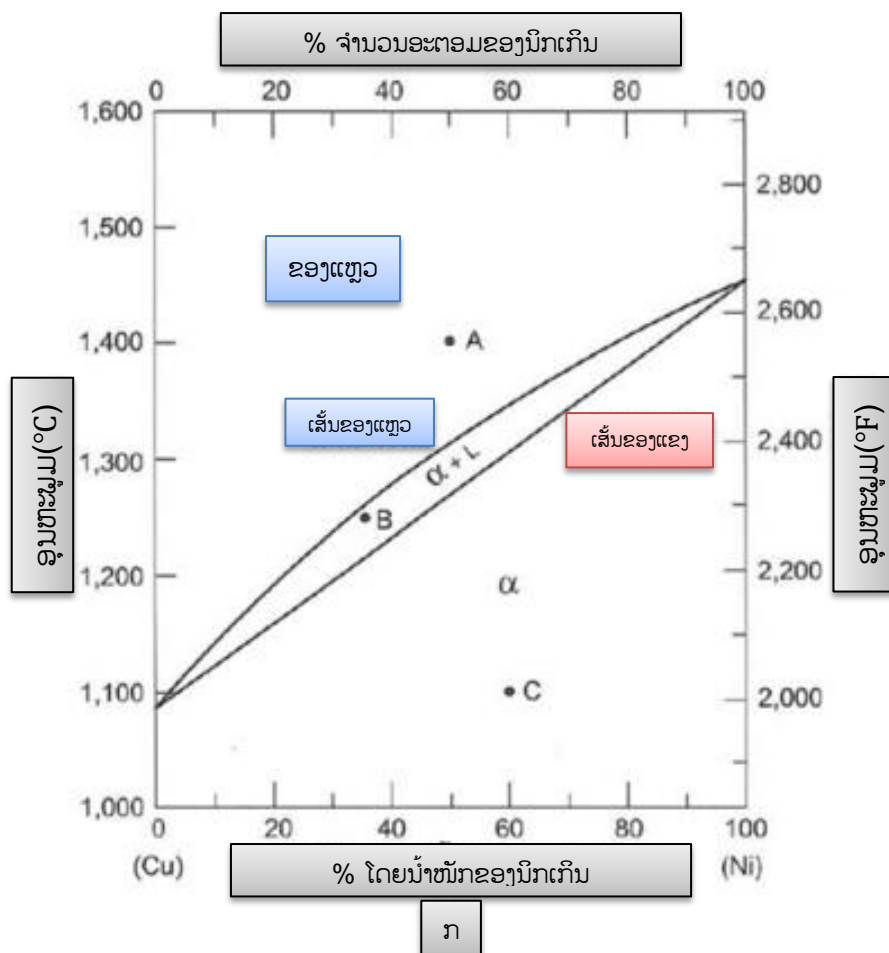
ຮູບທີ6 ເສັ້ນຂອງແຫຼວ ແລະ ເສັ້ນຂອງແຂງຈະເປັນຕົວບອກຂອບເຂດການເປັນເຟສ ຂອງແຫຼວ ແລະ ຂອງແຂງທີ່ສົມບູນຂອງໂລຫະປະສົມ

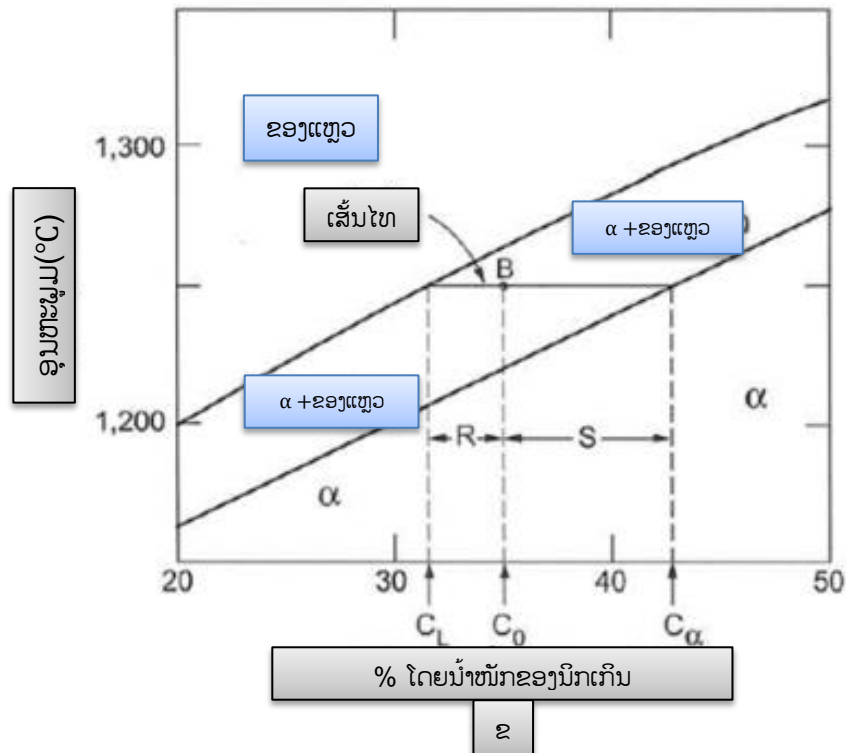
3.1 ແຜນວາດສົມດຸນເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ 2 ຊະນິດ

ແຜນວາດສົມດຸນເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ 2 ຊະນິດ ທີ່ສາມາດລະລາຍເຂົ້ານຳກັນໄດ້ທຸກສ່ວນປະສົມ ທັງໃນ ສະພາວະຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫຼວ(Binary Isomorphous System) ຕົວຢ່າງຂອງໂລຫະປະສົມຂອງຊະນິດນີ້ ຄື: ທອງແດງ-ນິກເກີນ ດັ່ງຮູບທີ7 ແຖມນອນແທນສ່ວນປະສົມ, ແຖມຕັ້ງແທນອຸນຫະພູມ ຈາກພາບຈະເຫັນການ ແບ່ງພື້ນທີ່ເຟສອອກເປັນ 3 ສ່ວນຄື: ບໍລິເວນທີ່ເປັນອັນຟາ(α) ຂອງແຫຼວ(L) ແລະ ບໍລິເວນທີ່ປະກອບດ້ວຍ 2 ເຟສ ຄື: ($\alpha + L$).

ຂອງແຫລວ(L) ເປັນສານລະລາຍຂອງແຫລວ(Liquid Solution) ລະຫວ່າງທອງແດງກັບນິກເກີນ ອັນຝາ(α) ເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ(Substitution Solid Solution) ລະຫວ່າງທອງແດງກັບນິກເກີນ ມີໂຄງຝັກເປັນ FCC.

ຈາກຮູບທີ7 ຈະເຫັນວ່າ: ບໍ່ວ່າຈະມີສ່ວນປະສົມເປັນເທົ່າໃດ ທອງແດງ ແລະ ນິກເກີນສາມາດລະລາຍເຂົ້າ ນຳກັນໄດ້ທຸກສ່ວນ ທັງໃນສະພາວະຂອງແຫລວ ແລະ ຂອງແຂງ(ລັກສະນະເຊັ່ນນີ້ເອີ້ນວ່າ: Isomorphous System) ເສັ້ນທີ່ກັ້ນລະຫວ່າງຟສ L ກັບຟສ $\alpha + L$ ຈະເອີ້ນວ່າ “ເສັ້ນຂອງແຫລວ(Liquidus Line)” ເນື່ອງ ຈາກເໜືອເສັ້ນນີ້ຂຶ້ນໄປໃນລະບົບຈະເປັນຂອງແຫລວທັງໝົດ ແລະ ເສັ້ນກັ້ນລະຫວ່າງຟສ α ກັບຟສ $\alpha + L$ ຈະ ເອີ້ນວ່າ: “ເສັ້ນຂອງແຂງ(Solidus Line)” ເນື່ອງຈາກລຸ່ມເສັ້ນນີ້ລົງມາໃນລະບົບຈະເປັນຂອງແຂງທັງໝົດ.





ຮູບທີ7 (ກ) ແຜນວາດເຟສຂອງໂລຫະປະສົມທອງແດງ-ນິກເກີນ (ຂ) ອັດຕາສ່ວນຂອງເຟສ ແລະ ສ່ວນປະສົມທາງ

ເຄມີຂອງເຟສ ແລະ ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສທີ່ຈຸດ B

ເສັ້ນຂອງແຂງ ແລະ ເສັ້ນຂອງແຫຼວຕັດກັນທີ່ແຖນຕັ້ງທັງສອງຂ້າງ ໂດຍຈະເປັນອຸນຫະພູມຫຼອມແຫຼວຂອງທາດທັງສອງຊະນິດ ທອງແດງເປື້ອນທີ່ 1085°C ແລະ ນິກເກີນເປື້ອນທີ່ 1455°C ຊຶ່ງແຜນພາບສົມດຸນເຟສສາມາດສື່ຄວາມຫມາຍຕ່າງໆ ໄດ້ດັ່ງຕໍ່ໄປນີ້:

- ໂລຫະບໍລິສຸດ ຈະຫຼອມແຫຼວທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ເຊັ່ນ: ທອງແດງຈະຫຼອມທີ່ອຸນຫະພູມ 1085°C ຕັ້ງແຕ່ເລີ່ມຫຼອມຈົນເປື້ອນໝົດ ສໍາລັບໂລຫະປະສົມອຸນຫະພູມຫຼອມແຫຼວຈະເປັນຊ່ວງ ເຊັ່ນ: 50% ນິກເກີນ-50%ທອງແດງ ຈະເລີ່ມເປື້ອນທີ່ອຸນຫະພູມ 1280°C ໂດຍທີ່ປະລິມານຂອງຂອງແຫຼວຈະເພີ່ມຂຶ້ນເລື້ອຍໆ ເມື່ອອຸນຫະພູມສູງຂຶ້ນ ແລະ ທີ່ອຸນຫະພູມ 1320°C ໂລຫະນີ້ຈຶ່ງຈະກາຍເປັນຂອງແຫຼວທັງໝົດ.
- ເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນໂລຫະປະສົມ 60%Ni-40%Cu ທີ່ອຸນຫະພູມ 1100°C ຖ້າລາກເສັ້ນຈາກແຖນ x ທີ່ສ່ວນປະສົມດັ່ງກ່າວ ແລະ ຈາກແຖນ y ທີ່ອຸນຫະພູມ 1100°C ຕັດກັນບໍລິເວນໃດກໍ່ຈະມີເຟສນັ້ນເກີດຂຶ້ນໃນທີ່ນີ້ຄືຈຸດ A ໃນຮູບທີ7 (ກ) ຈະມີເຟສ α ເກີດຂຶ້ນເຟສດຽວ ຖ້າໂລຫະປະສົມ 35%Ni-65%Cu ທີ່ອຸນຫະພູມ 1250°C ເມື່ອລາກເສັ້ນຈາກແຖນ x, y ແລ້ວຈະຕັດກັນທີ່ຈຸດ B ຊຶ່ງເປັນເຟສຂອງ α ແລະ ຂອງແຫຼວ.

▪ ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງແຕ່ລະເຟສ

ໃນຂັ້ນທໍາອິດເມື່ອຮູ້ວ່າມີເຟສຫຍັງເກີດຂຶ້ນດ້ວຍແລ້ວ ສິ່ງຕໍ່ໄປທີ່ຄວນຮູ້ ຄື: ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສນັ້ນໆ ຈາກຮູບທີ7 (ກ) ສາມາດອະທິບາຍສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງແຕ່ລະເຟສໄດ້ດັ່ງນີ້:

ກໍລະນີທີ່ມີເຟສດຽວ ເຊັ່ນ: ເມື່ອສານຕັ້ງຕົ້ນມີສ່ວນປະສົມ 60%Ni - 40%Cu ທີ່ 1100°C ມີເຟສ α ເກີດຂຶ້ນເຟສດຽວ ເພາະສະນັ້ນ,ສ່ວນປະສົມຂອງ α ຄືສ່ວນປະສົມຕັ້ງຕົ້ນກໍລະນີທີ່ມີ 2 ເຟສ ເຊັ່ນ: ເມື່ອສານຕັ້ງຕົ້ນ

ມີສ່ວນປະສົມ 35%Ni–65%Cu ທີ່ 1250°C ມີ 2 ເຟສ ຄື: $\alpha + L$ ການຫາສ່ວນປະສົມຂອງແຕ່ລະເຟສເຮັດໄດ້ ໂດຍ:

- 1) ທີ່ອຸນຫະພູມທີ່ກຳນົດ(ໃນທີ່ນີ້ຄື 1250°C) ລາກເສັ້ນຊື່ຂະໜານກັບແກນ x ຕັດເສັ້ນຂອບເຂດການລະລາຍ ທີ່ຄຸມບໍລິເວນເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນ ເສັ້ນຊື່ນີ້ເອີ້ນວ່າ: Tie Line ຫລື Isotherm.
- 2) ຈາກຈຸດຕັດທັງ 2 ຂ້າງ ລາກເສັ້ນຕັ້ງສາກມາຕັດແກນ x ສ່ວນປະສົມທີ່ອ່ານໄດ້ຈາກແກນ x ເປັນສ່ວນປະສົມ ຂອງເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນ ຈາກຮູບທີ...(ຂ).

ສ່ວນປະສົມຂອງ α ຄື $C_{\alpha} = 43\%Ni - 57\%Cu$

ສ່ວນປະສົມຂອງ L ຄື $C_L = 32\%Ni - 68\%Cu$

▪ ປະລິມານຂອງເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນ

ການຫາປະລິມານຂອງເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນໂລຫະປະສົມນັ້ນ ໃນຂັ້ນທຳອິດ ຕ້ອງຮູ້ວ່າມີເຟສຫຍັງເກີດຂຶ້ນ ແລະ ຮູ້ວ່າ ແຕ່ລະເຟສມີສ່ວນປະສົມທາງເຄມີເປັນແນວ ຈາກຮູບທີ7 ການຫາວ່າປະລິມານຂອງແຕ່ລະເຟສທີ່ເກີດ ຂຶ້ນເປັນເທົ່າໃດນັ້ນຕ້ອງແບ່ງອອກເປັນ 2 ກໍລະນີ ຄື:

1) ກໍລະນີທີ່ມີເຟສດຽວ

ເຊັ່ນ: ປະລິມານຂອງເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນ = ປະລິມານຂອງສານຕັ້ງຕົ້ນ ເຊັ່ນໂລຫະປະສົມ 60%Ni – 40%Cu ມີປະລິມານ(ຫລືນ້ຳໜັກ) 225 ກຼາມ ທີ່ 1100°C ຈະເປັນຂອງແຂງທັງໝົດ ເພາະສະນັ້ນ, ຂອງແຂງຈະມີປະລິມານ (ຫລືນ້ຳໜັກ) 225 ກຼາມ ແລະ ສ່ວນປະສົມເທົ່າກັບ ສ່ວນປະສົມເລີ່ມຕົ້ນ.

2) ກໍລະນີທີ່ມີ 2 ເຟສ

ເຊັ່ນໂລຫະປະສົມ 35%Ni – 65%Cu ນ້ຳໜັກ 300 ກຼາມ ອຸນຫະພູມ 1250°C

ສານເລີ່ມຕົ້ນປະກອບໄປດ້ວຍ Ni ໜັກ $300 \times 0.35 = 105$ ກຼາມ

Cu ໜັກ $300 \times 0.65 = 195$ ກຼາມ

ທີ່ອຸນຫະພູມ 1250°C ປະກອບໄປດ້ວຍເຟສ $\alpha + L$ ສົມມຸດໃຫ້ α ທີ່ເກີດຂຶ້ນມີປະລິມານ A ກຼາມ ຈາກຮູບທີ 7 (ຂ) α ມີສ່ວນປະສົມ 43%Ni–57%Cu ແລະ ໃຫ້ຂອງແຫລວທີ່ເກີດຂຶ້ນມີປະລິມານ L ກຼາມ ຂອງແຫລວມີ ສ່ວນປະສົມ32%Ni–68%Cu ດັ່ງນັ້ນ, $A + L = 300$ ກຼາມ.

ເມື່ອຄິດ Ni ເປັນຫຼັກ

ປະລິມານ Ni ໃນ α + ປະລິມານ Ni ໃນ ຂອງແຫລວ = ປະລິມານ Ni ຂອງສານຕັ້ງຕົ້ນ

$$0.43 A + 0.32 L = 0.35 (A + L)$$

$$C_x(x) + C_y(y) = C$$

$C_x C_y$ ເປັນສ່ວນປະກອບທາງເຄມີຂອງໂລຫະໃນລະບົບ ຂອງທັງ 2 ເຟສ

C ສ່ວນປະກອບທາງເຄມີຂອງໂລຫະປະສົມເລີ່ມຕົ້ນ

x, y ປະລິມານ(ນ້ຳໜັກ) ຂອງເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນ

$$\frac{x}{x+y} = \frac{C_y - C}{C_y - C_x} = \text{Fraction ຂອງ } x$$

$$\frac{x}{x+y} = \frac{C_x - C}{C_x - C_y} = \text{Fraction ຂອງ } y$$

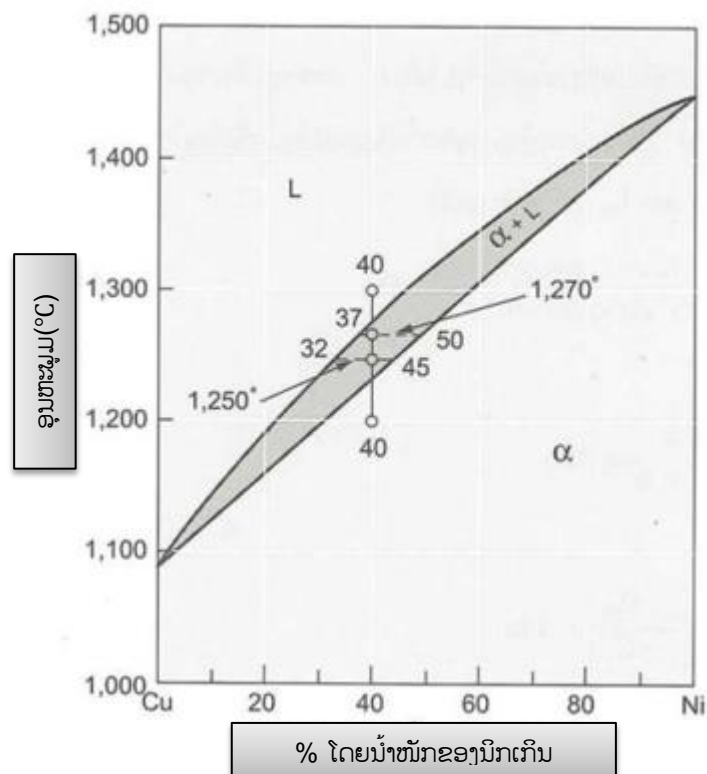
ເມື່ອຄິດ Ni ເປັນຫຼັກ

ນ້ຳໜັກ(ປະລິມານ) ຂອງ $\alpha = \frac{0.32-0.35}{0.32-0.43} \times 300 = 0.27 \times 300 = 82$ ກຼາມ

ນ້ຳໜັກ(ປະລິມານ) ຂອງ ແຫລວ = $\frac{0.35-0.43}{0.32-0.43} \times 300 = 0.73 \times 300 = 218$ ກຼາມ

ຕົວຢ່າງ: ກຳນົດໃຫ້ໂລຫະປະສົມທອງແດງ-ນິກເກີນ ໂດຍມີນິກເກີນ 40% ຈົ່ງຫາສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສ

ຕ່າງໆ ທີ່ອຸນຫະພູມ 1300°C, 1270°C, 1250°C ແລະ 1200°C



ຮູບທີ8 ເສັ້ນໄທ ແລະ ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ ຂອງໂລຫະປະສົມ Cu-40%Ni
ວິທີເຮັດ

ທີ່ສ່ວນປະສົມ 40%Ni ລາກເສັ້ນໃນແນວດັ່ງຜ່ານສ່ວນປະສົມຕ່າງໆ ຂອງແຕ່ລະເຟສ

ທີ່ 1300°C ໂລຫະປະສົມມີເຟສດຽວຄືຂອງແຫລວ ແລະ ມີສ່ວນປະສົມ 40%Ni-60%Cu

ທີ່ 1270°C ລາກເສັ້ນໄທຜ່ານຈຸດຕັດທີ່ 40%Ni ແລະ ຕັດເສັ້ນຂອງແຫຼວທີ່ 37%Ni ຕັດເສັ້ນຂອງແຂງ α ທີ່ 50%Ni ດັ່ງນັ້ນ, ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສຂອງແຫລວຄື 37%Ni-63%Cu. ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟດຂອງແຂງ α ຄື 50%Ni-50%Cu.

ທີ່ 1250°C ລາກເສັ້ນໄທໄດ້ຈຸດຕັດທີ່ເສັ້ນຂອງແຫຼວທີ່ 32%Ni ແລະ ຈຸດຕັດທີ່ເສັ້ນຂອງແຂງທີ່ 45%Ni ດັ່ງນັ້ນ, ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສຂອງແຫລວ ຄື 32%Ni-68%Cu ແລະ ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຂອງເຟສຂອງແຂງ α ຄື 45%Ni-55%Cu.

ທີ່ 1200°C ໂລຫະປະສົມມີເຟສດຽວຄື: ເຟສຂອງແຂງ α ແລະ ມີສ່ວນປະສົມທາງເຄມີຄື 40%Ni-60%Cu.

- ການຫາປະລິມານຂອງເຟສແຕ່ລະເຟສ ຫລື ເປີເຊັນໂດຍນໍ້າໜັກຂອງເຟສໄດ້ ໂດຍສະເພາະຢ່າງຍິ່ງບໍລິເວນທີ່ມີເຟສຫລາຍກວ່າ 1 ເຟສ ເຊັ່ນ: ເຟສຂອງແຫລວລວມກັບເຟສຂອງແຂງ ການຄິດໄລ່ຫາປະລິມານເຟສຈະໃຊ້ກົດຄານ(Lever Rule) ໃນການຄິດໄລ່ ໂດຍມີວິທີການດັ່ງຕໍ່ໄປນີ້ຄື:
 - 1) ກຳນົດສ່ວນປະສົມຂອງໂລຫະປະສົມ ແລະ ອຸນຫະພູມທີ່ຕ້ອງການຮູ້ປະລິມານເຟສ.
 - 2) ລາກເສັ້ນໄທທີ່ອຸນຫະພູມດັ່ງກ່າວໃຫ້ຢູ່ພາຍໃນເສັ້ນຂອງແຫຼວ ແລະ ເສັ້ນຂອງແຂງຕັດສ່ວນປະສົມທີ່ກຳນົດ.
 - 3) ຄິດໄລ່ຫາປະລິມານເຟສຈາກສູດໃນສົມຜົນ.

$$\% \text{ ເຟສ} = \frac{\text{ແຂນກົງກັນຂ້າມກັບຄານ}}{\text{ຄວາມຍາວຂອງເສັ້ນໄທ}} \times 100$$

$$\% \text{ ເຟສ ຂອງແຫຼວ} = \frac{S}{R+S} \times 100$$

ຫຼື

$$\% \text{ ເຟສ ຂອງແຫຼວ} = \frac{C_{\alpha}-C_0}{C_{\alpha}-C_L} \times 100$$

$$\% \text{ ເຟສ ຂອງແຂງ } \alpha = \frac{S}{R+S} \times 100$$

ຫຼື

$$\% \text{ ເຟສ ຂອງແຂງ } \alpha = \frac{C_0-C_L}{C_{\alpha}-C_L} \times 100$$

- ປະລິມານເຟສຕ່າງໆ ຂອງໂລຫະປະສົມ Cu-40%Ni ທີ່ອຸນຫະພູມ 1300°C, 1270°C, 1250°C ແລະ 1200°C.

ວິທີເຮັດ

ທີ່ 1300°C ໂລຫະປະສົມມີເຟສດຽວຄື: 100%L

$$\text{ທີ່ } 1270^{\circ}\text{C} \quad L = \frac{50-40}{50-37} \times 100 = 77\%$$

$$\alpha = \frac{40-37}{50-37} \times 100 = 23\%$$

$$\text{ທີ່ } 1250^{\circ}\text{C} \quad L = \frac{45-40}{45-32} \times 100 = 38\%$$

$$\alpha = \frac{40-32}{45-32} \times 100 = 62\%$$

ທີ່ 1200°C ໂລຫະປະສົມມີເຟສດຽວຄື: 100%α

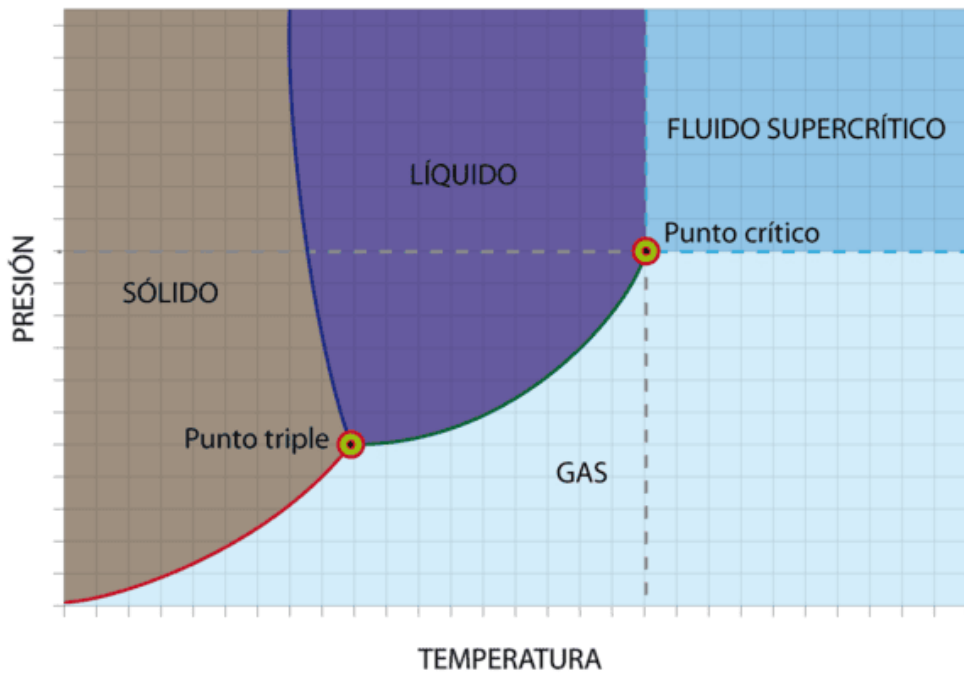
4. ແຜນວາດຂອງເຟສ(Phase diagram)

ແຜນວາດເຟສເປັນການສະແດງກຳລັງຂອງສະຖານະຕ່າງໆ ຂອງສົມດຸນທາງອຸນຫະພູມສາດຂອງລະບົບພາຍໃຕ້ເງື່ອນໄຂທີ່ແຕກຕ່າງກັນ ກຣາຟປະເພດນີ້ຊ່ວຍໃຫ້ເຮົາສາມາດທຳນາຍເຟສຕ່າງໆ ທີ່ມີຢູ່ໃນເງື່ອນໄຂບາງປະການ ຕະຫລອດຈົນສັດສ່ວນທີ່ພົບແຕ່ລະເຟສ ແລະ ອົງປະກອບຂອງເຟສຕ່າງໆ ໃນກໍລະນີຂອງສານປະສົມໄບນາຣີ ຫລື ສານປະສົມທີ່ຊັບຊ້ອນກ່ວາ.

4.1 ແຜນວາດເຟສສ່ວນປະກອບດຽວ(ແຜນວາດສານບໍລິສຸດ)

ແຜນວາດເຫຼົ່ານີ້ສະແດງຂັ້ນຕອນ ຫລື ສະຖານະຕ່າງໆ ຂອງການລວມຕົວ ຊຶ່ງສານບໍລິສຸດສາມາດພົບໄດ້ທີ່ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນຕ່າງກັນ ໄດ້ອະແກຣມເຟສເຫຼົ່ານີ້ອາດຊັບຊ້ອນຫລາຍ ໂດຍສະເພາະຢ່າງຍິ່ງໃນເຟສຂອງແຂງ ຊຶ່ງພາວະອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນສາມາດເອົາຕໍ່ການກໍ່ຕົວຂອງໂຄງສ້າງພຶກຕ່າງໆ ທີ່ມີຄຸນສົມບັດແຕກຕ່າງກັນຢ່າງຊັດເຈນ.

ຮູບຮ່າງທົ່ວໄປຂອງໄດອະແກຣມເຟສສໍາລັບສານບໍລິສຸດສະແດງໄວ້ດ້ານລຸ່ມ:



ຕົວຢ່າງຂອງແຜນວາດເຟສທົ່ວໄປຂອງສານບໍລິສຸດສອງຕົວຢ່າງ ໄດ້ແກ່: ທາດຄາບອນ(C) ແລະ ຮີລຽມ (He) ຊຶ່ງສະແດງໃນຮູບຕໍ່ໄປນີ້ ຄາບອນ , ອະໂລຫະ , ສາມາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ໃນ allotropes ຂອງແຂງທີ່ແຕກຕ່າງກັນ(ກຣາໄຟ ແລະ ເຟດ); ນອກຈາກນີ້, ຍັງສາມາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ໃນສະຖານະຂອງແຫລວ ແລະ ກ້າສ ໃນກໍລະນີຂອງຮີລຽມ(He) ນີ້ເປັນກ້າສທີ່ບໍ່ສາມາດເຮັດໃຫ້ເປັນຂອງແຫລວໄດ້ໂດຍງ່າຍ.

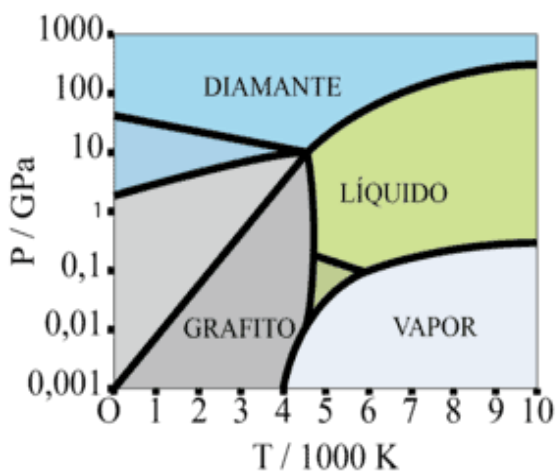


Diagrama de fase del carbono

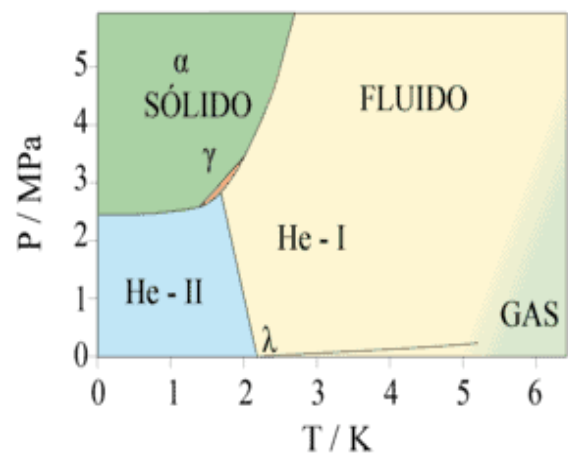


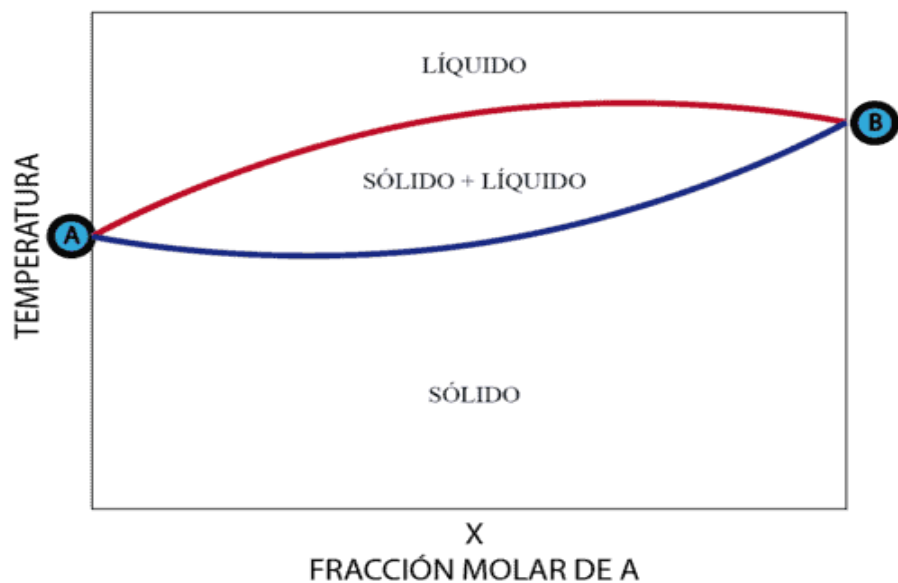
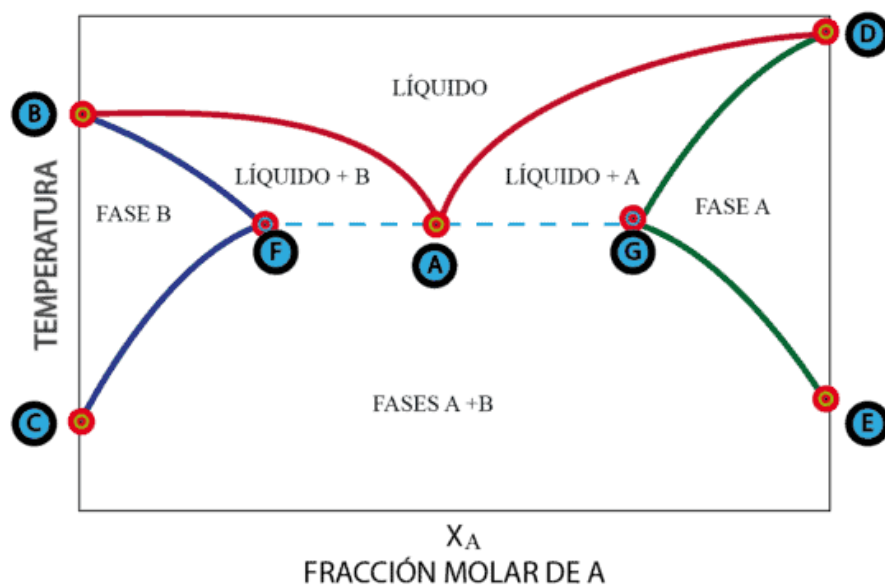
Diagrama de fase del helio

4.2 ແຜນວາດເຟສລະບົບເລກຖານສອງ(ແຜນວາດສອງອົງປະກອບ)

ໄດອະແກຣມເຟສໂບນາຣີປະກອບດ້ວຍການສະແດງກຳລັງຂອງເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງກັນ ຫລື ທີ່ຄວາມດັນຕ່າງກັນໃນລະບົບທີ່ປະກອບດ້ວຍສອງອົງປະກອບ(ລະບົບໂບນາຣີ) ໂດຍເປັນຝັ່ງຊັ້ນຂອງອົງປະກອບທັງໝົດຂອງລະບົບ(ໂດຍປົກກະຕິຈະສະແດງເທິງແກນ X) .

ລະບົບເຫຼົ່ານີ້ສາມາດກໍ່ໃຫ້ເກີດໄດອະແກຣມເຟສປະເພດຕ່າງໆ ຂຶ້ນຢູ່ກັບສ່ວນປະກອບສະເພາະຂອງສ່ວນປະສົມ ໃນບາງສ່ວນຂອງແຜນວາດເຫຼົ່ານີ້ ເຟສທີ່ແຍກຈາກກັນຂອງສ່ວນປະກອບບໍລິສຸດຈະເກີດຂຶ້ນໃນສະຖານະຕ່າງໆ ຂອງການລວມຕົວ(ຂອງແຂງ, ຂອງແຫລວ ຫລື ກ້າສ) ໃນຂະນະທີ່ເຟສທີ່ເປັນເນື້ອດຽວກັນຂອງສ່ວນປະກອບທັງສອງຈະເກີດຂຶ້ນ.

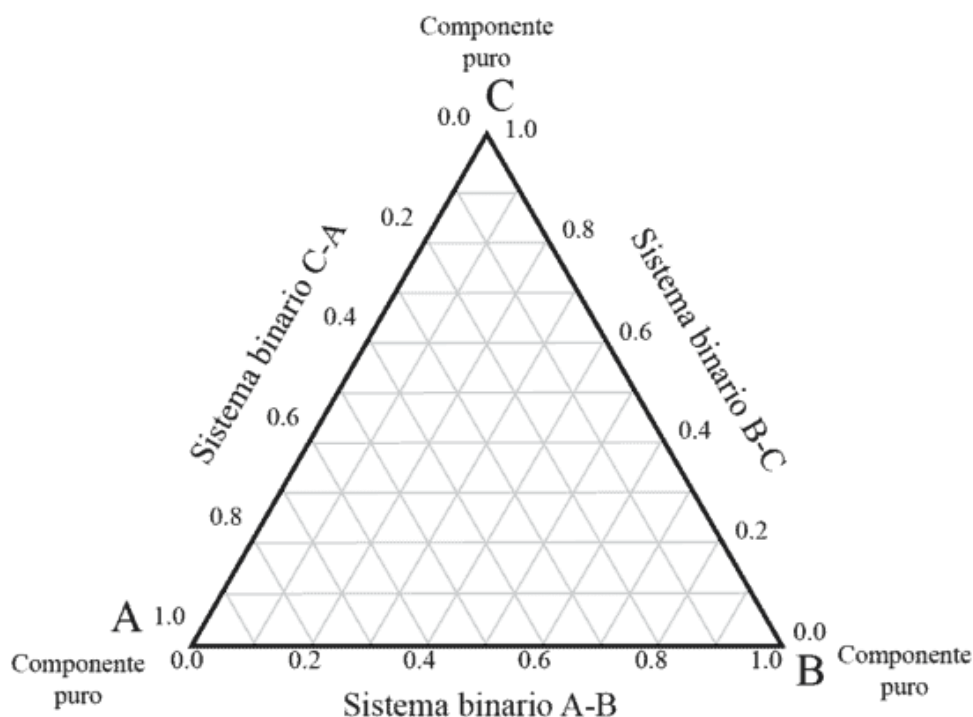
ໄດອະແກຣມສອງເຟສສະແດງໄວ້ດ້ານລຸ່ມ ລະບົບທຳອິດເປັນຕົວຢ່າງຂອງລະບົບເລກຖານສອງທີ່ສ້າງສ່ວນປະສົມຢູ່ເທັກຕິກ ໃນຂະນະທີ່ລະບົບຫຼັງບໍ່ມີ



4.3 ໄດອາແກຣມເຟສຂອງລະບົບໄຕຟາກ(ໄດອາແກຣມຂອງສາມອົງປະກອບ)

ໃນໄດອະແກຣມເຫຼົ່ານີ້ ຈະໃຊ້ຮູບສາມຫຼ່ຽມເພື່ອສະແດງໃນແຕ່ລະດ້ານ ສ່ວນປະກອບຂອງລະບົບເລກຖານສອງສາມລະບົບທີ່ສາມາດກໍ່ຕົວຂຶ້ນໄດ້ລະຫວ່າງອົງປະກອບສາມສ່ວນ ຈຸດໃດໆພາຍໃນສາມຫຼ່ຽມສະແດງເຖິງລະບົບທີ່ປະກອບໄປດ້ວຍອົງປະກອບທີ່ແນ່ນອນ.

ໃນກໍລະນີເຫຼົ່ານີ້ ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງແຕ່ລະສປຊີສີ່ກວົນສະແດງເປັນເສດສ່ວນໂມລ ຫຼື ເສດສ່ວນມວນສານ(ເພື່ອໃຫ້ແນ່ໃຈວ່າເສດສ່ວນທັງໝົດລວມກັນເປັນ 1) ຫລື ເປັນເປີເຊັນ(ເພື່ອໃຫ້ແນ່ໃຈວ່າຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນທັງໝົດລວມກັນໄດ້ບໍ່ເກີນ100%).



ສໍາລັບແຕ່ລະອົງປະກອບທີ່ເປັນໄປໄດ້ຂອງລະບົບ ທີ່ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນຄົງທີ່ ເຟສ ຫລື ເຟສທີ່ມີຢູ່ຈະສະແດງຂຶ້ນ.

4.4 ການສ້າງເຟສໄດອະແກຣມ

ຂະບວນການສ້າງເຟສໄດອະແກຣມສາມາດດໍາເນີນການໄດ້ທັງທາງທິດສະດີ ຫລື ຈາກຂໍ້ມູນການທົດລອງ ໃນກໍລະນີທໍາອິດ ສົມຜົນອຸນຫະພູມສາດໃຊ້ໃນການຄິດໄລ່ສະຖານະສົມດຸນຂອງລະບົບ(ບໍ່ວ່າຈະເປັນສານບໍລິສຸດ, ສານປະສົມໄບນາຣີ ຫລື ລະບົບໄຕພາກ) ຂຶ້ນຢູ່ກັບຄຸນສົມບັດຂອງລະບົບ ແລະ ອົງປະກອບຂອງລະບົບ ຍົກເວັ້ນລະບົບທີ່ຄ່ອນຂ້າງລຽບງ່າຍ ວິທີການນີ້ຄ່ອນຂ້າງຊັບຊ້ອນ ແລະ ດໍາເນີນການໄດ້ຍາກ.

ຈາກມຸມມອງຂອງການທົດລອງ ຂັ້ນຕອນທີ່ໃຊ້ໃນການສ້າງເຟສໄດອະແກຣມມັກຈະຄ້າຍກັນ ໂດຍບໍ່ຄໍານຶງເຖິງປະເພດຂອງເຟສໄດອະແກຣມທີ່ເປັນບັນຫາ ໃນກໍລະນີສ່ວນໃຫຍ່ສິ່ງທີ່ຕ້ອງການຄືການເລີ່ມຈາກລະບົບໃນສະຖານະເລີ່ມຕົ້ນທີ່ກໍານົດໄວ້ຢ່າງດີຈາກມຸມມອງຂອງອົງປະກອບ ແລະ ຄຸນສົມບັດອື່ນໆ ແລະ ສັງເກດໄດ້ດ້ວຍວິທີໃດວິທີໜຶ່ງ(ດ້ວຍຕາເປົ່າ ຫລື ຜ່ານເທັກນິກເຄື່ອງມື) ເຟສໃດ ຫລື ເຟສໃດທີ່ມີຢູ່ ຈາກນັ້ນ, ຈຶ່ງຄ່ອຍໆປ່ຽນແປງຄຸນສົມບັດບາງຢ່າງຂອງລະບົບ ເຮັດໃຫ້ຄຸນສົມບັດອື່ນໆທັງໝົດຄົງທີ່ ໂດຍຈົດບັນທຶກການປ່ຽນແປງຂອງສະຖານະ ແລະ ເງື່ອນໄຂຕ່າງໆທີ່ຢູ່ພາຍໃຕ້ການປ່ຽນແປງຂອງສະຖານະນີ້.

4.5 ການສ້າງໄດອະແກຣມຂອງສານບໍລິສຸດ

ໃນກໍລະນີຂອງສານບໍລິສຸດຄວາມດັນມັກຈະຖືກຕັ້ງຄ່າ ແລະ ຈາກນັ້ນອຸນຫະພູມຈະປີ້ນກັບ ຊຶ່ງສະແດງເຖິງຈຸດປ່ຽນເຟສທີ່ຄວາມສູງຂອງຄວາມດັນທີ່ສອດຄ່ອງກັນເທິງແຜນພາບ ຈາກນັ້ນ, ຄວາມດັນຈະປ່ຽນໄປ ແລະ ເຮັດຊ້ຳຂຶ້ນຕອນນີ້ ການລວມກັນຂອງຈຸດທີ່ເກີດການປ່ຽນແປງເຟສ ແລະ ຈຸດຕັດລະຫວ່າງເສັ້ນໂຄ້ງຜົນລັບແມ່ນ ເຮັດໃຫ້ສາມາດສ້າງແຜນວາດເຟສໄດ້ ໂດຍຊີ້ບອກໃນແຕ່ລະພື້ນທີ່ໃນແຕ່ລະດ້ານຂອງແຕ່ລະເສັ້ນໂຄ້ງວ່າມີເຟສໃດຢູ່.

4.6 ການສ້າງໄດອະແກຣມໄບນາຣີ

ໃນກໍລະນີຂອງລະບົບເລກຖານສອງ ໂດຍປົກກະຕິແລ້ວລະບົບໜຶ່ງຈະເລີ່ມຕົ້ນດ້ວຍສ່ວນປະກອບບໍລິສຸດສອງອົງປະກອບທີ່ຄວາມດັນ ຫລື ອຸນຫະພູມທີ່ກຳນົດ ແລະ ປ່ຽນຕົວແປອື່ນໆ(ອຸນຫະພູມ ຫລື ຄວາມດັນ ຕາມລຳດັບ) ໂດຍສັງເກດອີກເທື່ອເຖິງອຸນຫະພູມ ຫລື ຄວາມດັນທີ່ເກີດການປ່ຽນແປງເຟສ ຈຸດເຫຼົ່ານີ້ສະແດງເທິງແຜນຕັ້ງ ອັນທີ່ຢູ່ທາງຂວາສະແດງເຖິງສ່ວນປະກອບທີ່ບໍລິສຸດຢ່າງໃດຢ່າງໜຶ່ງ ແລະ ອີກອັນທີ່ຢູ່ທາງຊ້າຍ ຈາກນັ້ນ , ສ່ວນປະສົມຂອງສ່ວນປະກອບທັງສອງຈະຖືກຕຽມດ້ວຍຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນທີ່ກຳນົດໄວ້ໃນຮູບຂອງໂມລ ຫລື ເສດສ່ວນຂອງມວນສານ(ຫລືຮ້ອຍລະ) ສຳລັບແຕ່ລະອົງປະກອບ(ຂຽນຈຸດເທິງແຜນ x) ໃຫ້ປ່ຽນອຸນຫະພູມ ຫລື ຄວາມດັນອີກເທື່ອ ແລະ ສັງເກດການປ່ຽນແປງຂອງເຟສຕາມເດີມ.

4.7 ການສ້າງໄດອະແກຣມໄຕຟາກ

ຂັ້ນຕອນສຳລັບໄດອະແກຣມ ternary ມັກຈະຊັບຊ້ອນກວ່ານ້ອຍໆ ໃນບາງກໍລະນີຈຸດມຸ້ງໝາຍຄືການຕຽມສ່ວນປະສົມທີ່ກົງກັບດ້ານໃດດ້ານໜຶ່ງຂອງແຜນວາດໃນກໍລະນີອື່ນໆ ຈະເຮັດໃນແນວຕັ້ງສາກ ແລະ ໃນກໍລະນີອື່ນໆຈະເຮັດໃນແນວມຸມອຽງ ແຕ່ລະທົວເຫຼົ່ານີ້ມີວິທີການທົດລອງສະເພາະຂອງຕົນເອງເພື່ອໃຫ້ບັນລຸຜົນສຳເລັດ ລວມເຖິງການປະສົມລະບົບເລກຖານສອງຄົງທີ່ກັບຈຳນວນອົງປະກອບທີ່ສາມທີ່ເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ໃນທາງກັບກັນ ເປັນຕົ້ນ.

4.8 ປະໂຫຍດຂອງແຜນວາດເຟສຂອງສານບໍລິສຸດ

ໃນກໍລະນີຂອງໄດອະແກຣມຂອງສານບໍລິສຸດ ໄດອະແກຣມເຟສຈະໃຫ້ຂໍ້ມູນທີ່ຊັດເຈນກ່ຽວກັບເຟສທີ່ລະບົບຈະເປັນຝັ່ງຊັນຂອງຄວາມດັນ ແລະ ອຸນຫະພູມ ດ້ວຍເຫດນີ້ມັນຍັງຊ່ວຍໃຫ້ເຮົາສາມາດຄາດການປ່ຽນແປງເຟສທີ່ຈະຕ້ອງເກີດຂຶ້ນເມື່ອເຮົານຳລະບົບຈາກສະຖານະເລີ່ມຕົ້ນໄປຍັງສະຖານະສຸດທ້າຍຜ່ານເສັ້ນທາງຕ່າງໆ.

ໃນທາງປີ້ນກັບ ແຜນວາດເຟສປະເພດນີ້ຍັງເຮັດໃຫ້ສາມາດຄາດເດົາອຸນຫະພູມການປ່ຽນເຟສ(ຫລືຈຸດປ່ຽນເຟສ) ຂອງສານບໍລິສຸດທີ່ຄວາມດັນຕ່າງໆໄດ້ເຊັ່ນ: ເຮົາສາມາດເຫັນໄດ້ຢ່າງຊັດເຈນວ່າການປ່ຽນແປງຂອງຈຸດຝືດ ແລະ ຈຸດເປື້ອຍເປັນຝັ່ງຊັນຂອງຄວາມດັນຢ່າງໃດ.

4.9 ຢູທິລິຕີຂອງໄບນາຣີເຟສໄດອະແກຣມ

ໃນກໍລະນີຂອງແຜນວາດເຟສແບບໄບນາຣີ ຂໍ້ມູນເຫຼົ່ານີ້ໃຫ້ຂໍ້ມູນກ່ຽວກັບເຟສຕ່າງໆອັດຕາສ່ວນ ແລະ ອົງປະກອບເມື່ອເຮົາປີ້ນກັບ ບໍ່ວ່າຈະເປັນອຸນຫະພູມທີ່ຮັກສາຄວາມດັນໃຫ້ຄົງທີ່ ຫລື ຄວາມດັນທີ່ຮັກສາອຸນຫະພູມໃຫ້ຄົງທີ່ ເນື່ອງຈາກເປັນໄດອະແກຣມສອງມິຕິ ໂດຍທົ່ວໄປຈຶ່ງເປັນໄປບໍ່ໄດ້ທີ່ຈະສັງເກດການປ່ຽນແປງຂອງເຟສ ອັດຕາສ່ວນທີ່ແຕ່ລະເຟສມີຢູ່ ແລະ ອົງປະກອບຕາມຝັ່ງຊັນຂອງອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນພ້ອມກັນ ຢ່າງໃດກໍຕາມການສ້າງໄດອະແກຣມໄບນາຣີເຟສເປັນຝັ່ງຊັນຂອງອຸນຫະພູມທີ່ຄວາມດັນຕ່າງກັນສາມາດໃຫ້ຂໍ້ມູນນີ້ກັບເຮົາທາງອ້ອມໄດ້.

ແຜນວາດເຟສຂອງລະບົບເລກຖານສອງຊ່ວຍໃຫ້ເຮົາສາມາດສຶກສາອັດຕາປະຕິກິລິຍາລະຫວ່າງເຟສຕ່າງໆ ທີ່ສາມາດກໍ່ຕົວຂຶ້ນລະຫວ່າງສານເຄມີສອງຊະນິດທີ່ແຕກຕ່າງກັນ ເຟສເຫຼົ່ານີ້ອາດລວມເຖິງເຟສບໍລິສຸດຂອງສ່ວນປະກອບທັງສອງໃນສະຖານະທີ່ແຕກຕ່າງກັນເຊັ່ນ: (ຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ) ຫລື ເຟສທີ່ເປັນເນື້ອດຽວກັນຊຶ່ງມີສ່ວນປະກອບທັງສອງເຊັ່ນ: (ໂລຫະປະສົມ, ສານລະລາຍ, ຝຶກຮ່ວມ ເປັນຕົ້ນ).

ຈາກທີ່ກ່າວມາຂ້າງຕົ້ນ ໄດອະແກຣມໂບນາຣີເຟສຊ່ວຍໃຫ້ສາມາດລະບຸລະບົບຢູ່ເທກຕິກໄດ້ ຊຶ່ງເປັນລະບົບໂບນາຣີທີ່ຫຼອມລະລາຍທີ່ອຸ່ນຫະພູມດຽວ ແລະ ມີຈຸດຫຼອມແຫລວຕໍ່າກວ່າສ່ວນປະກອບບໍລິສຸດທັງສອງຢ່າງໃດຢ່າງໜຶ່ງ ນອກຈາກນີ້, ຍັງຊ່ວຍໃຫ້ສາມາດກຳນົດອຸ່ນຫະພູມຫຼອມແຫລວຂອງລະບົບນີ້ ຫລື ທີ່ເອີ້ນວ່າ: ຈຸດຢູເທກຕິກໄດ້ ສິ່ງນີ້ມີຄວາມສຳຄັນຫລາຍໃນການໃຊ້ງານທາງອຸດສາຫະກຳຕ່າງໆ ເນື່ອງຈາກຊ່ວຍໃຫ້ສາມາດລະບຸ ແລະ ອອກແບບໂລຫະປະສົມ ທີ່ມີຄວາມແຂງແຮງສູງ ແລະ ຫຼອມລະລາຍຕໍ່າໄດ້ ຊຶ່ງມີປະໂຫຍດ ເຊັ່ນ: ໃນການເຊື່ອມ.

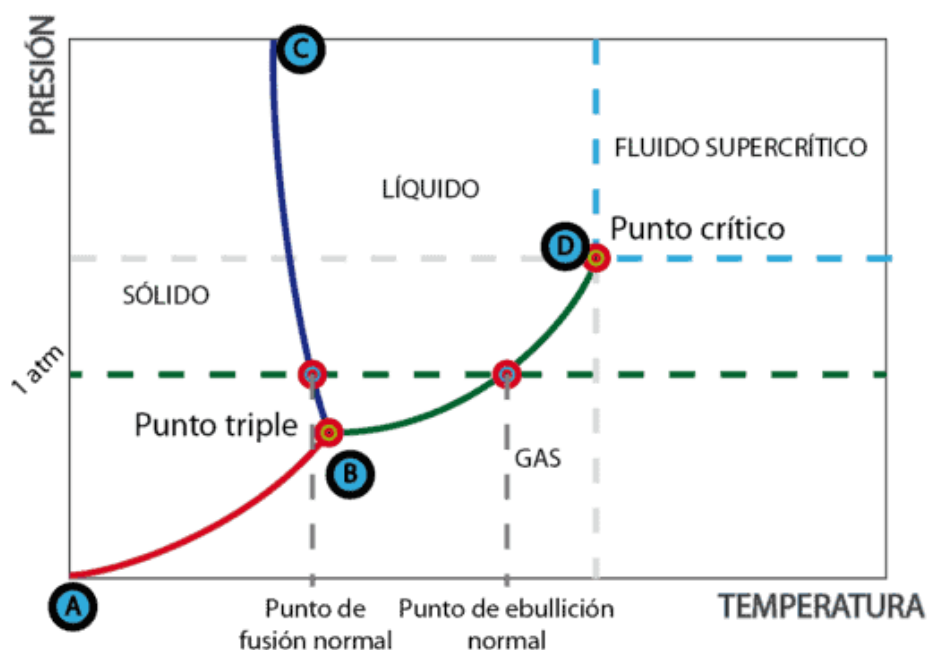
4.10 ຢູເທກຕິກຂອງແຜນພາບສາມເຟສ

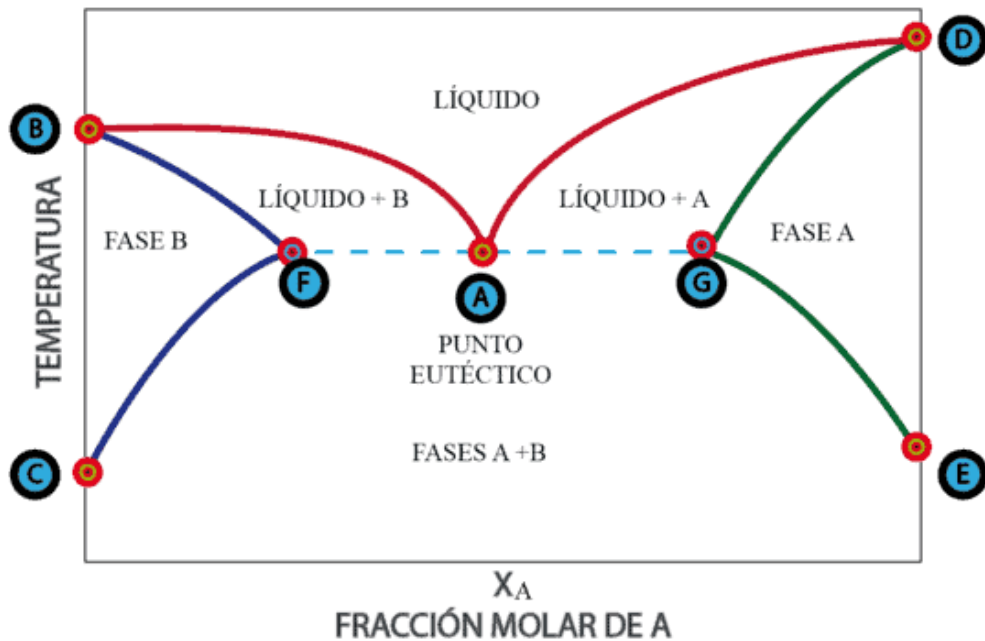
ສຸດທ້າຍ ໃນໄດອະແກຣມຂອງເຟສແບບໄຕຟາກ ໄດອະແກຣມຮູບສາມຫຼ່ຽມຖືກໃຊ້ເພື່ອໃຫ້ສາມາດສະແດງອັດຕາສ່ວນຂອງສ່ວນປະກອບທັງສາມຂອງສ່ວນປະສົມແບບໄຕຟາກໄດ້ຜ່ອມໆກັນທີ່ຈຸດໜຶ່ງ ຊຶ່ງໝາຍຄວາມວ່າໃນແຜນວາດເຫຼົ່ານີ້ ເຮົາບໍ່ສາມາດສັງເກດຜົນກະທົບຂອງອຸ່ນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນທີ່ມີຕໍ່ເຟສທີ່ມີຢູ່ໃນລະບົບໄຕຟາກໄດ້ ແຕ່ຈະສັງເກດໄດ້ສະເພາະຜົນກະທົບຂອງອົງປະກອບເທົ່ານັ້ນ.

ດັ່ງນັ້ນ, ສ່ວນໃຫຍ່ຈະໃຊ້ແຜນວາດເຟສແບບໄຕຟາກເພື່ອກຳນົດລັກສະນະການເຮັດວຽກງານຂອງລະບົບແບບໄຕຟາກເມື່ອຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນສຳພັນສ່ວນປະກອບໃນສ່ວນປະກອບໜຶ່ງແຕກຕ່າງກັນໄປ ສິ່ງນີ້ມີປະໂຫຍດສຳລັບການສຶກສາລະບົບທີ່ປະສົມສານລະລາຍສອງຊະນິດທີ່ມີຕົວຖືກລະລາຍຕ່າງກັນ ເນື່ອງຈາກຕົວເຮັດລະລາຍ ແລະ ຕົວຖືກລະລາຍທັງສອງຈະຢູ່ໃນສ່ວນປະສົມ ຈຶ່ງກໍ່ໃຫ້ເກີດລະບົບທີ່ປະກອບໄປດ້ວຍ ternary

4.11 ສ່ວນຕ່າງໆ ຂອງເຟສໄດອະແກຣມ

ໄດອະແກຣມຕໍ່ໄປນີ້ໃຊ້ເພື່ອອະທິບາຍສ່ວນຕ່າງໆ ຂອງເຟສໄດອະແກຣມສຳລັບສານບໍລິສຸດ ແລະ ລະບົບເລກຖານສອງ:





1) ແຖມຂອງກຣາຟ

ຂຶ້ນຢູ່ກັບຊະນິດຂອງເຟສໄດອະແກຣມ ສິ່ງເຫຼົ່ານີ້ສາມາດສະແດງເຖິງຄວາມດັນ ແລະ ອຸນຫະພູມ (ເຊັ່ນໃນກໍລະນີຂອງແຜນວາດທໍາອິດ) ເສດສ່ວນໂມລຂອງສ່ວນປະກອບໜຶ່ງ(ເຊັ່ນໃນກໍລະນີຂອງສ່ວນປະກອບທີ່ສອງ) ຫລື ຂອງສອງສ່ວນປະກອບ(ເຊັ່ນໃນກໍລະນີຂອງ ແຜນວາດໄຕຟາກ)).

2) ເສັ້ນໂຄ້ງສົມດຸນເຟສ

ເປັນເສັ້ນໂຄ້ງທີ່ແຍກເຟສໜຶ່ງອອກຈາກເຟສອື່ນໃນເຟສໄດອະແກຣມ ເສັ້ນໂຄ້ງ AB, BC ແລະ BD ໃນແຜນວາດດ້ານເທິງຂອງສານບໍລິສຸດຄືຕົວຢ່າງທັງໝົດຂອງເສັ້ນໂຄ້ງສົມດຸນເຟສ ເຊັ່ນດຽວກັບເສັ້ນໂຄ້ງ AB ແລະ AD ໃນແຜນພາບທີ່ສອງ

3) ສາມຈຸດ

ໃນລະບົບຂອງສານບໍລິສຸດ ຈຸດສາມຈຸດເປັນຈຸດທີ່ເສັ້ນໂຄ້ງສົມດຸນເຟສຫຼາຍເຟສກົງກັນ ດັ່ງນັ້ນ, ຈິ່ງມີເຟສ 3 ເຟສໃນສະພາວະສົມດຸນພ້ອມກັນ ສອດຄ່ອງກັບຈຸດ B ໃນແຜນວາດທໍາອິດຂອງຕົວເລກກ່ອນໜ້າ.

4) ຈຸດວິກິດ

ສອດຄ່ອງກັບຈຸດ D ໃນໄດອະແກຣມທໍາອິດ ສະແດງເຖິງອຸນຫະພູມສູງສຸດທີ່ສານບໍລິສຸດສາມາດດໍາລົງຢູ່ໄດ້ໃນຮູບຂອງຂອງແຫລວ ເໝືອອຸນຫະພູມນີ້ສານຈະເປັນກ້າສສະເໝີ ແລະ ທີ່ອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນສູງກ່ວາສານຈະມີຜິດຕິກຳຂອງໄຫຼວິກິດ.

5) ຈຸດຢູເທັກຕິກ

ສອດຄ່ອງກັບຈຸດ A ໃນແຜນວາດໄບນາຣີຂອງພາບກ່ອນໜ້າ ເປັນຈຸດທີ່ທັງສອງເຟສຫຼອມລວມກັນໂດຍກົງຈາກສະຖານະຂອງແຂງໄປຍັງສະຖານະຂອງແຫລວໂດຍບໍ່ມີເຟສຂອງແຂງດັ່ງເດີມສອງເຟສເຫຼືອຢູ່ ຈຸດນີ້ບົ່ງບອກທັງອຸນຫະພູມເປື້ອນຢູເທັກຕິກ ແລະ ອົງປະກອບຢູເທັກຕິກສໍາລັບລະບົບເລກຖານສອງທີ່ຝິຈາລະນາຂອງປະສົມທັງໝົດບໍ່ໄດ້ກໍ່ຕົວເປັນຂອງປະສົມຢູເທັກຕິກ ແຕ່ມີຫຼາຍຢ່າງ ເຊັ່ນ: ໂລຫະປະສົມ.

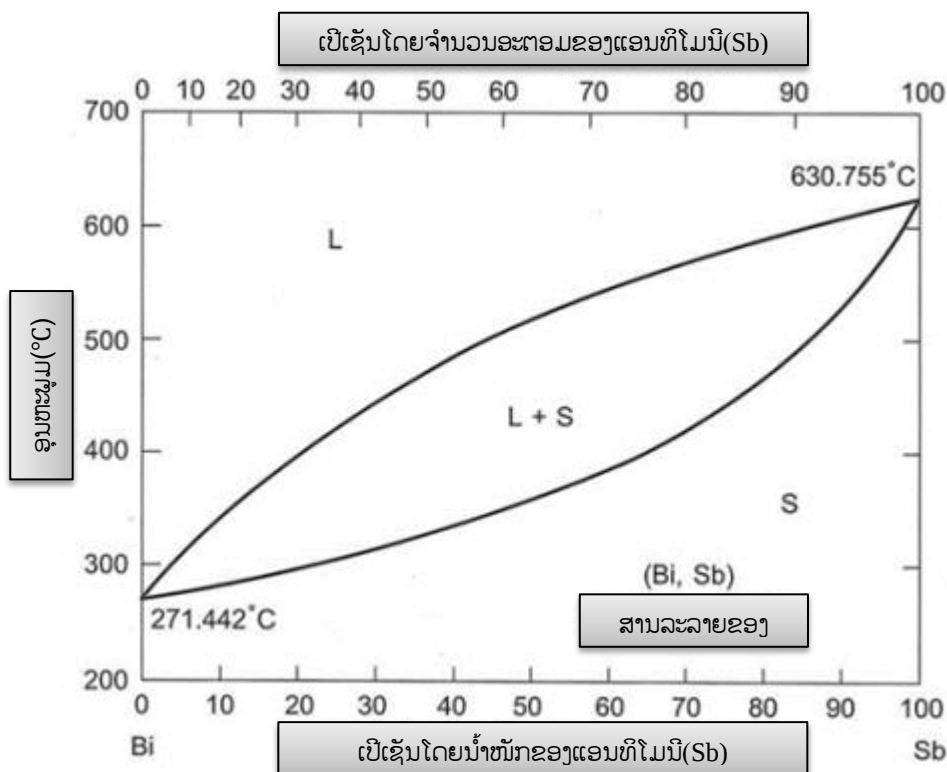
5. ການວິເຄາະແຜນວາດຂອງເຟສທີ່ສະແດງຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງຄວາມດັນ-ອຸນຫະພູມທາງໃນ

5.1 ແຜນວາດຂອງໂລຫະປະສົມລະບົບ 2 ທາດ

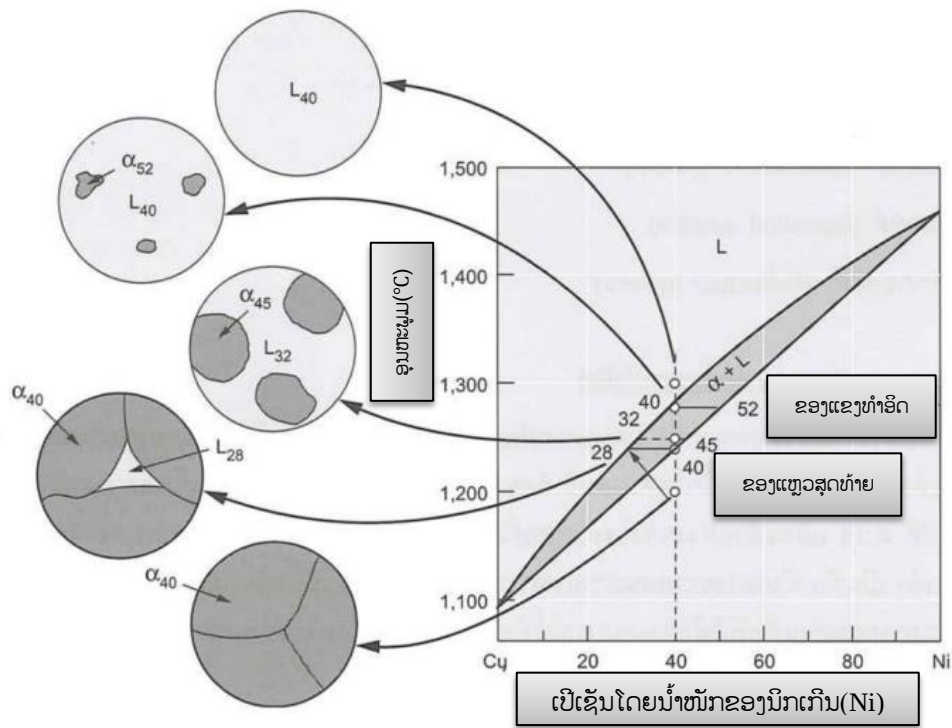
ແຜນວາດຂອງໂລຫະປະສົມລະບົບ 2 ທາດ ເປັນລະບົບທີ່ມີອົງປະກອບ 2 ອົງປະກອບ ຫລື ທາດ 2 ທາດ ລວມກັນເປັນໂລຫະປະສົມ ໂດຍອາດຈະລວມກັນເປັນເນື້ອດຽວ(Solution) ຫລື ແຍກກັນຢູ່ແບບຂອງປະສົມ (Mixture) ກໍໄດ້ ການປະສົມກັນຂອງໂລຫະປະສົມອາດຈຳແນກເປັນລະບົບຕ່າງໆ ດັ່ງນີ້ຄື:

5.1.1 ແຜນວາດເຟສລະບົບໄອໂຊເມີຟັດ(Isomorphous System)

ແຜນວາດເຟສລະບົບໄອໂຊເມີຟັດ ໝາຍເຖິງ: ໂລຫະສອງຊະນິດສາມາດລະລາຍເຂົ້າກັນໄດ້ຢ່າງສົມບູນ ທຸກອັດຕາສ່ວນປະສົມທັງທີ່ຢູ່ໃນຟາວະຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ ດັ່ງນັ້ນ, ໂລຫະປະສົມທີ່ເກີດຈາກແຜນວາດ ເຟສແບບນີ້ ເມື່ອຢູ່ໃນສະພາວະຂອງແຂງຈະມີເນື້ອດຽວ ແລະ ສະໝໍ່າສະເໝີ ຮູບທິ... ສະແດງຕົວຢ່າງຂອງໂລຫະ ປະສົມທີ່ມີລະບົບການປະສົມແບບນີ້ໄດ້ແກ່ ທອງແດງ-ນິກເກີນ, ຄຳ-ບາດທິນຳ ແລະ ເງິນ-ຄຳ ເປັນຕົ້ນ. ຕົວຢ່າງ ຂອງແຜນວາດເຟສລະບົບນີ້ຂອງໂລຫະປະສົມບິດມັດ(Bi)-ແອນທິໂມນີ(Sb) ໂດຍໂລຫະບິດມັດ ແລະ ແອນທິໂມ ນີສາມາດລະລາຍເຂົ້າກັນໄດ້ຢ່າງສົມບູນທັງໃນຟາວະຂອງແຂງ ແລະ ຂອງແຫລວ ຊຶ່ງໃນຟາວະຂອງແຂງຈະຢູ່ໃນຮູບ ຂອງສານລະລາຍແອນທິໂມນີຂອງແຂງ(Solid Solution).



ຮູບທີ9 ແຜນວາດເຟສລະບົບໄອໂຊເມີຟັດຂອງໂລຫະປະສົມບິດມັດ-ແອນທິໂມນີ



ຮູບທີ10 ການປ່ຽນແປງເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ 40%Ni-60%Cu ເມື່ອມີການແຂງຕົວທີ່ສະພາວະສົມດຸນ

ຂະນະມີການເຢັນຕົວ ອະຕອມຂອງທອງແດງ ແລະ ນິກເກີນຈະເກີດການແຜ່ພາຍໃນເຟສຂອງແຂງ

ຊຶ່ງຕ້ອງມີເວລາພຽງພໍທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ເກີດເຟສທີ່ມີຄວາມສະໝໍ່າສະເໝີທາງເຄມີ

ການແຂງຕົວໃນສະພາວະສົມດຸນຂອງໂລຫະປະສົມທີ່ເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ ການແຂງຕົວໃນພາວະສົມດຸນຄືການເຢັນຕົວຂອງໂລຫະຫຼອມແຫລວຢ່າງຊ້າໆ ຈົນກາຍເປັນຂອງແຂງທັງໝົດ ຫາກພິຈາລະນາແຜນວາດເຟສຂອງໂລຫະປະສົມລະຫວ່າງທອງແດງກັບນິກເກີນໃນຮູບທີ10 ທີ່ສ່ວນປະສົມ 40%Ni-60%Cu ຫາກປ່ອຍໃຫ້ໂລຫະເຢັນລົງມາຈາກເຟສຂອງແຫລວທີ່ອຸນຫະພູມ 1300°C ມາສຳຜັດເສັ້ນຂອງແຫຼວ ຈະເກີດນິວຄລີໂອຊັ້ນ ແລະ ເລີ່ມຕົ້ນການຂະຫຍາຍຕົວທີ່ຈຸດນີ້ຫາກລາກເສັ້ນໄທໄລ ຈະພົບວ່າ: ອະນຸພາກຂອງແຂງທີ່ເລີ່ມເກີດຂຶ້ນນີ້ມີສ່ວນປະສົມຂອງນິກເກີນປະມານ 52% ແລະ ມີທອງແດງຢູ່ປະມານ 48% ຊຶ່ງມີພາວະເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ.

ເມື່ອອຸນຫະພູມຫລຸດລົງມາເຖິງປະມານ 1250°C ເຟສຂອງງແຂງຈະມີປະລິມານເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ເຟສຂອງງແຫລວຈະມີປະລິມານຫລຸດລົງ ໂດຍເຟສຂອງແຫລວຈະມີນິກເກີນຢູ່ 32% ແລະ ເຟສຂອງແຂງຈະມີນິກເກີນຢູ່ 45% ສາມາດຫາປະລິມານເຟສຂອງແຫລວ ແລະ ຂອງແຂງໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\text{ເຟສຂອງແຫລວ} = \frac{45-40}{45-32} \times 100 = 38\%$$

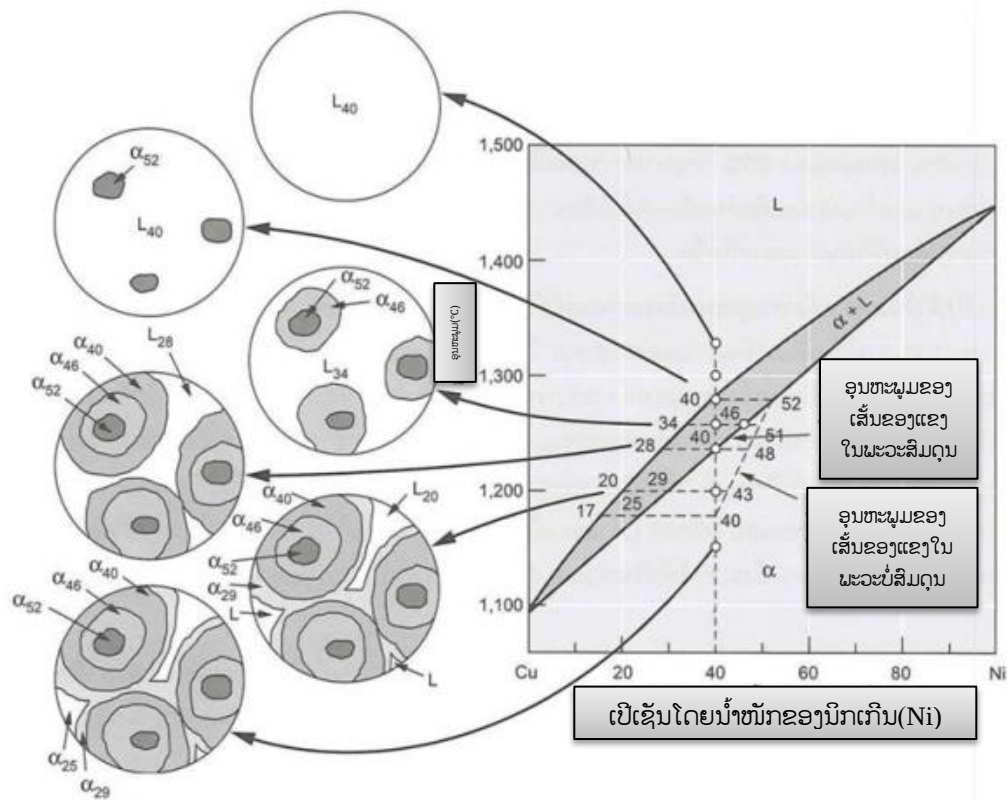
$$\text{ເຟສຂອງແຂງ} = \frac{40-32}{45-32} \times 100 = 62\%$$

ຫາກປຽບທຽບເປີເຊັນຂອງນິກເກີນທີ່ຢູ່ໃນສານລະລາຍຂອງແຂງທີ່ເກີດຂຶ້ນເທື່ອທຳອິດນັ້ນ ຈະມີຄວາມແຕກຕ່າງກັນໂດຍໃນເທື່ອທຳອິດທີ່ອຸນຫະພູມ 1280°C ຈະມີເປີເຊັນຂອງນິກເກີນ 52% ແລະ ທີ່ອຸນຫະພູມ 1250°C ຈະມີເປີເຊັນຂອງນິກເກີນປະມານ 45% ສະແດງວ່າອະຕອມຂອງນິກເກີນພາຍໃນຂອງແຂງທີ່ເກີດກ່ອນຈະເກີດການແຜ່ອກມາສູ່ຂອງແຂງທີ່ເກີດໃໝ່ບໍລິເວນຊັ້ນນອກ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ເປີເຊັນຂອງນິກເກີນໃນຂອງແຂງຊັ້ນທຳອິດຫລຸດລົງ. ໃນຂະນະດຽວກັນອະຕອມຂອງທອງແດງທີ່ຢູ່ໃນສານລະລາຍຂອງແຂງຈະເກີດການແຜ່ອກໄປ

ລວມກັນຢູ່ໃນເຟສຂອງແຫລວ ແລະ ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງເບີເຊັນທອງແດງເພີ່ມຂຶ້ນເລື້ອຍໆ ແລະ ເມື່ອອຸນຫະພູມ ຫລຸດລົງຈົນເຖິງເສັ້ນຂອງແຂງ ສານລະລາຍຂອງແຂງຈະມີເບີເຊັນນິກເກີນລະລາຍຢູ່ 40% ສ່ວນເຟສຂອງແຫລວ ຈະມີນິກເກີນຢູ່ປະມານ 28% ແລະ ເມື່ອຜ່ານເສັ້ນຂອງແຂງລົງໄປ ໂລຫະປະສົມຈະມີພຽງເຟສດຽວທີ່ເປັນສານລະ ລາຍຂອງແຂງ α ທີ່ມີສ່ວນປະສົມຂອງນິກເກີນຢູ່ 40% ແລະ ທອງແດງ 60% ຂະບວນການແຜ່ທີ່ເກີດຂຶ້ນຂະນະມີ ການປ່ຽນແປງເຟສນັ້ນຈະຕ້ອງມີການຫລຸດລົງຂອງອຸນຫະພູມຢ່າງຊ້າໆ ແລະ ຕ້ອງມີເວລາພຽງພໍທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ເກີດ ຄວາມສົມດຸນໃນການປ່ຽນເຟສ ບໍ່ເຊັ່ນນັ້ນແລ້ວໂຄງສ້າງທີ່ເກີດຂຶ້ນຈະມີວົງຊັ້ນຂອງສ່ວນປະສົມທີ່ບໍ່ສະໝໍ່າສະເໝີ ເກີດຂຶ້ນ.

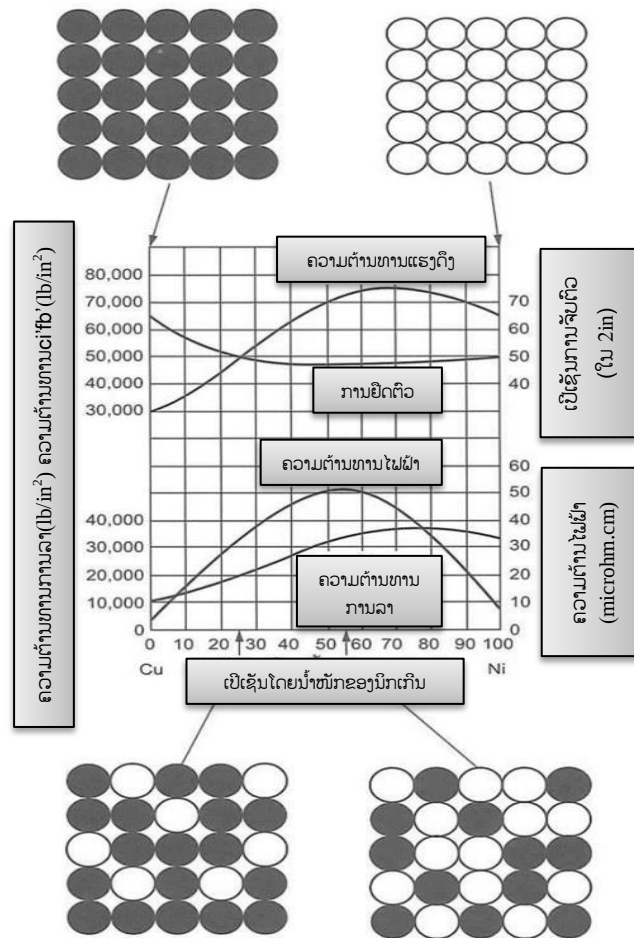
ການແຂງຕົວໃນພາວະບໍ່ສົມດຸນຂອງໂລຫະປະສົມທີ່ເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ ໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວ ໃນທາງ ປະຕິບັດເປັນເລື່ອງທີ່ຍາກຫລາຍທີ່ຈະຄວບຄຸມການແຂງຕົວໃຫ້ເປັນແບບພາວະສົມດຸນ ບໍ່ວ່າຈະເປັນສາເຫດມາຈາກ ອຸນຫະພູມຂອງແບບຫຼັກທີ່ມີຄ່າຕໍ່ກວ່າອຸນຫະພູມນໍ້າໂລຫະ ຫລື ອັດຕາການຖ່າຍເທຄວາມຮ້ອນຂອງເນື້ອງານຫຼໍ່ເອງ ທີ່ບໍ່ເທົ່າກັນ ເຊັ່ນ: ທີ່ຜິວເນື້ອງານມີອັດຕາການຖ່າຍເທຄວາມຮ້ອນທີ່ສູງກວ່າ ຫລື ເຢັນໄວກວ່າແກນກາງຂອງເນື້ອ ງານ ຈາກສາເຫດດັ່ງກ່າວ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ໂລຫະປະສົມເກີດການແຂງຕົວໃນສະພາວະບໍ່ສົມດຸນເກີດຂຶ້ນ ຊຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ ໂຄງສ້າງທີ່ໄດ້ມີຄວາມແຕກຕ່າງກັນ ເຖິງແມ່ນວ່າຈະເປັນເຟສດຽວກັນກໍຕາມ ຕົວຢ່າງຂອງການແຂງຕົວໃນພາວະບໍ່ ສົມດຸນຂອງໂລຫະປະສົມ 40%Ni-60%Cu ສະແດງດັ່ງຮູບທີ11ຈະເຫັນໄດ້ວ່າອັດຕາການເຢັນຕົວທີ່ບໍ່ເທົ່າກັນຈະ ເຮັດໃຫ້ເສັ້ນຂອງແຂງຫລຸດຕໍ່າລົງມາ(ເສັ້ນບາງ) ຊຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ປະລິມານ ແລະ ສ່ວນປະສົມທາງເຄມີໃນສະຖານະ ສານລະລາຍຂອງແຂງປ່ຽນໄປຈາກພາວະສົມດຸນ.

ຈາກແຜນວາດເຟສໃນພາວະບໍ່ສົມດຸນໂລຫະປະສົມ 40%Ni-60%Cu ຈະເຫັນວ່າເມື່ອໂລຫະປະສົມເຢັນ ຕົວລົງມາເຖິງເສັ້ນຂອງແຂງທີ່ອຸນຫະພູມປະມານ 1280°C ຈະເກີດອະນຸພາກຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງ α ຂຶ້ນ ໂດຍມີສ່ວນປະສົມຂອງນິກເກີນຢູ່ປະມານ 52% ສ່ວນຂອງແຂງຕົວໃໝ່ຈະມີນິກເກີນຢູ່ພຽງ 46% ແຕ່ເນື່ອງຈາກ ໂລຫະປະສົມມີອັດຕາການເຢັນຕົວທີ່ໄວ ເຮັດໃຫ້ສ່ວນປະສົມຂອງນິກເກີນເລື້ອນໄປຢູ່ທີ່ 51% (ເສັ້ນບາງ) ແລະ ເມື່ອອຸນຫະພູມລຸດລົງມາເຖິງ 1240°C ທີ່ເສັ້ນຂອງແຂງໃນສະພາວະສົມດຸນ(ເສັ້ນທົບ) ເຟສຂອງແຫລວຈະຍັງຄົງ ຫຼົງເຫຼືອຢູ່ຫາກອຸນຫະພູມເໝືອເສັ້ນນີ້ຂຶ້ນມານ້ອຍໆ ແລະ ເມື່ອຕໍ່າກວ່າເສັ້ນນີ້ລົງໄປ ໂລຫະປະສົມຈະມີພຽງເຟສ ດຽວ ຄືສານລະລາຍຂອງແຂງ α ແຕ່ຫາກພິຈາລະນາທີ່ເສັ້ນຂອງແຂງໃນສະພາວະບໍ່ສົມດຸນ(ເສັ້ນບາງ) ຈະພົບວ່າ ເສັ້ນຂອງແຂງຈະເລື້ອນໄປຢູ່ທີ່ປະມານ 48%Ni ຊຶ່ງຈະສົ່ງຜົນໃຫ້ຍັງຄົງມີເຟສຂອງແຫລວຫຼົງເຫຼືອຢູ່ ໂລຫະປະສົມ ຈະກາຍເປັນເຟສຂອງແຂງທັງໝົດທີ່ອຸນຫະພູມຕໍ່າກວ່າ 1180°C, ຫາກພິຈາລະນາຈາກເສັ້ນການເຢັນຕົວໃນພາວະ ບໍ່ສົມດຸນທີ່ອຸນຫະພູມນີ້ ເຟສຂອງແຫລວຈະມີນິກເກີນຢູ່ 17% ແລະ ເມື່ອເຢັນລົງຈະເປັນເຟສຂອງແຂງທີ່ມີນິກ ເກີນ 25% ຄ່າສະເລ່ຍຂອງເສັ້ນປະສົມໃນຂອງແຂງຈະມີນິກເກີນປະມານ 40% ຈະເຫັນໄດ້ວ່າ: ເຟສຂອງແຂງທີ່ໄດ້ ຈະມີສ່ວນປະສົມທີ່ບໍ່ເທົ່າກັນ ສິ່ງນີ້ຄືລັກສະນະການແຂງຕົວໃນພາວະບໍ່ສົມດຸນ ໂດຍລັກສະນະຂອງເສັ້ນຂອງແຂງທີ່ ເກີດຈາກການແຂງຕົວໃນພາວະບໍ່ສົມດຸນຈະມີການເກີດຢ່າງຕໍ່ເນື່ອງລົງມາເລື້ອຍໆ ຊຶ່ງສະແດງເປັນເສັ້ນບາງໃນຮູບ ໂດຍຄວາມແຕກຕ່າງລະຫວ່າງເສັ້ນໃນພາວະສົມດຸນ ແລະ ບໍ່ສົມດຸນຈະມີຫລາຍ ຫລື ນ້ອຍ ຈະຂຶ້ນຢູ່ກັບອັດຕາການ ເຢັນຕົວ(Cooling Rate) ໂດຍອັດຕາການເຢັນຕົວສູງຈະເຮັດໃຫ້ຄວາມແຕກຕ່າງມີຫລາຍຕາມໄປດ້ວຍ.



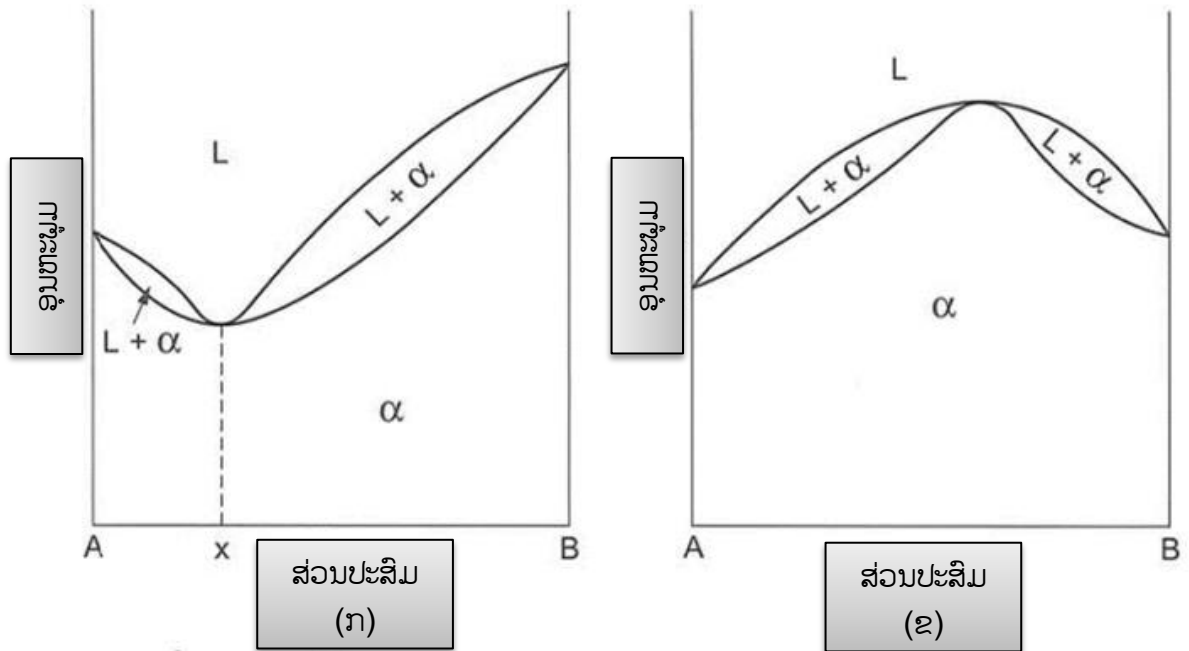
ຮູບທີ11 ການປ່ຽນແປງໂຄງສ້າງຂອງໂລຫະປະສົມ 40%Ni-Cu ໃນສະພາວະບໍ່ສົມດຸນ ເນື່ອງຈາກເວລາສຳລັບ ການແຜ່ມື່ບໍ່ຫລາຍພໍ ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ເກີດໂຄງສ້າງແບບແຍກຊັ້ນຂຶ້ນ(Segregated Structure)

ຄຸນສົມບັດຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງ ໂລຫະປະສົມທີ່ມີສະຖານະເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງຈະມີ ຄຸນສົມບັດຕ່າງໆທີ່ປ່ຽນແປງໄປຈາກສະພາບໂລຫະບໍລິສຸດ ຕົວຢ່າງໃນຮູບທີ12 ເປັນກຣາຟສະແດງຄຸນສົມບັດຂອງ ທອງແດງປະສົມນິກເກີນຈະເຫັນໄດ້ວ່າຫາກນິກເກີນມີທອງແດງປະສົມຢູ່ປະມານ 35 – 40% ຈະເຮັດໃຫ້ຄວາມ ແຂງແຮງສູງຫລາຍທີ່ສຸດ ເບິ່ງເຊັ່ນການຈັບຕົວຈະຫລຸດລົງ ສາເຫດທີ່ເຮັດໃຫ້ຄວາມແຂງແຮງເພີ່ມຂຶ້ນນີ້ເປັນເພາະຂະ ບວນການເພີ່ມຄວາມແຂງແຮງ ໂຍດສານລະລາຍຂອງແຂງ(Solid Solution Strengthening) ໂດຍອະຕອມ ຂອງທອງແດງທີ່ລະລາຍຢູ່ມີສ່ວນເຮັດໃຫ້ລະບົບຝຶກຂອງນິກເກີນເກີດການບົດບ້ຽວຂຶ້ນໄດ້ ຄຸນສົມບັດຂອງດ້ານ ການທົນຄວາມອ່ອນຕົວຈະຫລຸດລົງຫາກນິກເກີນມີທອງແດງລະລາຍຢູ່ຫລາຍຂຶ້ນ ສ່ວນຄວາມຕ້ານໄຟຟ້າຈະມີສູງທີ່ ສຸດປະມານ 40% ຂອງທອງແດງທີ່ລະລາຍໃນນິກເກີນ ໂລຫະປະສົມຊະນິດນີ້ສາມາດໃຊ້ເຮັດຂົດລວດຄວາມຕ້ານ ໄດ້ດີ ຊຶ່ງຮູ້ຈັກກັນດີໃນຊື່ໂລຫະໂມເນລ(Monel).



ຮູບທີ12 ຄຸນສົມບັດທາງກົນ ແລະ ຄວາມຕ້ານໄຟຟ້າຂອງໂລຫະປະສົມທອງແດງ-ນິກເກີນ

ແຜນວາດເຟດລະບົບໄອໂຊມອຣ໌ຟັດແບບມິນິມໍາ(Minimum) ແລະ ແບບແມັກຊິມໍາ(Maximum) ໂລຫະປະສົມບາງຊະນິດສາມາດລະລາຍເຂົ້າກັນໄດ້ທັງໃນຟາວະຂອງແຫລວ ແລະ ຟາວະຂອງແຂງ ແລະ ໃຫ້ແຜນວາດເຟສແບບມິນິມໍາ ແລະ ແມັກຊິມໍາ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ13 ຈາກແຜນວາດເຟສໃນຮູບທີ13(ກ) ຈະເຫັນວ່າໂລຫະປະສົມ x ມີຈຸດເປື້ອຍທີ່ຕໍ່າທີ່ສຸດ ພຶດຕິກຳຂອງໂລຫະປະສົມນີ້ຈະຄ້າຍໂລຫະບໍລິສຸດ ຄືມີການແຂງຕົວທີ່ອຸ່ນຫະພຸມຄົງທີ່ ແລະ ສ່ວນປະສົມຄົງທີ່ ບາງເທື່ອເອີ້ນໂລຫະປະສົມຊະນິດນີ້ວ່າໂລຫະປະສົມຄ້າຍຢູເທັກຕິກ(Pseudo-eutectic Alloy) ໂລຫະປະສົມຊະນິດນີ້ໄດ້ແກ່: ທອງແດງ-ຄຳ(Cu-Au) ແລະ ນິກເກີນ-ຟອນລາດຽມ(Ni-Pd) ສ່ວນແຜນວາດເຟສທີ່ເປັນແບບແມັກຊິມໍາຈະມີລັກສະນະທີ່ກົງກັນຂ້າມກັບແບບມິນິມໍາ ໂດຍຈະມີຈຸດເປື້ອຍຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງທີ່ສຸດ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ13(ຂ) ໂລຫະປະສົມແບບນີ້ຈະມີລັກສະນະຂອງແຜນວາດເຟສຄ້າຍໂລຫະປະສົມທີ່ມີອຸ່ນຫະພຸມຫຼອມແຫລວແບບຄອງກຸຮອີນ(Congruent-melting Alloy).



ຮູບທີ13 ແຜນວາດເຟສຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງແບບ (ກ) ມີນິມໍາ (ຂ) ແມັກຊິມໍາ

5.1.2 ແຜນວາດເຟສລະບົບຢູເທັກຕິກ(Eutectic System)

ລະບົບຢູເທັກຕິກໝາຍເຖິງໂລຫະສອງຊະນິດລະລາຍເຂົ້າກັນໄດ້ຢ່າງສົມບູນໃນຟາວະຂອງແຫລວ ແຕ່ບໍ່ສົມບູນໃນຟາວະຂອງແຂງ ເພາະໂລຫະສອງຊະນິດມີຄວາມສາມາດໃນການລະລາຍຊຶ່ງກັນ ແລະ ກັນທີ່ຈຳກັດ ການເກີດປະຕິກິລະຍາຢູເທັກຕິກເກີດຈາກການເຢັນຕົວຂອງເຟສຂອງແຫລວຊະນິດໜຶ່ງ ແລ້ວໃຫ້ເຟສຂອງແຂງຂຶ້ນ ມາສອງຊະນິດທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ໂດຍສາມາດຂຽນປະຕິກິລິຍາໄດ້ດັ່ງນີ້:



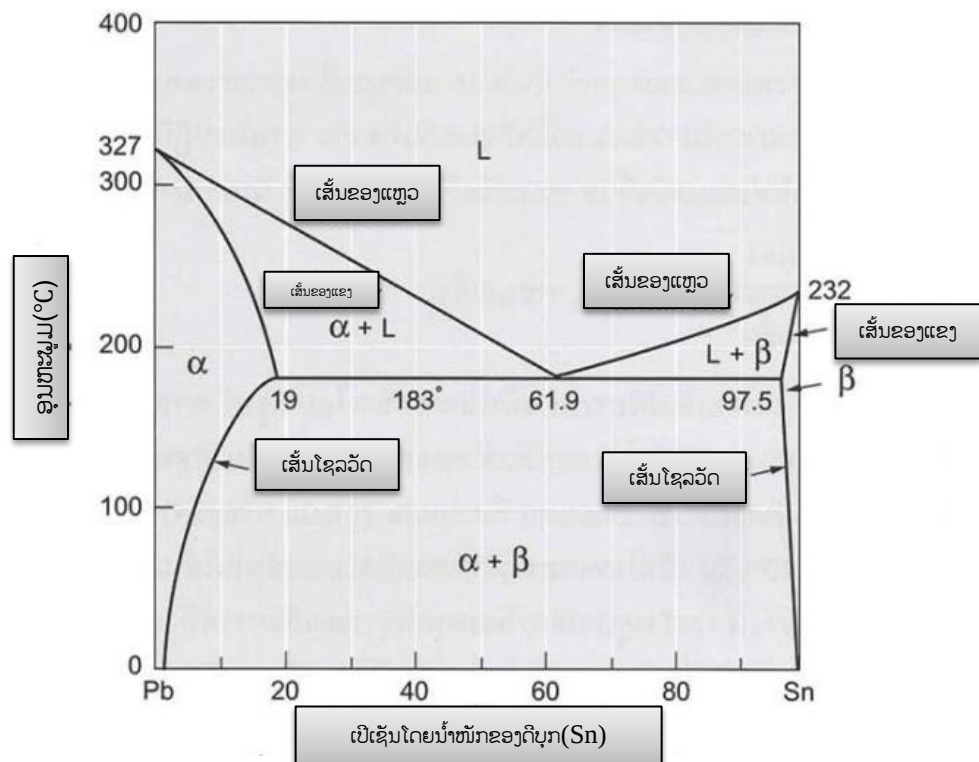
ການສຶກສາແຜນວາດເຟສລະບົບຢູເທັກຕິກໂດຍພິຈາລະນາຈາກໂລຫະປະສົມລະຫວ່າງຊີນ(Pb) ແລະ ດີບຸກ(Sn) ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ14 ຈະເຫັນວ່າສ່ວນປະສົມຢູເທັກຕິກຈະຢູ່ທີ່ 61.9% ອຸນຫະພູມຢູເທັກຕິກຢູ່ທີ່ 183°C, ຊີນ(Pb) ບໍລິສຸດມີຈຸດເປື້ອນ 327°C ແລະ ດີບຸກຢູ່ທີ່ 232°C ຈາກແຜນວາດເຟສຈະມີສ່ວນປະກອບທີ່ສຳຄັນໆ ດັ່ງນີ້:

ເຟສຂອງແຫລວຄື: ໂລຫະປະສົມລະຫວ່າງດີບຸກ(Sn) ກັບຊີນ(Pb) ທີ່ຫຼອມລະລາຍເຂົ້າກັນໄດ້ຢ່າງສົມບູນທີ່ອຸນຫະພູມເໜືອເສັ້ນຂອງແຫລວ.

ເຟສຂອງແຂງ α ຄື: ສານລະລາຍຂອງແຂງຂອງໂລຫະປະສົມຊີນ(Pb) ກັບດີບຸກ(Sn) ໂດຍ α ນີ້ຈະມີຊີນ(Pb) ເປັນສ່ວນຫລາຍ ແລະ ມີດີບຸກ(Sn) ເປັນສ່ວນນ້ອຍ ດີບຸກ(Sn) ສາມາດລະລາຍເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ α ໄດ້ສູງສຸດ 19% ທີ່ອຸນຫະພູມ183°C.

ເຟສຂອງແຂງ β ຄື: ສານລະລາຍຂອງແຂງຂອງດີບຸກ(Sn) ກັບຊີນ(Pb) ໂດຍ β ນີ້ຈະມີດີບຸກ(Sn) ເປັນສ່ວນຫລາຍ ແລະ ມີຊີນ(Pb) ເປັນສ່ວນນ້ອຍ ຊີນ(Pb) ລະລາຍໄດ້ສູງສຸດພຽງ 2.5% ທີ່ອຸນຫະພູມ 183°C.

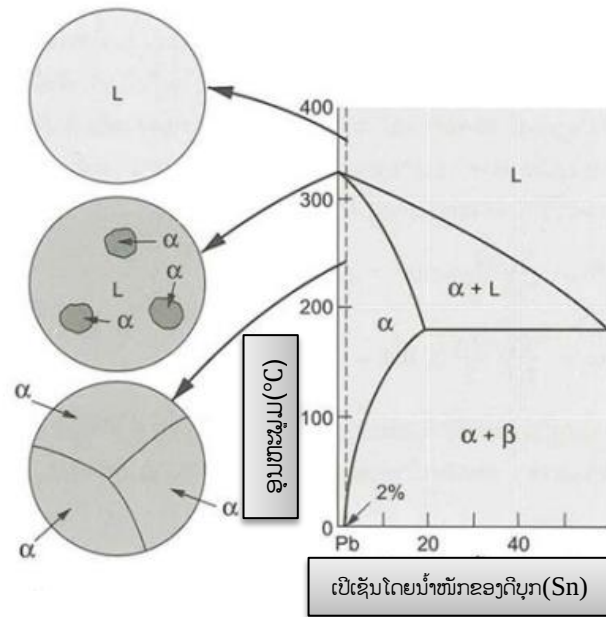
ບໍລິເວນທີ່ມີ 2 ເຟສມີຢູ່ນຳກັນ 3 ສ່ວນນັ້ນຄື: ບໍລິເວນເຟສຂອງແຂງ α ກັບຂອງແຫລວ L ບໍລິເວນເຟສຂອງແຂງ β ກັບຂອງແຫລວ L ແລະ ບໍລິເວນເຟສຂອງແຂງ β ກັບເຟສຂອງແຂງ α .



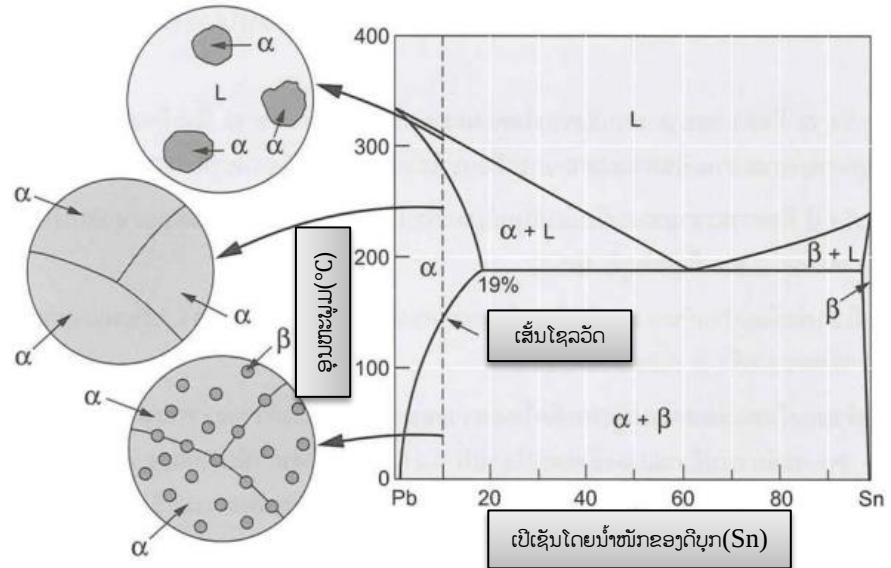
ຮູບທີ14 ແຜນວາດເຟສຂອງໂລຫະປະສົມຊີນ-ດີບຸກ(Pb-Sn)

ການແຂງຕົວຂອງໂລຫະປະສົມລະບົບຢູເທັກຕິກໃນພາວະສົມດຸນ ການແຂງຕົວຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງທີ່ມີສ່ວນປະສົມຂອງດີບຸກລະຫວ່າງ 0–2% ຈະມີການປ່ຽນແປງດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ15(ກ) ໂດຍຈະເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງ α ພຽງເຟສດຽວທີ່ເກີດຈາກການເຢັນຕົວຂອງເຟສຂອງແຫລວທີ່ສ່ວນປະສົມລະຫວ່າງ 2–19%(Sn) ການແຂງຕົວຈະເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງ α ໃນຊ່ວງທຳອິດ ແລະ ເມື່ອມີການເຢັນຕົວຕໍ່ເນື່ອງລົງມາຈົນເຖິງເສັ້ນໂຊລວັດ(Solvus Line) ຊຶ່ງເປັນເສັ້ນສະແດງຂີດຈຳກັດໃນການລະລາຍຂອງດີບຸກໃນຊີນ ທີ່ເສັ້ນນີ້ຈະເກີດການຕົກຕະກອນຂອງເຟສ β ເກີດຂຶ້ນ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ15(ຂ) ຊຶ່ງມີຊື່ເອີ້ນວ່າ: ສານລະລາຍຂອງແຂງເກີນຂີດຈຳກັດການລະລາຍ(Exceed Solubility Limit).

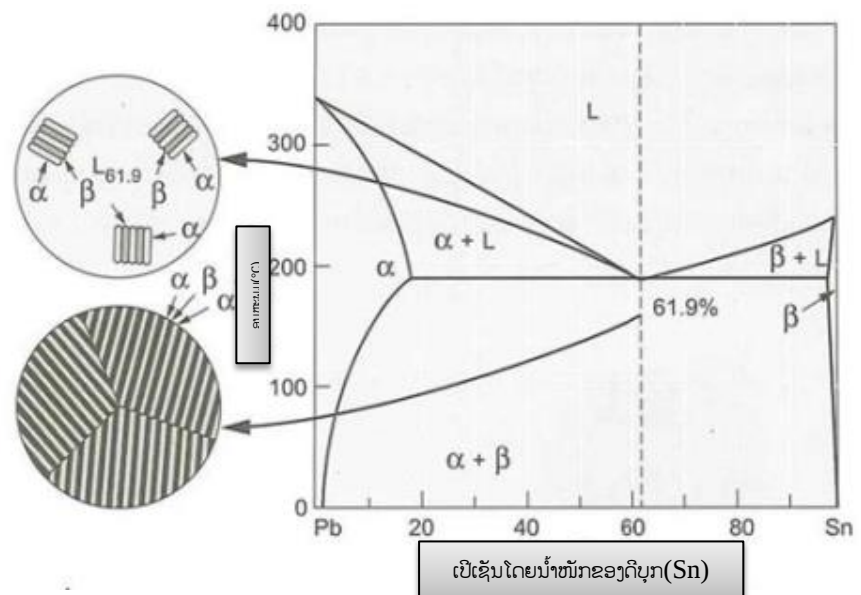
ກ.



ຂ.



ຄ.



ຮູບທີ15 (ກ) ການແຂງຕົວຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງ α ຊຶ່ງມີສ່ວນປະສົມຂອງດີບຸກ 2% (ຂ) ການແຂງຕົວຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງ α ແລະ ການຕົກຕະກອນຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງສ່ວນເກີນ β ຂອງໂລຫະປະສົມ10%Sn (ຄ) ການແຂງຕົວຂອງສ່ວນປະສົມຢູເທັກຕິກທີ່ 61.9%Sn

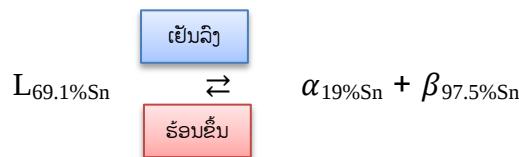
ຂອງໂລຫະປະສົມຊືນ-ດີບຸກ

ການເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງສ່ວນເກີນນີ້ ເກີດຂຶ້ນເນື່ອງຈາກສານລະລາຍຂອງແຂງ α ນັ້ນສາມາດລະລາຍດີບຸກໄດ້ດີທີ່ອຸນຫະພູມສູງ ໂດຍລະລາຍໄດ້ສູງສຸດ 19% ທີ່ອຸນຫະພູມ 183°C ແຕ່ທີ່ອຸນຫະພູມຫ້ອງລະລາຍໄດ້ພຽງ 2% ດັ່ງນັ້ນ, ຫາກສ່ວນປະສົມຂອງດີບຸກຫລາຍກວ່າ 2% ເຮັດໃຫ້ອະຕອມຂອງດີບຸກຖືກດັນອອກໄປລວມຕົວກັບຊືນເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ β ເກີດການຕົກຕະກອນ(Precipitate) ຂຶ້ນທີ່ບໍລິເວນຂອງເກຣນ ຫລື ພາຍໃນເນື້ອຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງ α ບາງສ່ວນສາມາດຄິດໄລ່ຫາປະລິມານເຟສຂອງ β ແລະ α ທີ່ອຸນຫະພູມ 0°C ໄດ້ ໂດຍສົມມຸດໃຫ້ໂລຫະປະສົມມີດີບຸກ 10% ຮູບທີ15(ຂ) ດັ່ງນີ້:

$$\beta = \frac{10-2}{100-2} \times 100 = 8.2\%$$

$$\alpha = \frac{100-2}{100-2} \times 100 = 91.8\%$$

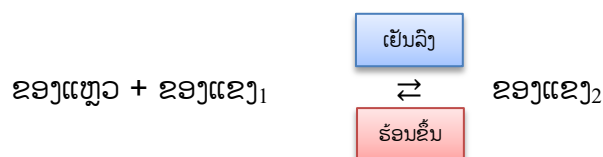
ການແຂງຕົວຂອງໂລຫະປະສົມຢູເທັກຕິກທີ່ມີສ່ວນປະສົມຂອງດີບຸກຢູ່ທີ່ 61.9% ຈາກຮູບທີ15(ຄ) ທີ່ອຸນຫະພູມເໜືອ 183°C ກໍ່ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕິກເກີດຂຶ້ນດັ່ງນີ້:



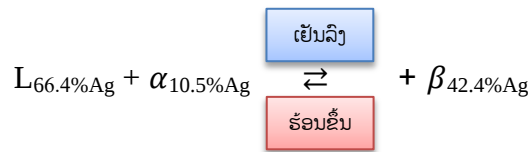
ການແຂງຕົວຂອງໂລຫະປະສົມຢູເທັກຕິກຈະເກີດຂຶ້ນທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ໂດຍຂະບວນການແຂງຕົວຈະມີການຖ່າຍເທຄວາມຮ້ອນແຝງຂອງໂລຫະຫຼອມແຫລວໄປພ້ອມການເກີດການແຜ່ຂອງອະຕອມຈາກຂອງແຫລວສູ່ສານລະລາຍຂອງແຂງຂອງທັງສອງເຟສໄປພ້ອມໆກັນ ລັກສະນະຂອງໂຄງສ້າງຂອງໂລຫະປະສົມຢູເທັກຕິກຈະມີລັກສະນະແບນ ຫລື ເປັນແຖບບາງໆ(Lamellar) ຮຽງຊ້ອນກັນເປັນຊັ້ນໆ ລະຫວ່າງ α ແລະ β ຊຶ່ງມີຊື່ເອີ້ນວ່າ: ໂຄງສ້າງຢູເທັກຕິກ(Eutectic Structure).

5.1.3 ແຜນວາດເຟສລະບົບເຟຣິເທັກຕິກ(Peritectic System)

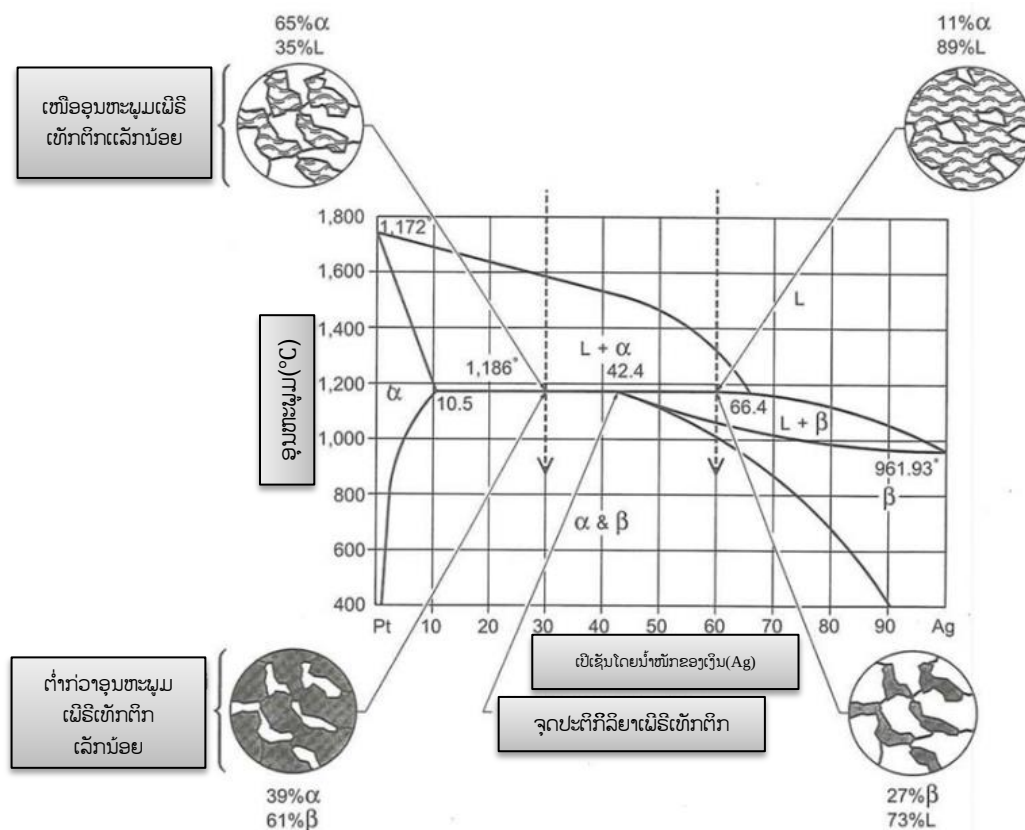
ປະຕິກິລິຍາເຟຣິເທັກຕິກ(Peritectic Reaction) ໝາຍເຖິງການເກີດປະຕິກິລິຍາລະຫວ່າງເຟສຂອງແຂງໜຶ່ງຊະນິດກັບເຟສຂອງແຫລວອີກໜຶ່ງຊະນິດ ແລະ ປ່ຽນແປງເປັນເຟສຂອງແຂງຊະນິດໃໝ່ ໂດຍການເກີດປະຕິກິລິຍາຈະເກີດທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນອາດຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:



ຕົວຢ່າງຂອງແຜນວາດເຟສທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາເຟຣີເທັກຕິກຂອງໂລຫະປະສົມລະຫວ່າງເງິນ(Ag) ກັບແຟັດທິນາ(Pt) ສະແດງໃນຮູບທີ17 ຈາກຮູບຈະເຫັນວ່າປະຕິກິລິຍາເຟຣີເທັກຕິກຈະເກີດທີ່ 42.4%Ag ທີ່ອຸນຫະພູມ 1186°C ໂດຍຂຽນປະຕິກິລິຍາໄດ້ດັ່ງນີ້:



ການແຂງຕົວ ແລະ ປະລິມານຂອງເຟສທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ ສາມາດວິເຄາະໄດ້ໂດຍໃຊ້ກົດຄານ ແລະ ລວມໄປເຖິງການຫາສ່ວນປະສົມທາງເຄມີດ້ວຍ.

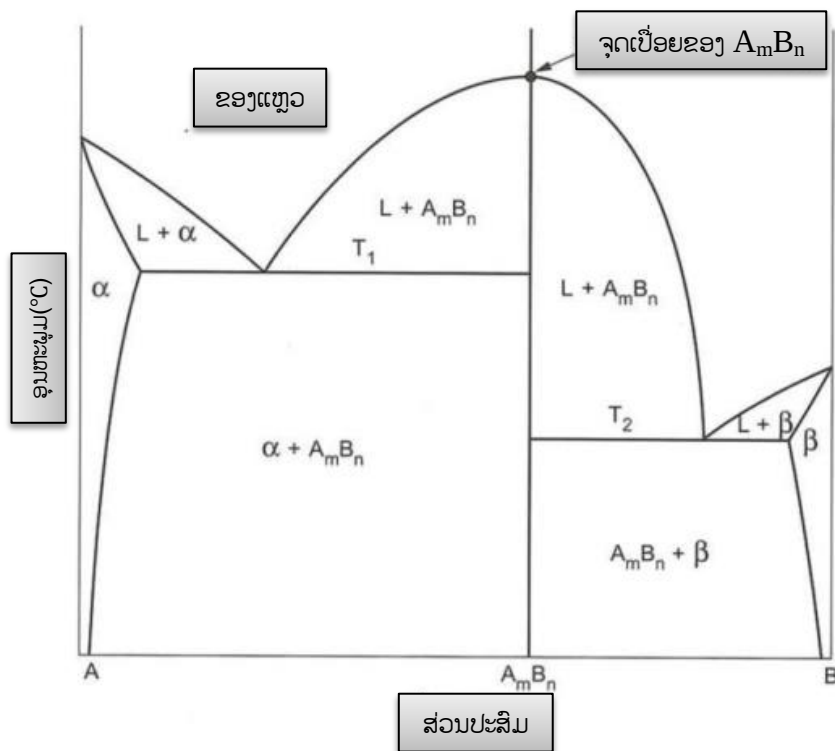
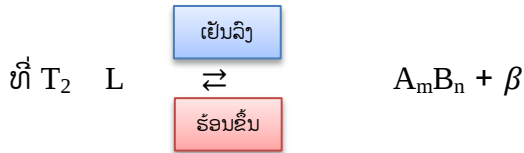
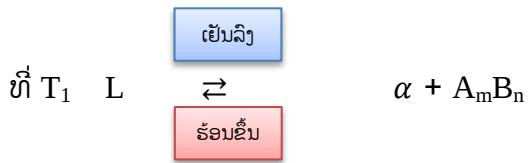


ຮູບທີ16 ແຜນວາດເຟສທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາເຟຣີເທັກຕິກຂອງໂລຫະປະສົມເງິນ-ແຟັດທິນາ

5.1.4 ແຜນວາດເຟສລະບົບອິນເຕີມິດຽດເຟສ(Intermediate Phase System)

ການປ່ຽນເຟສຈາກຟາວະໜຶ່ງໄປເປັນເຟສອີກຟາວະໜຶ່ງ ຫລື ກາຍເປັນເຟສໃໝ່ໃນອຸນຫະພູມຄົງທີ່ (Isothermal) ແລະ ບໍ່ມີການປ່ຽນແປງສ່ວນປະສົມທາງເຄມີ ເອີ້ນການປ່ຽນເຟສລັກສະນະນີ້ວ່າ: ການປ່ຽນແປງແບບຄອງກຣູເອີນ(Congruent Transformation) ໂລຫະບໍລິສຸດທຸກຊະນິດມີການແຂງຕົວ ຫລື ມີການປ່ຽນແປງແບບຄອງກຣູເອີນ ໂລຫະປະສົມ x ຮູບທີ17 ສະແດງລັກສະນະຂອງແຜນວາດແບບອິນເຕີມິດຽດເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ A ແລະ B ລັກສະນະຂອງເຟສຈະແບ່ງອອກເປັນສອງສ່ວນ ແລະ ອິນເຕີມິດຽດເຟສທີ່ເກີດຂຶ້ນຈະເປັນສານປະກອບ A_mB_n ເຟສ ສ່ວນທາງຊ້າຍຈະປະກອບໄປດ້ວຍເຟສ α ແລະ A_mB_n ທີ່ເກີດຈາກປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕິກ ສ່ວນທາງຂວາມີຈະເປັນເຟສຂອງ β ແລະ A_mB_n ທີ່ເກີດຈາກປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕິກເຊັ່ນກັນ.

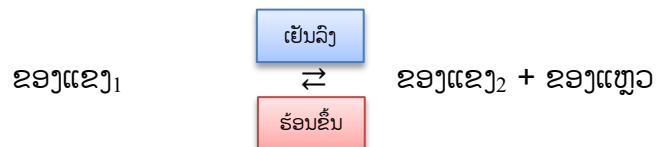
ປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕິກທີ່ເກີດຂຶ້ນອາດຂຽນເປັນສົມຜົນໄດ້ດັ່ງນີ້:

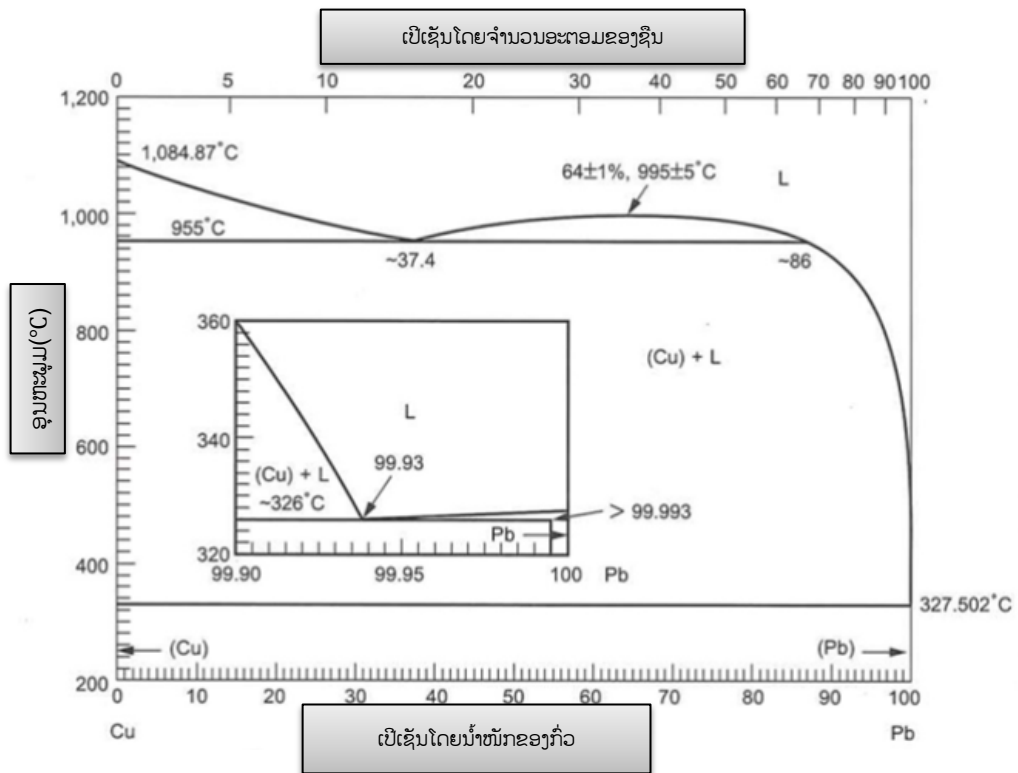


ຮູບທີ17 ແຜນວາດເຟສລະບົບອິນເຕີມິດຽດເຟສທີ່ເກີດເປັນສານປະກອບອິນເຕີເມທັນລິກ

5.1.5 ແຜນວາດເຟສລະບົບໂມໂນເທັກຕິກ(Monotectic System)

ປະຕິກິລິຍາໂມໂນເທັກຕິກຈະເກີດຈາກເຟສຂອງແຫລວໜຶ່ງຊະນິດເຮັດປະຕິກິລິຍາແລ້ວໃຫ້ເຟສຂອງແຂງ ກັບເຟສຂອງແຫລວຊະນິດໃໝ່ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ...ຊຶ່ງຂຽນເປັນສົມຜົນໄດ້ດັ່ງນີ້:

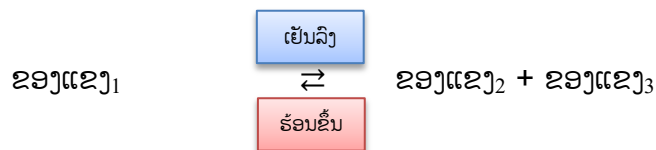




ຮູບທີ18 ປະຕິກິລິຍາໂມໂນເທັກຕິກຂອງໂລຫະປະສົມທອງແດງ-ຊິນ

5.1.6 ແຜນວາດເຟສລະບົບຢູເທັກຕອຍ(Eutectoid Systems)

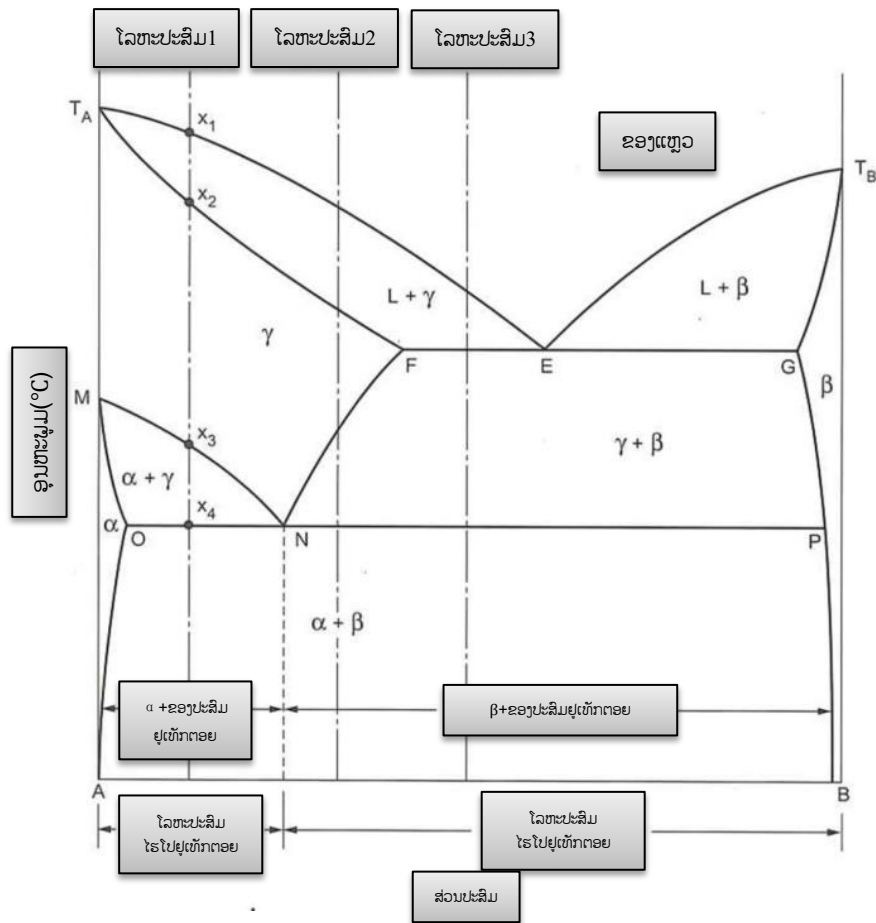
ປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕອຍເປັນການປ່ຽນແປງເຟສຂອງໂລຫະປະສົມໃນຟາວະຂອງແຂງຊຶ່ງມີລັກສະນະຄ້າຍປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕິກ ແຕ່ບໍ່ມີເຟສຂອງແຫລວເຂົ້າມາກ່ຽວຂ້ອງ ໂດຍປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕອຍຈະເກີດຈາກຂອງແຂງໜຶ່ງຊະນິດປ່ຽນສະພາບໄປເປັນຂອງແຂງໃໝ່ສອງຊະນິດ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບທີ19 ໂລຫະປະສົມທາງຊ້າຍມີຂອງສ່ວນປະສົມຢູເທັກຕອຍເອີ້ນວ່າ: ໂລຫະປະສົມໄຮໂປຢູເທັກຕອຍ(Hypo-eutectoid Alloy) ສ່ວນທາງຂວາມີເອີ້ນວ່າ: ໂລຫະປະສົມໄຮເປີຢູເທັກຕອຍ(Hyper-eutectoid Alloy) ດັ່ງສົມຜົນຕໍ່ໄປນີ້:



ການປ່ຽນແປງເຟສຂອງໂລຫະປະສົມ ຈາກຮູບທີ19 ສາມາດອະທິບາຍໄດ້ດັ່ງນີ້:

ໂລຫະປະສົມ 1 ເມື່ອມີການເຢັນຕົວຊ້າໆ ຈາກເຟສຂອງແຫລວເມື່ອເຖິງຈຸດ x_1 ຈະເລີ່ມເກີດແກ່ນນ້ອຍຂອງເຟສ ຂອງແຂງ γ ເກີດຂຶ້ນ ຊຶ່ງເປັນສານລະລາຍຂອງແຂງ ແລະ ຂະຫຍາຍຕົວໃຫຍ່ຂຶ້ນເລື້ອຍໆຈົນເຖິງຈຸດ x_2 ເຟສຂອງແຫລວຈະປ່ຽນໄປເປັນຂອງແຂງ γ ຈົນໝົດ ແລະ ມີການປັບສະພາບ ແລະ ປ່ຽນແປງສ່ວນປະສົມທາງເຄມີເລື້ອຍໆ ເມື່ອອຸນຫະພູມລຸດລົງຈົນເຖິງຈຸດ x_3 ກໍ່ຈະເລີ່ມເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງ α ປະຖົມພູມເກີດຂຶ້ນ ບໍລິເວນຂອບເກຣນຂອງ γ ທີ່ເຫຼືອຈະເກີດປະຕິກິລິຍາຢູເທັກຕອຍ ແລະ ປ່ຽນສະພາບໄປເປັນໂຄງສ້າງຢູເທັກຕອຍ ($\alpha+\beta$) ຊຶ່ງປະກອບໄປດ້ວຍເຟດ α ແລະ β ໂດຍລັກສະນະໂຄງສ້າງຂອງຢູເທັກຕອຍຈະຄ້າຍກັບໂຄງສ້າງຢູເທັກຕິກຄື: ມີລັກສະນະເປັນແຖບບາງໆ ສະຫລັບກັນໄປມາໂລຫະປະສົມ 2 ຈະມີລັກສະນະການປ່ຽນແປງເຟສທີ່ຄ້າຍກັນ ໂດຍເມື່ອໂລຫະປະສົມເກີດການເຢັນຕົວຈາກສະພາວະຂອງແຫລວມາເຖິງເສັ້ນຂອງແຫຼວ ກໍ່ຈະເກີດເຟສຂອງແຂງ γ ເກີດຂຶ້ນ ແລະ ສິ້ນສຸດການປ່ຽນແປງຂອງແຫລວເປັນເຟສຂອງແຂງ γ ເມື່ອເຢັນເຖິງເສັ້ນຂອງແຂງ ແລະ ເມື່ອ

ເຢັນລົງມາເລື້ອຍໆ ຈົນເຖິງເສັ້ນໂຊລວັດ ກໍ່ຈະເກີດເຟສ β ຂຶ້ນບໍລິເວນຂອບເກນຂອງເຟສ γ ແລະ ຂະຫຍາຍຕົວໃຫຍ່ຂຶ້ນເລື້ອຍໆ ຈົນເຖິງເສັ້ນອຸນຫະພູມຢູ່ເທັກຕອຍເຟສ γ ທີ່ເຫຼືອຈະໃຫ້ປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕອຍ ຈະເກີດໂຄງສ້າງຢູ່ເທັກຕອຍຂຶ້ນ ດັ່ງນັ້ນ, ໂຄງສ້າງຂອງໂລຫະປະສົມ 2 ຈຶ່ງປະກອບໄປດ້ວຍ β ແລະ ໂຄງສ້າງຢູ່ເທັກຕອຍ($\alpha+\beta$).

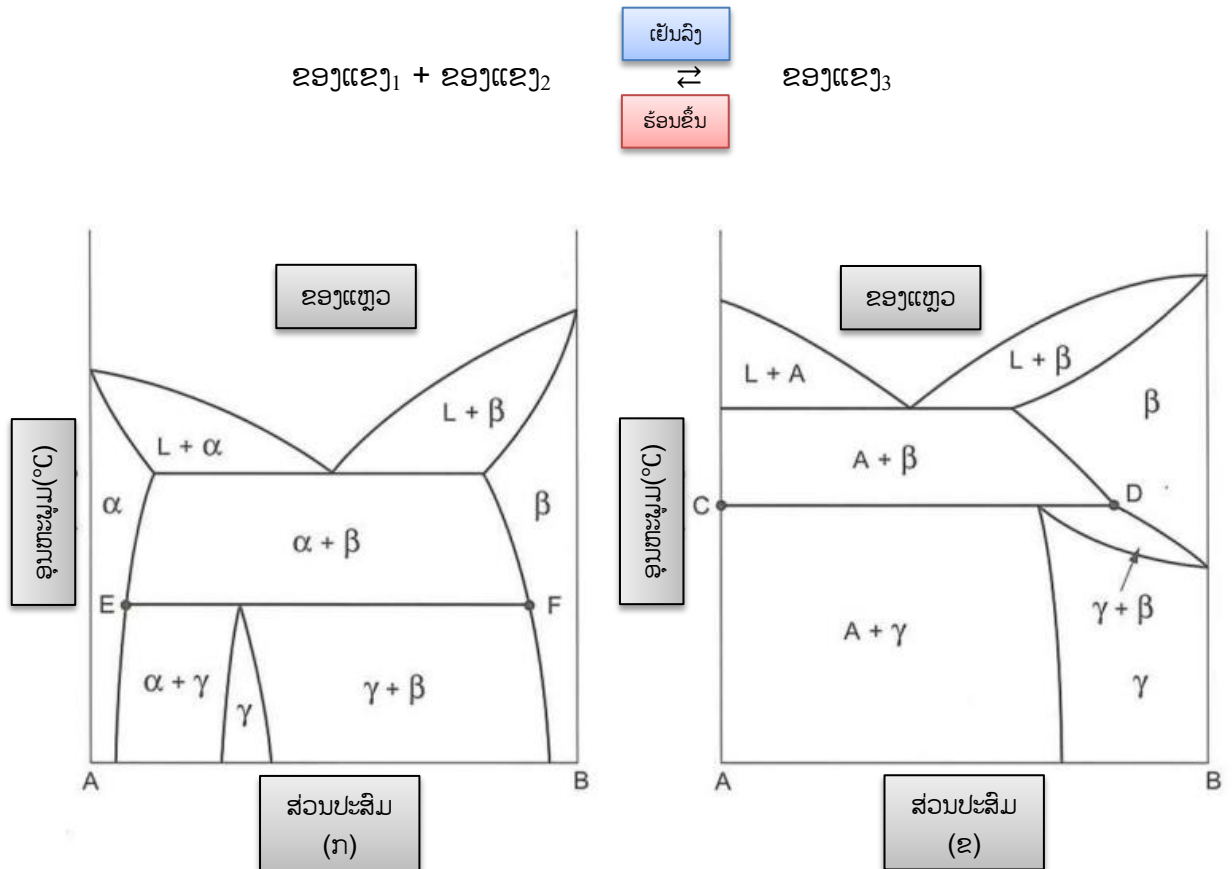


ຮູບທີ19 ແຜນວາດເຟສສະແດງປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕອຍ

ໂລຫະປະສົມ 3 ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕິກເມື່ອໂລຫະເຢັນຕົວລົງມາເຖິງເສັ້ນ FG ຊຶ່ງເປັນອຸນຫະພູມຢູ່ເທັກຕິກໂດຍເຟສຂອງແຫລວ (L) ຈະເຮັດປະຕິກິລິຍາແລ້ວໃຫ້ເຟສ γ ແລະ ເຟສ β ຈາກນັ້ນ, ເມື່ອໂລຫະປະສົມເຢັນຕົວລົງມາຈົນເຖິງເສັ້ນອຸນຫະພູມຢູ່ເທັກຕອຍ(ເສັ້ນ OP) ເຟສ γ ກໍ່ຈະໃຫ້ປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕອຍ ແລະ ໄດ້ໂຄງສ້າງຢູ່ເທັກຕອຍ ($\alpha+\beta$) ດັ່ງນັ້ນ, ໂຄງສ້າງທີ່ໄດ້ຂອງໂລຫະປະສົມ 3 ກໍ່ຈະປະກອບໄປດ້ວຍໂຄງສ້າງ β ແລະ ໂຄງສ້າງຢູ່ເທັກຕອຍ ($\alpha+\beta$) ສໍາລັບຕົວຢ່າງຂອງໂລຫະປະສົມທີ່ໃຫ້ປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕອຍໄດ້: ເຫຼັກກັບຄາບອນ.

5.1.7 ແຜນວາດລະບົບເຟຣີເທັກຕອຍ(Peritectoid System)

ປະຕິກິລິຍາເຟຣີເທັກຕອຍເກີດຈາກຂອງແຂງສອງຊະນິດເຮັດປະຕິກິລິຍາກັນແລ້ວໄດ້ຂອງແຂງຊະນິດໃໝ່ ເຟສຂອງແຂງໃໝ່ທີ່ເກີດຂຶ້ນຈາກປະຕິກິລິຍາ ປົກກະຕິແລ້ວຈະເປັນໂລຫະປະສົມປະເພດອິນເຕີມິດຽດເຟສເສຍເປັນສ່ວນໃຫຍ່ແຕ່ບາງເທື່ອຈະເກີດສານລະລາຍຂອງແຂງດ້ວຍ ສໍາລັບຕົວຢ່າງຂອງແຜນວາດເຟສທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາເຟຣີເທັກຕອຍ ທີ່ສົມມຸດຂຶ້ນຂອງໂລຫະປະສົມ A ແລະ B ສະແດງໃນຮູບທີ20(ກ) ແລະ (ຂ) ໂດຍໃນຮູບ (ກ) ເປັນການເກີດປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕອຍຂອງສານລະລາຍຂອງແຂງ α ແລະ β ທີ່ອຸນຫະພູມເສັ້ນ EF ແລ້ວເກີດເປັນອິນເຕີມິດຽດເຟດ γ ຂຶ້ນ.



ຮູບທີ 20 ແຜນວາດເຟສທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາເຟຣີເທັກຕີແລ້ວໄດ້(ກ) ເຟສຂອງແຂງແບບອິນເຕີມິດຽດ ແລະ (ຂ) ສານລະລາຍຂອງແຂງແບບເທີມິໂນເຟສ

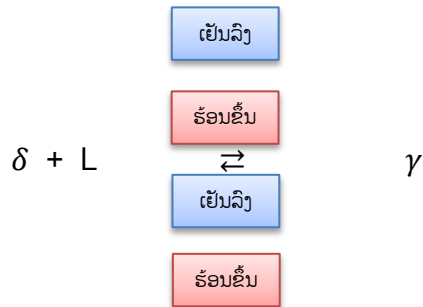
ຕາຕະລາງ ປະຕິກິລິຍາທີ່ສຳຄັນ 5 ປະຕິກິລິຍາຂອງແຜນວາດເຟສຂອງທາດປະສົມລະບົບ 2 ທາດ

ຢູເທັກຕິກ	$L \rightarrow \alpha + \beta$	
ເຟຣີເທັກຕິກ	$\alpha + L \rightarrow \beta$	
ໂມໂນເທັກຕິກ	$L_1 \rightarrow L_2 + \alpha$	
ຢູເທັກຕອຍ	$\gamma \rightarrow \alpha + \beta$	
ເຟຣີເທັກຕອຍ	$\alpha + \beta \rightarrow \gamma$	

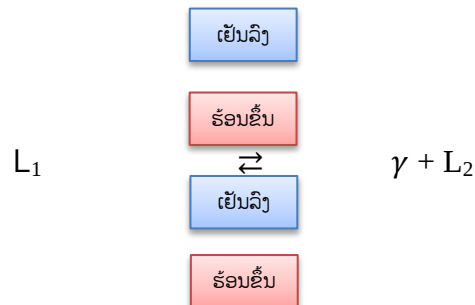
ແຜນວາດເຟສສີມມຸດຂອງໂລຫະປະສົມ A ແລະ B ທີ່ໃຫ້ປະຕິກິລິຍາສໍາຄັນທັງ 5 ປະຕິກິລິຍາ

ສະແດງໃນຮູບທີ 20 ອຸນຫະພູມ ແລະ ສົມຜົນຂອງປະຕິກິລິຍາຕ່າງໆ ຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:

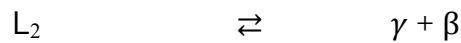
ປະຕິກິລິຍາເຟຣິເທກຕິກເກີດທີ່ອຸນຫະພູມ 1.150°C ທີ່ສ່ວນປະສົມ 15%B



ປະຕິກິລິຍາໂມໂນເທກຕິກເກີດທີ່ອຸນຫະພູມ 920°C ທີ່ສ່ວນປະສົມ 40%B



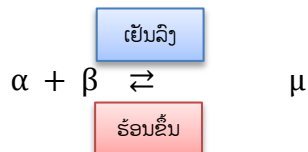
ປະຕິກິລິຍາຢູເທກຕິກເກີດທີ່ອຸນຫະພູມ 750°C ທີ່ສ່ວນປະສົມ 70%B

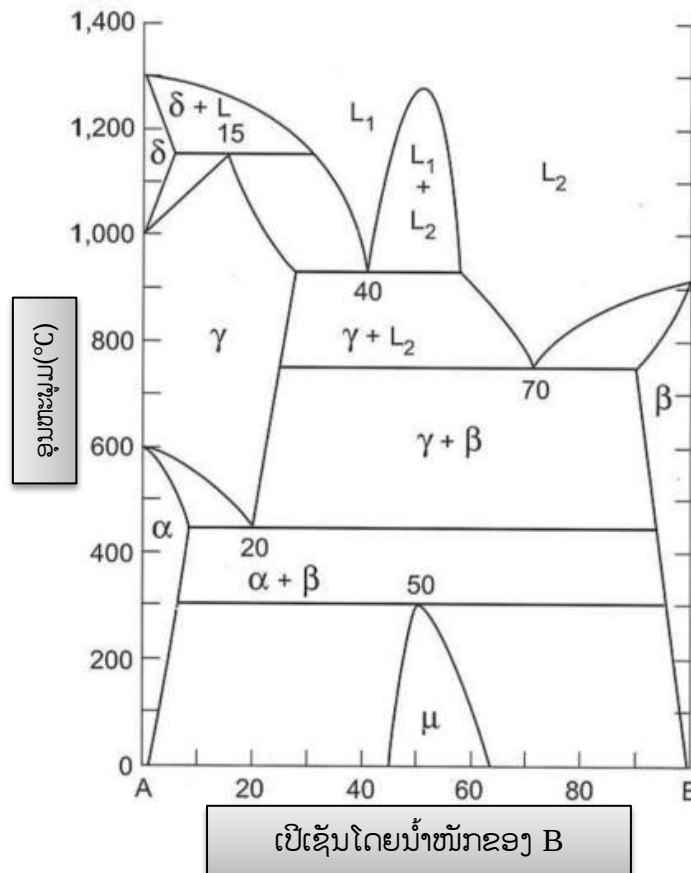


ປະຕິກິລິຍາຢູເທກຕອຍເກີດທີ່ອຸນຫະພູມ 450°C ທີ່ສ່ວນປະສົມ 20%B



ປະຕິກິລິຍາເຟຣິເທກຕອຍເກີດທີ່ອຸນຫະພູມ 300°C ທີ່ສ່ວນປະສົມ 50%B





ຮູບທີ21 ແຜນວາດເຟສສົມມຸດຂອງໂລຫະປະສົມ A ແລະ B ທີ່ໃຫ້ປະຕິກິລິຍາສຳຄັນທັງ 5 ປະຕິກິລິຍາ

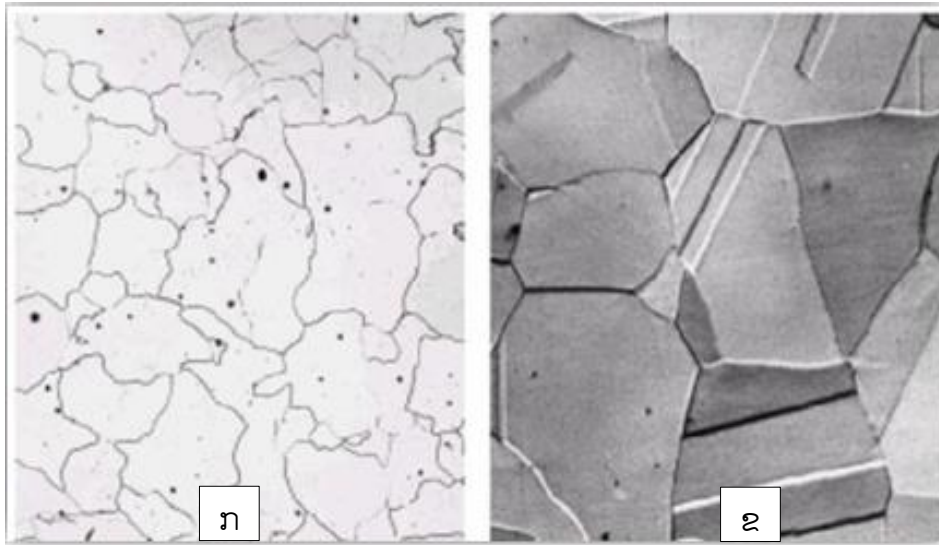
5.1.8 ແຜນວາດສົມມຸດເຟສເຫຼັກ-ຄາບອນ(The Iron-Carbon Diagram)

ໂລຫະປະສົມລະຫວ່າງເຫຼັກ(Fe) ແລະ ຄາບອນ(C) ຊຶ່ງລວມທັງເຫຼັກຫຼໍ່, ເຫຼັກກ້າ ຫລື ອາດເປັນເຫຼັກກ້າ ປະສົມເປັນໂລຫະທີ່ສຳຄັນທີ່ສຸດໃນບັນດາໂລຫະປະສົມນຳກັນ ຊຶ່ງແຜນວາດສົມມຸດເຟສຂອງເຫຼັກ-ເຫຼັກຄາບ ເປັນສ່ວນຫນຶ່ງຂອງແຜນວາດສົມມຸດເຟສຂອງເຫຼັກ-ຄາບອນສຳລັບເຫຼັກບໍລິສຸດ ທີ່ອຸນຫະພູມທ້ອງຖິ່ນຈະມີໂຄງຝຶກ BCC ເອີ້ນວ່າ: ເຟໄຮ(Ferrite, α) ເມື່ອອຸນຫະພູມສູງຂຶ້ນຈົນເຖິງ 912°C ຈະປ່ຽນໂຄງສ້າງເປັນ FCC ເອີ້ນວ່າ: ອອດເຕໄນ(Austenite, γ) ຖ້າຍັງຄົງໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຈົນເຖິງອຸນຫະພູມ 1394°C ເຫຼັກຈະປ່ຽນໂຄງຝຶກເປັນ BCC ເອີ້ນວ່າ: “ເດລຕາເຟໄຮ(Delta Ferrite, δ)” ແລະ ເຫຼັກຈະເປື່ອຍທີ່ອຸນຫະພູມ 1538°C ແກນຕັ້ງດ້ານຊ້າຍຄືເຫຼັກບໍລິສຸດ(ປະລິມານຄາບອນ = 0%), ດ້ານຂວາສຸດເປັນເສັ້ນຕັ້ງສາກກັບແກນນອນ ຄືປະລິມານຄາບອນ = 6.67% ຄື: ມີເຟສທີ່ເປັນສານປະກອບເຊິ່ງໂລຫະ(Intermetallic Compound) ທີ່ເອີ້ນວ່າ: ຄາໄບ ຫລື ຊີເມນໄທ(Cementite, Fe_3C) ໃນກໍລະນີເຫຼັກທີ່ມີຄາບອນ(6.67% ບໍ່ມີຄວາມສຳຄັນ ເນື່ອງຈາກເຫຼັກຈະບາງຫລາຍຈົນບໍ່ສາມາດໃຊ້ປະໂຫຍດໄດ້.

- ເຟໄຮຄາບອນສາມາດລະລາຍໃນເຫຼັກຫລາຍທີ່ສຸດພຽງ 0.022% ໂດຍນ້ຳໜັກ ທີ່ອຸນຫະພູມ 727°C ຊຶ່ງນ້ອຍຫລາຍ ເນື່ອງມາຈາກຂະໜາດຂອງບ່ອນວ່າງລະຫວ່າງອະຕອມໃນໂຄງຝຶກຂອງເຫຼັກແບບ BCC ນ້ອຍຫລາຍ ຄາບອນເຂົ້າໄປແຊກໄດ້ຍາກ ດັ່ງນັ້ນ, (α -ເຟໄຮຈຶ່ງອ່ອນ ແລະ ທີ່ອຸນຫະພູມ $< 768^{\circ}\text{C}$ (Curie temperature) ແມ່ເຫຼັກຈະດູດຕິດຄວາມໜາແໜ້ນຂອງ (α -ເຟໄຮ = 7.88 g/cm^3 ຮູບທີ22(ກ) ສະແດງ

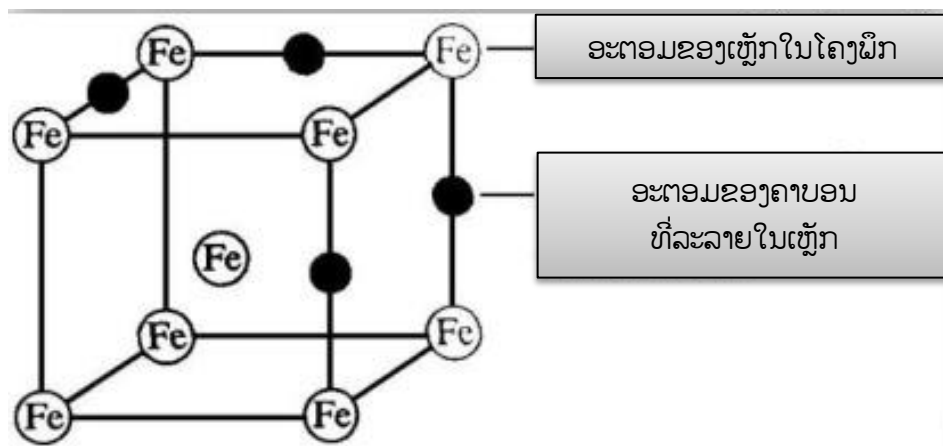
ເຖິງພາບຂອງເຟີໄຣ ຊຶ່ງອະຕອມຂອງຄາບອນທີ່ລະລາຍເຂົ້າໄປຢູ່ໃນບ່ອນວ່າງລະຫວ່າງອະຕອມໃນໂຄງພຶກຂອງເຫຼັກ.

- ອອດເຕໄນ ຈະສະຖຽນທີ່ອຸນຫະພູມສູງກວ່າ 727°C ຄາບອນສາມາດລະລາຍໃນ γ ໄດ້ສູງສຸດ = 2.11% ທີ່ອຸນຫະພູມ 1148°C ຊຶ່ງລະລາຍຄາບອນໄດ້ຫລາຍວ່າ α -ເຟີໄຣ ປະມານ 100 ເທົ່າ ເນື່ອງຈາກບ່ອນວ່າງລະຫວ່າງອະຕອມໃນໂຄງພຶກ FCC ໃຫຍ່ກວ່າ ດັ່ງນັ້ນ, ຄາບອນຈຶ່ງແຊກເຂົ້າໄປໄດ້ງ່າຍກວ່າ ອອດເຕໄນ ແມ່ເຫຼັກຈະດູດບໍ່ຕິດ(Nonmagnetic) ໂຄງສ້າງຈະລະພາກຂອງອອດເຕໄນ ເປັນດັ່ງຮູບທີ22(ຂ).



ຮູບທີ22 (ກ) α -ເຟີໄຣ(90x)

(ຂ) ອອດເຕໄນ(325x)

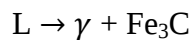


ຮູບທີ23 ອະຕອມຂອງຄາບອນທີ່ລະລາຍແຊກຕົວຢູ່ໃນຄູ່ພຶກຂອງເຫຼັກ

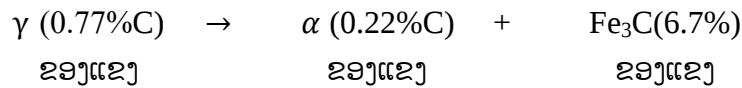
- ເດລຕາເຟີໄຣສະຖຽນທີ່ອຸນຫະພູມສູງຈຶ່ງບໍ່ມີຄວາມສໍາຄັນຕໍ່ໂຄງສ້າງເຫຼັກກ້າຫຼາຍປານໃດ(δ -ferrite ຈະມີຄວາມສໍາຄັນໃນໂຄງສ້າງຂອງເຫຼັກກ້າບໍ່ມີໝໍ້ຽງ).

- ຊີເມນໄທ(Fe_3C) ມີສ່ວນປະສົມທາງເຄມີທີ່ແນ່ນອນ ມີ 6.67%C ມີຄຸນສົມບັດແຂງ ແລະ ບາງ ຊຶ່ງເປັນເຟສທີ່ເສີມຄວາມແຂງແຮງໃຫ້ແກ່ເຫຼັກກ້າ ຊີເມນໄທນີ້ອາດຖືໄດ້ວ່າເປັນເຟສເຄິ່ງສະຖຽນ(Metastable) ຄືທີ່ອຸນຫະພູມທ້ອງ ຊີເມນໄທ ຈະຄົງສະພາບຢູ່ຕະຫລອດ ແຕ່ຖ້າໄດ້ຮັບຄວາມຮ້ອນທີ່ອຸນຫະພູມສູງ ປະມານ 650 – 700°C ເປັນເວລາຫຼາຍປີ ຊີເມນໄທ ຈະຄ່ອຍໆປ່ຽນເປັນ α -ເຟີໄຮ ແລະ ແກຣໄຟ ຢ່າງໃດກໍຕາມອັດຕາການສະຫລາຍຕົວຂອງຊີເມນໄທຊ້າຫລາຍແຕ່ຖ້າເຕີມທາດ ຊີນິກອນ ລົງໄປ ເຊັ່ນ: ໃນເຫຼັກຫຼໍ່ ຈະເຮັດໃຫ້ອັດຕາການສະຫລາຍຕົວຂອງຊີເມນໄທໄປເປັນແກຣໄຟໄວຂຶ້ນ.

ຈາກຮູບທີ24 ບໍລິເວນທີ່ມີ 2 ເຟສ ຈະເກີດຈາກໂລຫະແຫລວເກີດປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕິກ ໂດຍໂລຫະແຫລວຈະມີປະລິມານຄາບອນ 4.3% ທີ່ອຸນຫະພູມ 1148°C

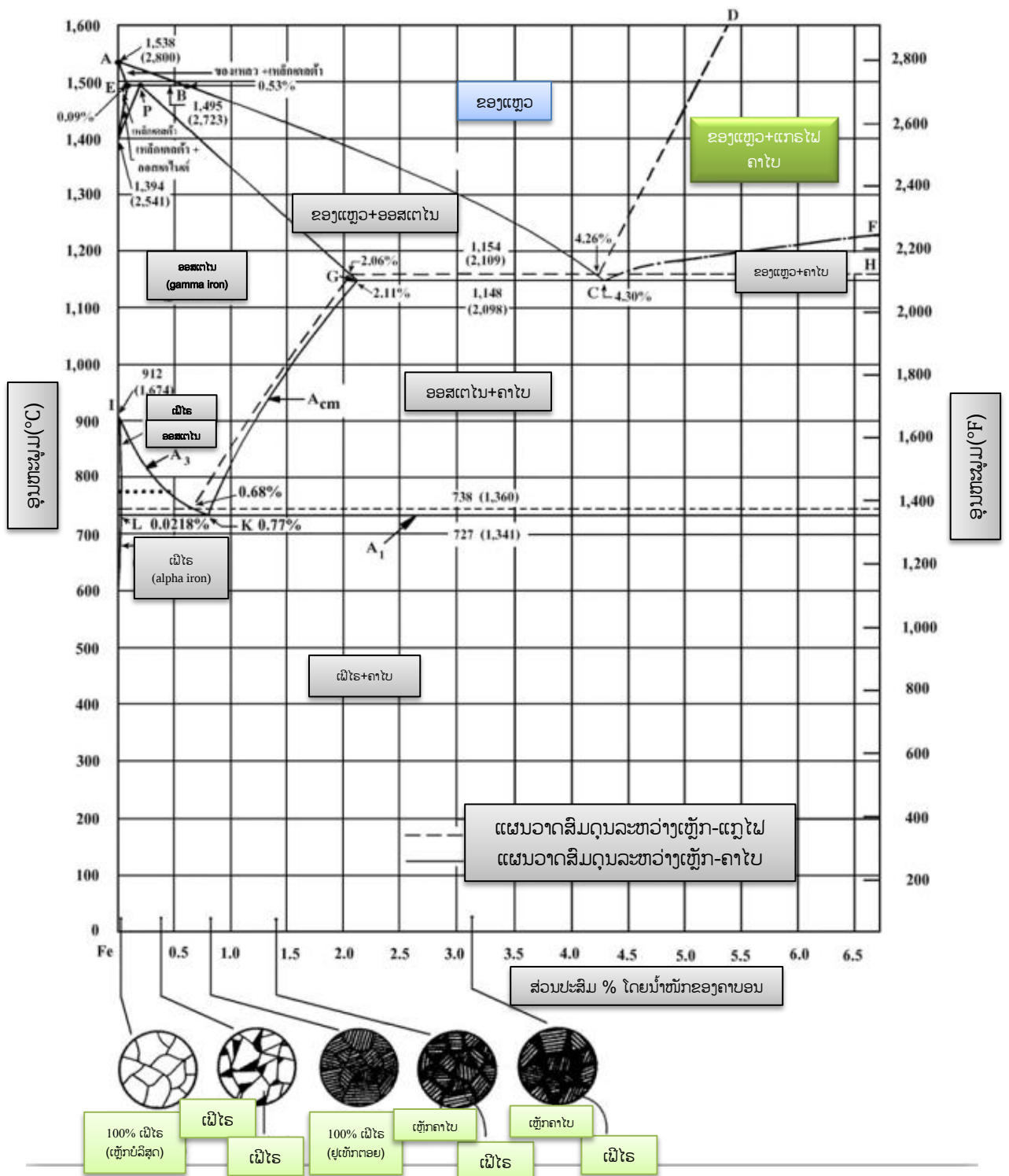


ແຕ່ເມື່ອອຸນຫະພູມຫລຸດລົງມາອີກ γ ຈະເກີດການປ່ຽນແປງໂດຍຈະແຕກຕົວທີ່ 727°C ໂດຍປະຕິກິລິຍາຢູ່ເທັກຕອຍ.



ປະຕິກິລິຍານີ້ຈະເກີດທີ່ອຸນຫະພູມທີ່ແນ່ນອນ ເສັ້ນ LKM = A_1 ເອີ້ນວ່າ: ເສັ້ນອຸນຫະພູມວິກິດລຸ່ມ(Lower Critical Temperature Lines) IK, GK = A_3 , Acm ເອີ້ນວ່າ: ເສັ້ນອຸນຫະພູມວິກິດເທິງ(Upper Critical Temperature Lines) ໂລຫະປະເພດເຫຼັກສາມາດແບ່ງອອກເປັນ 3 ຊະນິດຕາມປະລິມານຄາບອນທີ່ຢູ່ໃນເຫຼັກ.

- 1) ເຫຼັກບໍລິສຸດ $C < 0.008\%$
- 2) ເຫຼັກກ້າ $0.008\% < C < 2.11\%$ ຊຶ່ງສາມາດແບ່ງອອກເປັນ 3 ປະເພດ
 - ໄຮໂປຢູ່ເທັກຕອຍ $C < 0.77\%$
 - ຢູ່ເທັກຕອຍ $C < 0.77\%$
 - ໄຮເປຢູ່ເທັກຕອຍ $0.77\% < 2.11\%$
- 3) ເຫຼັກຫຼໍ່ $2.11\% < C < 6.7\%$ ຕາມທິດສະດີ(ແຕ່ເຫຼັກຫຼໍ່ສ່ວນຫລາຍມີ ຄາບອນບໍ່ເກີນ $\approx 4-4.5\%$)



ບົດເຝິກຫັດ

1. ເສັ້ນ Liquidus ມີຄວາມສໍາຄັນແນວໃດ?
2. ເສັ້ນ Solidus ມີຄວາມສໍາຄັນແນວໃດ?
3. ຈາກແຜນວາດເຟສຂອງທອງແດງ(Cu)–ນິກເກີນ(Ni) ໂລຫະປະສົມປະກອບດ້ວຍທອງແດງ 47% ໂດຍນໍ້າໜັກ ແລະ ນິກເກີນ 53% ໂດຍນໍ້າໜັກ ທີ່ 1350 ອົງສາເຊລຊຽດ ປະກອບດ້ວຍເຟດຫຍັງ?
 - ກ. ເຟສຂອງແຫລວ ແລະ ເຟສຂອງແຂງ α
 - ຂ. ເຟສຂອງແຂງ α
 - ຄ. ເຟສສານປະກອບ Cu-Ni
 - ງ. ເຟສຂອງແຫລວ
4. ຈາກແຜນວາດເຟສຂອງທອງແດງ(Cu)–ນິກເກີນ(Ni) ໂລຫະປະສົມປະກອບດ້ວຍທອງແດງ 47% ໂດຍນໍ້າໜັກ ແລະ ນິກເກີນ 53% ໂດຍນໍ້າໜັກທີ່ 1300 ອົງສາເຊລຊຽດ ປະກອບດ້ວຍເຟດສອງເຟດ ຄື ເຟດຂອງແຂງ α ຊຶ່ງມີສ່ວນປະກອບໂດຍນໍ້າໜັກຂອງທອງແດງ 42% ແລະ ນິກເກີນ 58% ແລະ ເຟສຂອງແຫລວຊຶ່ງມີສ່ວນປະກອບໂດຍນໍ້າໜັກຂອງທອງແດງ 55% ແລະ ນິກເກີນ 45% ຢາກຮູ້ເປີເຊັນໂດຍນໍ້າໜັກຂອງເຟສທັງສອງຂອງໂລຫະປະສົມນີ້:
 - ກ. ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຫລວ ຄື 61.5% ແລະ ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຂງ α ຄື 38.5%
 - ຂ. ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຫລວ ຄື 38.5% ແລະ ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຂງ α ຄື 61.5%
 - ຄ. ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຫລວ ຄື 44.5% ແລະ ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຂງ α ຄື 55.5%
 - ງ. ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຫລວ ຄື 55.5% ແລະ ເປີເຊັນຂອງເຟສຂອງແຂງ α ຄື 44.5%
5. ຈາກແຜນວາດເຟສຂອງທອງແດງ(Cu) – ນິກເກີນ(Ni) ໂລຫະປະສົມປະກອບດ້ວຍທອງແດງ 30% ໂດຍນໍ້າໜັກ ແລະ ນິກເກີນ 70% ໂດຍນໍ້າໜັກ ຖືກໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຈາກອຸນຫະພູມຫ້ອງ ຢາກຮູ້ວ່າເຟສຂອງແຫລວເລີ່ມເກີດຂຶ້ນທີ່ອຸນຫະພູມໃດ
 - ກ. ປະມານ 1250 ອົງສາເຊລຊຽດ
 - ຂ. ປະມານ 1300 ອົງສາເຊລຊຽດ
 - ຄ. ປະມານ 1350 ອົງສາເຊລຊຽດ
 - ງ. ປະມານ 1400 ອົງສາເຊລຊຽດ

ບົດທີ 5

ອຸນຫະພູມສາດທາງເຄມີ (Chemical Thermodynamics)

ເວລາ 12 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

- ບອກນິຍາມສໍາຄັນທີ່ໃຊ້ໃນອຸນຫະພູມສາດໄດ້.
- ອະທິບາຍແຮງງານ ແລະ ຄວາມຮ້ອນໄດ້.
- ອະທິບາຍຜະລັງງານພາຍໃນໄດ້.
- ອະທິບາຍກົດເກນທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດໄດ້.
- ບອກແອນທັນປີໄດ້.
- ບອກຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນໄດ້.
- ອະທິບາຍກົດເກນທີສອງຂອງອຸນຫະພູມສາດໄດ້.
- ອະທິບາຍກົດເກນທີສາມຂອງອຸນຫະພູມສາດໄດ້.
- ອະທິບາຍການເກີດໄດ້ເອງ ແລະ ສະພາວະສົມດຸນໄດ້.

1. ບົດນໍາ

ຄວາມເຢືອກເຢັນ

ໄຄຣໂອເຈນິກເບື້ອງຕົ້ນ (Fundamental of Cryogenics)



ຮູບທີ1 ໄຄຣໂອເຈນິກເບື້ອງຕົ້ນ (Fundamental of Cryogenics)

ໃນຄວາມຫມາຍຂອງໄຄຣໂອເຈນິກເປັນການເຮັດຄວາມເຢັນຊະນິດໜຶ່ງ ແຕ່ແຕກຕ່າງຈາກການເຮັດຄວາມເຢັນໂດຍທົ່ວໄປ ຄື: ການເຮັດຄວາມເຢັນທີ່ເຮົາພົບເຫັນໂດຍທົ່ວໄປອຸນຫະພູມຈະຫລຸດຕໍ່າລົງບໍ່ຫລາຍ ເມື່ອທຽບສຖານະຂອງການເຮັດຄວາມເຢັນແບບໄຄຣໂອເຈນິກສ໌ ອຸນຫະພູມທີ່ເຮັດສາມາດເຮັດໄດ້ຕໍ່າກວ່າ -150°C (-238°F).

ສະຖານະໃນການເຮັດຄວາມເຢັນແບບໄຄຣໂອເຈນນິກນັ້ນ(ຕໍ່າກວ່າ-150°C) ຈະມີຜົນຕໍ່ໂຄງສ້າງວັດຖຸຢ່າງຫລາຍ ຍົກຕົວຢ່າງເຊັ່ນ: ເຫຼັກກ້າຄາຣບອນເມື່ອຖືກອຸນຫະພູມທີ່ຕໍ່າຫລາຍ ໆ ໂຄງສ້າງພາຍໃນຈະປ່ຽນແປງໄປເຮັດໃຫ້ເຫຼັກກ້ານັ້ນມີຄວາມເປົາບາງຈົນເຖິງມີການແຕກລ້າວໃນເນື້ອວັດຖຸໄດ້.

ອຸນຫະພູມສາດເປັນຂະແໜງວິຊາທີ່ກ່ຽວກັບການປ່ຽນແປງຜະລັງງານທີ່ເກີດຂຶ້ນພ້ອມໆກັບຂະບວນທາງເຄມີ ແລະ ຟີຊິກ, ການສຶກສາທາງອຸນຫະພູມສາດເຮັດໃຫ້ບອກໄດ້ວ່າປະຕິກິລິຍາໜຶ່ງຈະເກີດຂຶ້ນຫຼືບໍ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ຫຼືບໍ່ ແລະ ມີຜະລັງງານຄວາມຮ້ອນກ່ຽວຂ້ອງໃນປະຕິກິລິຍາເທົ່າໃດແນວໃດກໍ່ຕາມໃນບົດນີ້ຈະກ່າວເຖິງອຸນຫະພູມຂັ້ນພື້ນຖານເພື່ອໃຫ້ເຂົ້າໃຈການປ່ຽນແປງຜະລັງງານຄວາມຮ້ອນໃນປະຕິກິລິຍາເຄມີ ແລະ ໃຊ້ໜ້າທີ່ທາງອຸນຫະພູມສາດທຳນາຍທົດທາງການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີໂດຍນຳສູດທາງຄະນິດສາດມາໃຊ້ສະເພາະເທົ່າທີ່ຈຳເປັນ.

1.1 ຄວາມເປັນມາ

ແນວຄິດທົດສະດີຂອງໄຄຣໂອເຈນນິກສ໌ເຮີມຕົ້ນໃນຊ່ວງທົດສະວັດ 1860 ເປັນແນວຄິດການຫລຸດອຸນຫະພູມຂອງກ້າສໃຫ້ມີຄວາມເຢັນໃກ້ອຸນຫະພູມຂອງຈຸດວິກິດ ຈົນສະຖານະຂອງກ້າສນັ້ນເປັນຂອງແຫລວ ຕົວຢ່າງ: ກ້າສທີ່ມີຄວາມຄິດທີ່ຈະຫລຸດອຸນຫະພູມໃຫ້ເປັນຂອງແຫລວ ເຊັ່ນ: ອອກຊີເຈນ(O_2), ໄນໂຕເຈນ(N_2).

ໃນປີ 1877 ຊານເລທທ໌(Caillet) ນັກວິທະຍາສາດຂອງປະເທດຝຣັ່ງເສດ ແລະ ຟິກເຕັດ(Pictet) ນັກວິທະຍາສາດຂອງປະເທດສວິດເຊອຣ໌ແລນດ໌ ທັງຄູ່ໄດ້ຮ່ວມກັນເຮັດໃຫ້ອອກຊີເຈນນັ້ນເປັນຂອງແຫລວໄດ້ເປັນຜົນສຳເລັດ ງານຂອງພວກທ່ານໄດ້ກໍ່ການທົດລອງກ້າສອອກຊີເຈນ, ສຶກສາພຶດຕິກຳຈຸດຟືດ ແລະ ຈຸດຫຼອມແຫລວຂອງກ້າສ, ສຶກສາການເຮັດຄວາມເຢັນ ການແລກປ່ຽນຄວາມຮ້ອນຂອງສານ.

ໃນປີ 1892 ດິວອຣ໌(Dewar) ໄດ້ພັດທະນາຖັງເກັບບັນຈຸກ້າສທີ່ມີຄວາມເຢັນຕໍ່າ ປະກອບໄປດ້ວຍ ຝາແກ້ວຈຳນວນ 2 ຊັ້ນ ພາຍໃນເປັນສູນຍາກາດ ຝາພາຍໃນຈະເຄືອບດ້ວຍເງິນ ເຮັດໃຫ້ເກັບຄວາມເຢັນໄດ້ດີຂຶ້ນ ກ້າສທີ່ທ່ານເກັບຈະເປັນກ້າສຮີລຽມ(He) ແລະ ທ່ານໃຊ້ກ້າສໄນໂຕເຈນແຫລວມາປ້ອງກັນການແຜ່ລັງສີຄວາມຮ້ອນ.

ທົດສະດີການເຮັດຄວາມເຢັນໂດຍໃຊ້ອຸປະກອນທາງກົນ ມີ ຄາຣ ວອນ ລິນເດ(Carl Von Linde) ໃນປີ 1870 ທ່ານໄດ້ຂຽນປຶ້ມອອກມາ ການໃຊ້ວິທີການທາງກົນໃນການດຶງເອົາຄວາມຮ້ອນອອກມາຈາກສານ ຈົນສານມີອຸນຫະພູມຕໍ່າ ໂຮງງານຕົ້ມເຫຼົ້າທີ່ອອດແຕງ ໄດ້ນຳການອອກແບບຄວາມເຢັນຂອງທ່ານມາໃຊ້ໃນການຜະລິດເຫຼົ້າ 11 ປີ ຫຼັງຈາກນັ້ນມີໂຮງງານຫລາຍກວ່າ 1000 ແຫ່ງ ນຳອຸປະກອນຄວາມເຢັນທີ່ທ່ານໄດ້ອອກແບບມາໃຊ້ໃນໂຮງງານ ລິນເດໄດ້ເຮັດການສຶກສາຢ່າງຕໍ່ເນື່ອງກ່ຽວກັບຫຼັກການຂອງອຸນຫະພູມສາດ(Thermodynamics) ແລະ ງານຂອງທອມສັນ ແລະ ຈຸນ ໃນປີ 1895 ລິນເດ ໄດ້ປະດິດອຸປະກອນທີ່ສາມາດເຮັດໃຫ້ອາກາດເປັນຂອງແຫລວໄດ້ ຊຶ່ງເປັນການຕຽມການເອົາໄວ້ໃນການທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ກ້າສອອກຊີເຈນເປັນຂອງແຫລວຕໍ່ໄປ.

ຂະບວນການໃນການເຮັດໃຫ້ເປັນຂອງແຫລວຂອງລິນເດ ຂຶ້ນຢູ່ກັບກ້າສທີ່ມີຄວາມດັນສູງ ແລະ ຜົນຂອງຈຸນ-ທອມສັນ ແຕ່ເປັນທີ່ໜ້າເສຍດາຍທີ່ວ່າຂະບວນການນີ້ມີອັດຕາການສຸຍເສຍຜະລັງງານທີ່ຫລາຍເກີນໄປ.

ໃນປີ 1902 ຈັອດ ຄຼອດ(George Claude) ນັກວິທະຍາສາດຂອງຝຣັ່ງເສດ ໄດ້ພັດທະນາເຄື່ອງອັດແບບລູກສູບ ທີ່ເຮັດໃຫ້ອາກາດເປັນຂອງແຫລວ ໂດຍອອກມາເປັນງານທາງກົນ ຂະບວນການນີ້ໃຫ້ປະສິດທິພາບທາງດ້ານຜະລັງງານຫລາຍກວ່າ ແລະ ເຮັດວຽກທີ່ຄວາມດັນຕໍ່າ ອາກາດທີ່ເປັນຂອງແຫລວຖືກສ້າງຂຶ້ນໃນຂະບວນການນີ້ໃນພາຍຫຼັງ ໄດ້ຕັ້ງເປັນບໍລິສັດ ແອຣ໌ໂຄ(Airco).

2. ນິຍາມສຳຄັນທີ່ໃຊ້ໃນອຸນຫະພູມສາດ(Temperature)

ອຸນຫະພູມ ໝາຍເຖິງ: “ ປະລິມານຂອງລະດັບຄວາມຮ້ອນ ຫລື ຄວາມເຢັນໃດໆ ສາມາດວັດລະດັບອຸນຫະພູມໄດ້ຈາກເຄື່ອງມືວັດທີ່ເອີ້ນວ່າ: ເທີໂມມີເຕີ(Thermometer).”

ໃນການວັດອຸນຫະພູມໃນສະໄໝແລກງານນັ້ນເຮັດໄດ້ຍາກ ເພາະວ່າຍັງບໍ່ມີມາດຕະຖານໃນການກຳນົດສະເກລອຸນຫະພູມ ໃຫ້ເປັນທີ່ແນ່ນອນ ການຕັ້ງລະດັບສະເກລອຸນຫະພູມໃນຍຸກແລກນັ້ນຜູ້ທົດລອງຈະເປັນຜູ້ຕັ້ງເອງ ຄ່າທີ່ໄດ້ຈຶ່ງບໍ່ເໝືອນກັບຜູ້ທົດລອງຄົນອື່ນ ແລະ ເປັນທີ່ເຂົ້າໃຈຍາກ. ເມື່ອທົດລອງເຮັດຊ້ຳຫຼາຍໆ ເທື່ອຄວາມຄາດເຄື່ອນຈຶ່ງມີຫລາຍ ໃນເວລາຕໍ່ມາໄດ້ມີການກຳນົດການວັດອຸນຫະພູມໃຫ້ເປັນສະເກລມາດຕະຖານ ໂດຍມີການກຳນົດໃຫ້ຈຸດໜຶ່ງເປັນຈຸດເລີ່ມນັບອຸນຫະພູມເປັນຈຸດທີ່ແນ່ນອນ ຈຸດນີ້ຈະປ່ຽນໄປຕາມຊະນິດຂອງສານ.

- ຈຸດທີ່ແນ່ນອນ (Fixed point) ຈຸດນີ້ເປັນອຸນຫະພູມສະເພາະຂອງແຕ່ລະສານ ເປັນຈຸດຮ່ວມ 3 ຈຸດທີ່ນຳມາໃຊ້ໃນວິຊາເທອຣີໂມໄດນາມິກສະໄໝໃໝ່ ໃນນ້ຳຈຸດຮ່ວມ 3 ຈຸດຈະຢູ່ທີ່ 273.16 K (0°C) ຄືຈຸດເຍືອກແຂງຂອງນ້ຳ.
- ຈຸດຮ່ວມ 3 ຈຸດ(Triple point) ໝາຍເຖິງ: ສະພາວະເຟດສົມດຸນທີ່ກ່າວເຖິງໃນວິຊາເທອຣີໂມໄດນາມິກສ໌ ນະຈຸດນີ້ສະຖານະທັງສາມຈະຮ່ວມຈຸດດຽວກັນ ຄື ສະຖານະຂອງແຂງ, ຂອງແຫລວ ແລະ ອາຍຂອງສານ ໃນຈຸດນີ້ບໍ່ມີການປ່ຽນສະຖານະ, ມີຄວາມດັນ ແລະ ອຸນຫະພູມບໍ່ປ່ຽນແປງ.

ທ່ານ ເອນເດຼດ ເຊລຊຽດ(Anders Celsius) (ພ.ສ. 2244-2287) ເປັນນັກດາຣາສາດ ແລະ ນັກປະດິດຊາວສວີເດັນ ເປັນຄົນຄິດຄົ້ນຫົວຫນ່ວຍອຸນຫະພູມອົງສາເຊລຊຽດ (°C) ໂດຍຕັ້ງໃຫ້ນ້ຳເປັນມາດຕະຖານໃນການກຳນົດສະເກລອຸນຫະພູມ ກຳນົດໃຫ້ຈຸດເຍືອກແຂງຂອງນ້ຳ ເທົ່າກັບ 0°C (ຖ້າໃນທາງເທີໂມໄດນາມິກ ຄືຈຸດຮ່ວມ 3 ຈຸດ) ຈຸດເດືອດຂອງນ້ຳ ເທົ່າກັບ 100°C.

ທ່ານ ກາບຣຽວ ຟາເຣນໄຮທ໌ (Gabriel Fahrenheit) (ພ.ສ 2229-2279) ເປັນນັກຟີສິກ ຊາວເຢຍ ລະມັນ ເປັນຄົນຄິດຄົ້ນຫົວຫນ່ວຍອຸນຫະພູມອົງສາຟາເຣນໄຮ °F (ໂດຍກຳນົດໃຫ້ຈຸດເຍືອກແຂງຂອງນ້ຳ ຢູ່ທີ່ 32°F ແລະ ຈຸດຝົດຂອງນ້ຳ 212°F.

ທ່ານ ວິນລຽມ ຈອລ ແມັກເຄວນ ແຣງຄິນ (William John MacQuorn Rankine) (ພ.ສ. -2363 (2415 ເປັນນັກຟີສິກ ຊາວສກັອດແລນດ໌ ເປັນຄົນຄິດຄົ້ນຫົວຫນ່ວຍອຸນຫະພູມອົງສາແຣງຄິນ °R (ເປັນຫົວຫນ່ວຍອຸນຫະພູມອົງສາສຳບູນທີ່ຈະນຳໄປທຽບກັບອຸນຫະພູມອົງສາຟາເຣນໄຮໂດຍຈຸດ 0°R ຢູ່ທີ່ 459.67°F ຈຸດເຍືອກແຂງຂອງນ້ຳ ເທົ່າກັບ 491.67°R.

ທ່ານ ວິນລຽມ ທອມສັນ ເຄລວິນ(William Thomson Kelvin) ພ.ສ. (2450-2367)ເປັນນັກຟີສິກ ຊາວອັງກິດ ເປັນຜູ້ຄິດຄົ້ນຫົວຫນ່ວຍອຸນຫະພູມເຄລວິນ (K: ບໍ່ມີເຄື່ອງໝາຍອົງສາ) ເປັນຫົວຫນ່ວຍອຸນຫະພູມທີ່ໃຊ້ໃນການສຶກສາໃນວິຊາເທີໂມໄດນາມິກ ໂດຍກຳນົດໃຫ້ສູນອົງສາສຳບູນ (0K) ເປັນຈຸດເລີ່ມຕົ້ນ ໂດຍບໍ່ໄດ້ທຽບກັບສານໃດໆ ອຸນຫະພູມຂອງຫ້ອງຢູ່ທີ່ 300K.

ຕາຕະລາງ ການປຽບທຽບອຸນຫະພູມໃນຫົວຫນ່ວຍຕ່າງໆ ໃຊ້ນ້ຳເປັນສານມາດຕະຖານ

	ອົງສາເຊລຊຽດ °C	ອົງສາຟາເຣນໄຮທ໌ °F	ອົງສາແຣງຄິນ °R	ອົສາເຄລວິນ K
ຈຸດສູນອົງສາສຳບູນ	-273.16	-459.67	0	0
ຈຸດເຍືອກແຂງ	0	32	491.67	273.16
ຈຸດຝົດ	100	212	672	373.14

2.1 ສະເກລອນຫະພູມ

ອຸນຫະພູມທີ່ສຶກສາ ແລະ ອອກແບບໃນວິຊາໄຄຣໂອເຈນິກສ໌ ຊ່ວງອຸນຫະພູມຢູ່ທີ່ 0-100K ສະແດງຄວາມສໍາພັນຂອງເອນໂທຣປີກັບສູນອີງສາ (ເອນໂທຣປີຈະຫລຸດລົງທີ່ອຸນຫະພູມຕໍ່າ) ຊຶ່ງຈະໄດ້ກ່າວເຖິງລາຍລະອຽດໃນຕໍ່ໄປ ກົດຂໍ້ທີ 3 ຂອງເທີໂມໄດນາມິກ ທີ່ສູນອີງສາສໍາບຸນ ເປັນຈຸດອຸນຫະພູມທີ່ບໍ່ສາມາດເຂົ້າເຖິງໄດ້ (That absolute zero cant be reached) ລະດັບສະເກລອນຫະພູມປົກກະຕິບໍ່ສາມາດອະທິບາຍໃນກົດຂໍ້ທີ 3 ນີ້ໄດ້ ຕ້ອງສະເກລຂອງລັອກກາຣິມິກ(Logarithmic scale) ນໍາມາອະທິບາຍແທນ.

2.2 ການແປງຫນ່ວຍອຸນຫະພູມ

$$K = ^\circ C + 273.16$$

$$K = (5/9) (^\circ F + 459.67)$$

$$K = (5/9) ^\circ R$$

$$^\circ C = (5/9)(^\circ F - 32)$$

$$^\circ C = K - 273.16$$

2.3 ສູນອີງສາສໍາບຸນ(Absolute Zero)

ຈຸດສູນອີງສາສໍາບຸນບໍ່ສາມາດເຂົ້າເຖິງໄດ້ ຕາມກົດຂໍ້ທີ 3 ຂອງເທີໂມໄດນາມິກ ເນີສ ແລະ ໄອສໄຕ (Nernst & Einstein) ໄດ້ຢືນຢັນທິດສະດີຂໍ້ນີ້ໂດຍໃຊ້ຫຼັກການທາງເທີໂມໄດນາມິກ ຫຼັກຄາຣ໌ໂໜດ (Carnot principle) ສະພາບທາງທິດສະດີເມື່ອສາມາດເຮັດອຸນຫະພູມເຂົ້າເຖິງຈຸດສູນອີງສາສໍາບຸນ ໂມເລກຸນຈະຢຸດ ແລະ ໝົດສະພາບການເຮັດວຽກງານ ຫລື ເວົ້າອີກຢ່າງໜຶ່ງວ່າ ລະບົບທຸກຊະນິດຈະໝົດສະພາບທີ່ຈຸດສູນອີງສາສໍາບຸນ.

3. ແຮງງານ ແລະ ຄວາມຮ້ອນ

ຫຼັງຈາກທີ່ເຮົາທໍາຄວາມເຂົ້າໃຈຝັງຊັ້ນສະພາວະໄປແລ້ວ ເຮົາຈະມາທໍາຄວາມເຂົ້າໃຈກັບຝັງຊັ້ນອີກ 2 ຕົວຄື: ວຽກກັບຄວາມຮ້ອນ ເຮົາຈະໄດ້ຮູ້ວ່າ: ວຽກໃນທາງເທີໂມໄດນາມິກແມ່ນຫຍັງ ຄືກັບວຽກໃນທາງຟີສິກ ຫລື ບໍ່ແລະ ຄວາມຮ້ອນທີ່ວ່ານັ້ນ ຄື: ອຸນຫະພູມທີ່ເຮົາວັດໄດ້ຈາກເທີໂມມິເຕີ ຫລື ບໍ່.

3.1 ແຮງງານ(Work)

ໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວຫຼາຍໆ ຄົນອາດຈະບອກວ່າວຽກ(w) ຄື ແຮງ(F) ຄູນໄລຍະທາງ(d) ແຕ່ໃນທາງເທີໂມໄດນາມິກ(ອຸນຫະພູມສາດ) ວຽກ(w) ໝາຍເຖິງ: ລວມທັງແຮງຄູນດ້ວຍໄລຍະທາງ, ວຽກເຊິ່ງກົນ, ວຽກເຊິ່ງໄຟຟ້າ ແລະ ວຽກໃນຮູບອື່ນໆດ້ວຍ.

ຕົວຢ່າງ: ວຽກເຊິ່ງກົນທີ່ເກີດຈາກການຂະຫຍາຍຕົວຂອງແກັສໃນກະບອກສຸບຊຶ່ງມີລູກສຸບທີ່ຂາດນໍ້າໜັກ ແລະ ຂາດແຮງຮຸກຖູທີ່ອຸນຫະພູມ, ຄວາມດັນ ແລະ ບໍລິມາດທີ່ກໍານົດ.

ເຮົາອາດຈະບອກວ່າ ວຽກໃນທາງເທີໂມໄດນາມິກ ຄື “ການປ່ຽນແປງບໍລິມາດຂອງລະບົບ ພາຍໃຕ້ອິດທິພົນຂອງຄວາມດັນພາຍນອກ (external pressure)” ກໍ່ໄດ້.

- ວຽກທີ່ສິ່ງແວດລ້ອມກະທໍາຕໍ່ລະບົບ(ລະບົບຫົດຕົວ) ມີຄ່າເປັນບວກ.
- ວຽກທີ່ເກີດຈາກລະບົບກະທໍາຕໍ່ສິ່ງແວດລ້ອມ(ລະບົບຂະຫຍາຍຕົວ) ມີຄ່າເປັນລົບ.

ເນື່ອງຈາກງານເກີດຈາກການປ່ຽນແປງບໍລິມາດຂອງລະບົບພາຍໃຕ້ແຮງດັນພາຍນອກ(P_{ext}) ດັ່ງນັ້ນ, ຈຶ່ງໃຊ້ເປັນ $-P_{ext}$ ເພື່ອເຮັດໃຫ້ວຽກທີ່ເກີດຈາກຫົດຕົວມີຄ່າເປັນບວກ ແລະ ວຽກທີ່ເກີດຈາກການຂະຫຍາຍຕົວມີຄ່າເປັນລົບ(ໃນທາງຟີຊິກ $w = + P_{ext}\Delta V$ ແລະ ຄິດເຄື່ອງໝາຍບໍ່ຄືກັນ).

$$w = -P_{\text{ext}} \Delta V$$

ເມື່ອ ΔV ເປັນການປ່ຽນແປງບໍລິມາດ ($V_f - V_i$)

V_f ແລະ V_i ເປັນບໍລິມາດຂອງລະບົບທີ່ສະພາວະສຸດທ້າຍ (final volume) ແລະ ສະພາວະເລີ່ມຕົ້ນ (initial volume) ຕາມລຳດັບ.

ຕົວຢ່າງ: ແກ້ສຊະນິດໜຶ່ງຂະຫຍາຍຕົວທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ຈາກ 264 mL ເປັນ 971 mL ຈຶ່ງຄິດໄລ່ງານທີ່ເກີດຂຶ້ນ ຖ້າແກ້ສນີ້ຂະຫຍາຍຕົວ.

ກ) ຕ້ານກັບສຸຍາກາດ

ຂ) ຕ້ານກັບຄວາມດັນຄົງທີ່ 4.0 atm

ວິທີແກ້:

ກ) ເນື່ອງຈາກຄວາມດັນພາຍນອກເປັນສູນ

$$\begin{aligned} w &= -P\Delta V \\ &= -0(971 \text{ mL} - 264 \text{ mL}) = 0 \end{aligned}$$

ຂ) ຄວາມດັນພາຍນອກເທົ່າກັບ 4.0 atm

$$\begin{aligned} w &= -P\Delta V \\ &= -(4.0 \text{ atm})(0.971 \text{ L} - 0.264 \text{ L}) = -2.828 \text{ L}\cdot\text{atm} \end{aligned}$$

ເນື່ອງຈາກ $1 \text{ L}\cdot\text{atm} = 101.3 \text{ J}$

$$\begin{aligned} w &= -2.828 \text{ L}\cdot\text{atm} (101.3 \text{ J}/1 \text{ L}\cdot\text{atm}) \\ &= -2.86 \times 10^2 \text{ J} \end{aligned}$$

ວຽກໃນຂະບວນການ (ກ) ແລະ (ຂ) ມີຄ່າບໍ່ເທົ່າກັນທັງໆ ທີ່ສະພາວະເລີ່ມຕົ້ນ ແລະ ສະພາວະສຸດທ້າຍຄືກັນ ເພາະວຽກຂຶ້ນຢູ່ກັບຂະບວນການເກີດດ້ວຍ ວຽກຈຶ່ງບໍ່ແມ່ນຝັງກັຊນສະພາວະ.

3.2 ຄວາມຮ້ອນ(Heat)

ຄື ພະລັງງານທີ່ຖ່າຍເທຂ້າມຂອບເຂດຂອງລະບົບກັບສິ່ງແວດລ້ອມ ໂດຍອຸນຫະພູມຂອງສິ່ງແວດລ້ອມມີ ອຸນຫະພູມຕ່າງໄປຈາກອຸນຫະພູມຂອງລະບົບ.

ຝຶຈະລະນາຈາກການປ່ຽນແປງລະຫວ່າງສະພາວະເລີ່ມຕົ້ນກັບສະພາວະສຸດທ້າຍ ສົມມຸດວ່າການປ່ຽນແປງນີ້ ເກີດຂຶ້ນໄດ້ 2 ວິທີ:

- ວິທີທີ 1 ວຽກມີ (w) ຄ່າເປັນສູນ $\Delta E = q_1 + w = q_1$
- ວິທີທີ 2 ເກີດການຖ່າຍເທທັງຄວາມຮ້ອນ ແລະ ວຽກ ຈະໄດ້ $\Delta E = q_2 + w_2$

ເນື່ອງຈາກ ΔE ມີຄ່າເທົ່າກັນທັງ 2 ກໍລະນີ ດັ່ງນັ້ນ q_1 ບໍ່ເທົ່າກັບ q_2

ສະແດງວ່າ: ຄວາມຮ້ອນບໍ່ແມ່ນຝັງກັຊນສະພາວະ ເພາະບໍ່ແມ່ນສົມບັດຂອງລະບົບ ແຕ່ເປັນສິ່ງທີ່ເກີດຈາກ ຂະບວນການ.

ສະຫຼຸບແລ້ວ ທັງວຽກ ແລະ ຄວາມຮ້ອນບໍ່ແມ່ນຝັງກັຊນສະພາວະ ດັ່ງນັ້ນ, ເຮົາຈຶ່ງ

$$\text{ບໍ່ສາມາດຂຽນ } \Delta w = w_f - w_i \text{ ຫລື } \Delta q = q_f - q_i \text{ ໄດ້}$$

4. ພະລັງງານພາຍໃນ (Internal energy of system)

ພະລັງງານພາຍໃນຂອງລະບົບ (ໃຊ້ສັນຍະລັກເປັນ E ຫລື U) ຄື ຜົນທັງຫມົດຂອງພະລັງງານອັນເນື່ອງມາ ຈາກ

- ພະລັງງານຈາກການເຄື່ອນທີ່, ການສັ່ນ ແລະ ການໝູນຂອງໂມເລກຸນ

- ຜະລິງງານຈາກການເຄື່ອນທີ່ຂອງອີເລັກຕຣອນ, ໂປຣຕອນ ແລະ ນິວຕຣອນ
- ຜະລິງງານອັນເນື່ອງມາຈາກແຮງກະທຳລະຫວ່າງອະນຸພາກຕ່າງໆ ໃນໂມເລກູນ
- ຜະລິງງານຈາກຕົວສານເອງ ເຊັ່ນ: ຜະລິງງານນິວເຄລຍຣ໌
- ຜະລິງງານຮູບອື່ນໆ

ການປ່ຽນແປງຜະລິງງານພາຍໃນ ມີຄ່າເທົ່າກັບວຽກທັງຫມົດກັບຄວາມຮ້ອນ

$$\Delta E = w + q$$

ເຖິງແມ່ນວ່າທັງຄວາມຮ້ອນ ແລະ ວຽກຈະບໍ່ແມ່ນຝັງຊັ້ນສະພາວະ ແຕ່ຜົນທັງຫມົດຂອງວຽກ ແລະ ຄວາມຮ້ອນ ($q + w$) ຊຶ່ງກໍ່ຄື: ການປ່ຽນແປງຜະລິງງານພາຍໃນ (ΔE) ຊຶ່ງເປັນຝັງຊັ້ນສະພາວະ ທີ່ບໍ່ຂຶ້ນກັບວິທີການປ່ຽນແປງ ແຕ່ຂຶ້ນຢູ່ກັບສະພາວະສຸດທ້າຍ ແລະ ສະພາວະເລີ່ມຕົ້ນເທົ່ານັ້ນ.

5. ກົດເກນທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(1st Law of Thermodynamics)

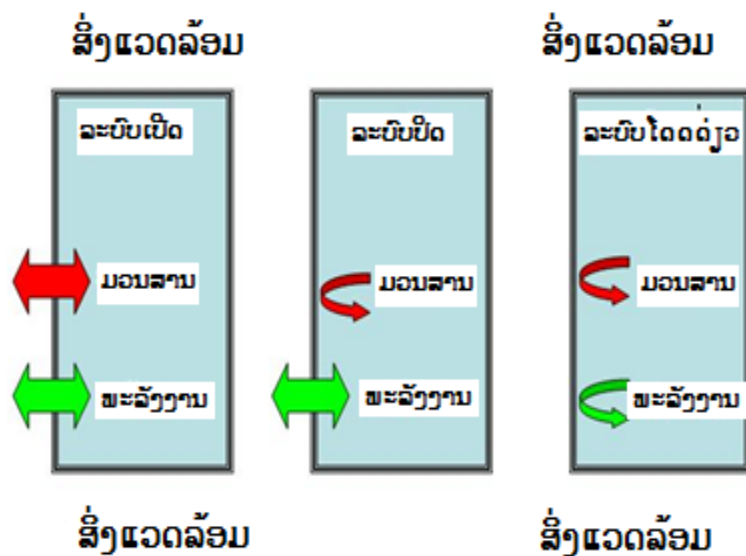
ກ່ອນອື່ນເຮົາມາເຮັດຄວາມຮູ້ຈັກກັບເທີມຜົນຖານຕ່າງໆທີ່ມີຄວາມສຳຄັນໃນການເຮັດຄວາມເຂົ້າໃຈໃນເນື້ອຫາຂອງກົດຂໍ້ນີ້.

ສຳລັບການສຶກສາໃນຫົວຂໍ້ນີ້ ເຮົາກຳນົດໃຫ້ຈັກກະວານສາມາດແບ່ງອອກໄດ້ເປັນສອງສ່ວນຄື:

- 1) **ລະບົບ (system)** ຄື: ຫຍັງກຳໄດ້ໃນຈັກກະວານນີ້ ທີ່ເຮົາສົນໃຈທີ່ຈະສຶກສາເຮັດຄວາມເຂົ້າໃຈ ຊຶ່ງອາດຈະເປັນເຄື່ອງຈັກ, ປະຕິກິລິເຄມີ, ເຊລຂອງສິ່ງມີຊີວິດ ແລະ ອື່ນໆ.
- 2) **ສິ່ງແວດລ້ອມ (surrounding)** ຄື: ບໍລິເວນອື່ນທີ່ເຮົາໃຊ້ໃນການສັງເກດການປ່ຽນແປງທີ່ເກີດຂຶ້ນພາຍໃນລະບົບ.

ໂດຍທົ່ວໄປລະບົບສາມາດແບ່ງອອກໄດ້ເປັນດັ່ງນີ້:

- **ລະບົບເປີດ (open system)** ຄື: ລະບົບທີ່ສາມາດເກີດການຖ່າຍເທມວນສານ ເຂົ້າ-ອອກ ຈາກລະບົບໄປສູ່ສິ່ງແວດລ້ອມໄດ້.
- **ລະບົບປິດ (closed system)** ຄື: ລະບົບທີ່ບໍ່ສາມາດເກີດການຖ່າຍເທມວນສານ ເຂົ້າ-ອອກ ຈາກລະບົບໄປສູ່ສິ່ງແວດລ້ອມໄດ້ (ແຕ່ອາດເກີດການຖ່າຍເທຜະລິງງານໄດ້).
- **ລະບົບໂດດດ່ຽວ (isolated system)** ຄື: ລະບົບທີ່ບໍ່ສາມາດເກີດການຖ່າຍເທມວນສານ ແລະ ຜະລິງງານ ເຂົ້າ-ອອກ ຈາກລະບົບໄປສູ່ສິ່ງແວດລ້ອມໄດ້.

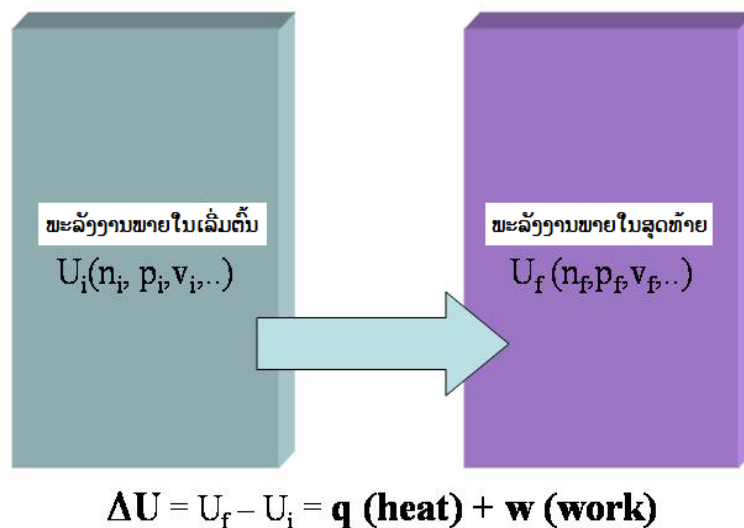


ການສຶກສາວິຊາເທີໂມໄດນາມິກ ສ່ວນຫຼາຍຈະສົນໃຈການປ່ຽນແປງພະລັງງານທີ່ເກີດຂຶ້ນເມື່ອເກີດຂະບວນການຕ່າງໆ ເຊັ່ນ: ການຫຼອມແຫລວຂອງສານ, ການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີ ແລະ ອື່ນໆ. ສໍາລັບຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນແລ້ວມີການໃຫ້ພະລັງງານກັບສິ່ງແວດລ້ອມ ເຮົາເອີ້ນວ່າ: **ຂະບວນການແບບຄາຍຄວາມຮ້ອນ (exothermic process)** ຕົວຢ່າງຂອງຂະບວນການປ່ຽນແປງແບບນີ້ກໍ່ໄດ້ແກ່: ການເຜົາໄໝ້ຕ່າງໆ ໃນທາງກົງກັນຂ້າມຖ້າຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນແລ້ວມີການຮັບພະລັງງານຈາກສິ່ງແວດລ້ອມ ເຮົາເອີ້ນວ່າ: **ຂະບວນການແບບດູດຄວາມຮ້ອນ(endothermic process)** ຊຶ່ງໄດ້ແກ່: ການຫຼອມແຫລວ, ການລະເຫີຍຂອງສານ.

ກົດຂໍ້ທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດ (1st Law of Thermodynamics)

ໃນເທີໂມໄດນາມິກນັ້ນ ເຮົາກໍານົດໃຫ້ພະລັງງານທັງໝົດຂອງລະບົບຮຽກວ່າ **ພະລັງງານພາຍໃນ** (Internal Energy, U) ຊຶ່ງຄ່າຂອງພະລັງງານພາຍໃນຂຶ້ນຢູ່ກັບຄ່າຕົວແປຕ່າງໆ ເຊັ່ນ: ຈຳນວນໂມນ(n), ຄວາມດັນ(p), ບໍລິມາດ(v), ອຸນຫະພູມ(T),... ຊຶ່ງເຮົາສາມາດຂຽນແທນດ້ວຍເທີມ $U(n, p, v, \dots)$ ດັ່ງນັ້ນ, ການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນຈະເກີດຂຶ້ນເມື່ອມີການປ່ຽນແປງຄ່າຂອງຕົວແປເຫຼົ່ານີ້ ດັ່ງສະແດງໃນຮູບ.

" ການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນລະບົບ "



ຫຼັກການສໍາຄັນຂອງກົດຂໍ້ທີ 1 ສະແດງຢູ່ໃນສົມຜົນພາຍໃນຮູບ ຊຶ່ງບອກວ່າ "ການເກີດການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ(ΔU) ຈະເກີດຂຶ້ນໃນລັກສະນະທີ່ເຮັດໃຫ້ເກີດການເຮັດວຽກ(Work, w) ຫລື ເກີດເປັນຄວາມຮ້ອນ(Heat, q) ຫລື ເກີດທັງສອງຢ່າງຝ່ອມໆກັນ" ນັ້ນຄືກົດຂອງການອະນຸລັກພະລັງງານນັ້ນເອງ. ສໍາລັບການປ່ຽນແປງທີ່ເກີດຂຶ້ນເທື່ອລະນ້ອຍເຮົາສາມາດຂຽນຄວາມສໍາພັນໄດ້ດັ່ງສົມຜົນນີ້:

$$dU = dq + dw \dots\dots\dots(1)$$

d ໝາຍເຖິງການປ່ຽນແປງທີ່ເກີດຂຶ້ນເທື່ອລະນ້ອຍໆ(differential) ວຽກທີ່ເກີດຂຶ້ນສາມາດມີໄດ້ຫຼາຍແບບຂຶ້ນຢູ່ກັບລະບົບທີ່ເຮົາສົນໃຈ ແຕ່ວຽກທີ່ເຮົາສົນໃຈສຶກສາໃນບົດຮຽນນີ້ ຈະກ່ຽວຂ້ອງກັບການຂະຫຍາຍຕົວຂອງລະບົບທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່(p) ຊຶ່ງວຽກທີ່ເກີດຂຶ້ນຄື :

$$dw = -pdV \dots\dots\dots(2)$$

dV ຄືຄ່າການປ່ຽນແປງຂອງບໍລິມາດ ແລະ p ຄື ຄວາມດັນພາຍນອກ ຊຶ່ງມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມດັນພາຍໃນຂອງລະບົບສໍາລັບຂະບວນການທີ່ປັ່ນກັບໄດ້ ຈາກສົມຜົນນີ້ເຮົາສາມາດຫາວຽກທີ່ລະບົບເຮັດ ເມື່ອມີການຂະຫຍາຍຕົວຂອງລະບົບຈາກບໍລິມາດເລີ່ມຕົ້ນ(V_i) ໄປສູ່ບໍລິມາດສຸດທ້າຍ(V_f) ໂດຍກໍານານອິນຕີເກຣດທັງສອງຂ້າງ ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$w = \int_{V_i}^{V_f} p dV \quad \dots\dots\dots(3)$$

ຕົວຢ່າງທີ 1:

ລອງມາພິຈາລະນາໃຫ້ເລີກລົງໄປໃນຕົວຢ່າງຂອງການຂະຫຍາຍຕົວແບບປັ່ນກັບໄດ້ ຂອງແກັສສົມບູນແບບ (perfect gas) ທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ (Isothermal reversible expansion) ວ່າເຮົາຈະຫາຄວາມສໍາພັນທີ່ຊັດເຈນກວ່ານີ້ໄດ້ ຫລື ບໍ່.

ຈາກສົມຜົນສະແດງຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງ ຄວາມດັນ(p), ບໍລິມາດ(V), ອຸນຫະພູມ(T), ຈໍານວນໂມນ (n) ຂອງແກັສສົມບູນແບບ ຈະໄດ້ວ່າ:

$$pV = nRT \text{ ຫລື } p = (nRT)/V$$

ເມື່ອນຳຄ່າ p ໄປແທນລົງໃນສົມຜົນທີ 3 ແລ້ວຈັດຮູບໃໝ່ ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$w = - nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = - nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) \quad \dots\dots\dots(4)$$

ດັ່ງນັ້ນ, ສົມຜົນນີ້ສາມາດນຳໄປໃຊ້ໃນການຄິດໄລ່ຫາວຽກທີ່ເກີດຂຶ້ນ ເມື່ອມີການຂະຫຍາຍຕົວຂອງລະບົບທີ່ມີແກັສສົມບູນແບບບັນຈຸພາຍໃນ ແລະ ເກີດທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່(ລອງໃຊ້ສົມຜົນນີ້ຄິດໄລ່ເບິ່ງຊິວ່າ ແກັສ 1 ໂມນ ເມື່ອຂະຫຍາຍຕົວເປັນ 2 ເທົ່າ ທີ່ 298 K ຈະເກີດ ການເຮັດວຽກງານເທົ່າໃດ ?).

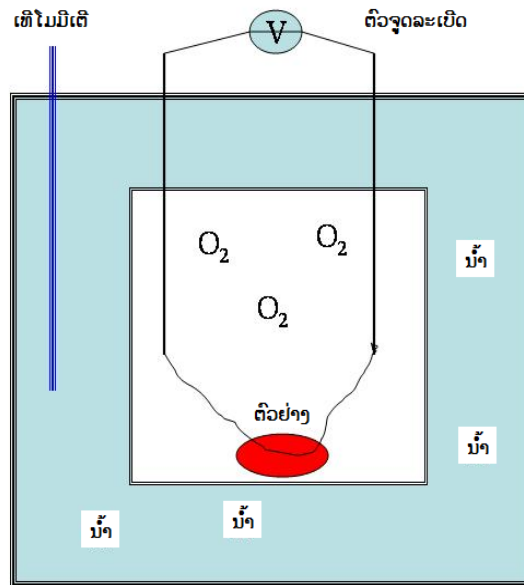
ທີ່ຜ່ານມາເຮົາກ່າວເຖິງກົດຂໍ້ທີ 1 ໂດຍເນັ້ນໄປທີ່ຄວາມຫມາຍຂອງຕົວແປທີ່ເກີດຂຶ້ນເມື່ອມີການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນຕົວແລກ ຄື ວຽກ(w) ຕໍ່ໄປເຮົາລອງມາເບິ່ງຄວາມຫມາຍຂອງຄວາມຮ້ອນກັນດ້ວຍວ່າມີຫຍັງແດ່ ແລະ ສາມາດຫາໄດ້ແບບໃດ.

ຈາກສົມຜົນທີ 1 ຈະເຫັນວ່າ ຖ້າເຮົາກໍານານຄວບຄຸມການເກີດການປ່ຽນແປງຂອງພະລັງງານພາຍໃນ(ΔU) ໃຫ້ເກີດຂຶ້ນໃນລັກສະນະທີ່ບໍ່ເກີດການເຮັດວຽກງານຂຶ້ນ ($dw = 0$) ຊຶ່ງອາດເຮັດໄດ້ໂດຍການຄວບຄຸມບໍລິມາດຂອງລະບົບໃຫ້ຄົງທີ່ ນັ້ນຄື $dV = 0$ [$dw = -pdV = 0$] ເຮົາຈະໄດ້ວ່າ:

$$dU = dq \text{ (ທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ ແລະບໍ່ມີວຽກແບບອື່ນເກີດຂຶ້ນ)} \quad \dots\dots\dots(5)$$

ຫລື ສາມາດຂຽນອີກແບບໄດ້ວ່າ: $\Delta U = q_V$ ນັ້ນເອງ (ຕົວຫ້ອຍ V ໝາຍຄວາມວ່າ: ບໍລິມາດຄົງທີ່)

ວິທີທົ່ວໄປທີ່ນິຍົມໃຊ້ໃນການວັດຫາຄ່າ q_V ສໍາລັບປະຕິກິລິຍາການເຜົາໄໝ້ ເອີ້ນວ່າ: **Bomb Calorimeter** ຊຶ່ງມີລັກສະນະສ່ວນປະກອບຢ່າງຄ່າວາງດັ່ງສະແດງໃນຮູບຂ້າງລຸ່ມນີ້:



ຜ່ອນມນອກສຸດເປັນສະຫນວນທີ່ບໍ່ຍອມໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຜ່ານໄດ້ ໃນຂະນະທີ່ຝາດ້ານໃນນຳຄວາມຮ້ອນໄດ້ເປັນຢ່າງດີ ຫຼັກການເຮັດວຽກງານຢ່າງງ່າຍດີມີດັ່ງນີ້: ສານຕົວຢ່າງທີ່ຢູ່ພາຍໃນບັນຍາກາດອີ່ມຕົວຂອງອອກຊີເຈນຖືກເຜົາໂດຍການຈຸດລະເບີດຈາກວົງຈອນໄຟຟ້າພາຍນອກ ພະລັງງານທີ່ເກີດຂຶ້ນຈະຖືກຖ່າຍເທສູ່ນ້ຳທີ່ບັນຈຸຢູ່ອ້ອມນອກ ເຮັດໃຫ້ອຸນຫະພູມຂອງນ້ຳເພີ່ມຂຶ້ນ ຊຶ່ງເຮົາສາມາດວັດໄດ້ໂດຍໃຊ້ເທີໂມມີເຕີ ຊຶ່ງເຮັດໃຫ້ເຮົາສາມາດວັດພະລັງງານທັງໝົດທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້.

ຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນແປຜັນກົງກັບການປ່ຽນແປງຂອງອຸນຫະພູມ(ΔT) ຂອງແຄລໍຣີມີເຕີນັ້ນຄື:

$$q = C \times \Delta T \quad \dots\dots\dots(6)$$

ໂດຍທີ່ຄ່າ C ເປັນຄ່າຄົງທີ່ຂອງແຄລໍຣີມີເຕີ ຊຶ່ງຈະແຕກຕ່າງກັນສຳລັບແຕ່ລະແຄລໍຣີມີເຕີທີ່ໃຊ້ ປົກກະຕິເຮົາຈະຫາຄ່ານີ້ໄດ້ໂດຍໃຊ້ປະຕິກິລິຍາທີ່ເຮົາຮູ້ຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາ (ຈາກວິທີການວັດແບບອື່ນ) ນັ້ນຄືເຮົາຈະຮູ້ຄ່າ q ແລະ ΔT ເມື່ອນຳໄປແທນຄ່າໃນສົມຜົນ(6) ຈະຫາຄ່າ C ໄດ້.

ເນື່ອງຈາກຂະບວນການນີ້ເກີດຂຶ້ນທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ ເຮົາຈະໄດ້ຄ່າຄວາມຮ້ອນທີ່ເກີດຂຶ້ນກໍ່ຄື q_v ນັ້ນເອງ ຈາກສົມຜົນທີ(5) ເຮົາກໍ່ຈະໄດ້ຄ່າ ການປ່ຽນແປງຂອງພະລັງງານພາຍໃນສຳລັບຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ດັ່ງນີ້

$$\Delta U = q_v = C \times \Delta T \quad \dots\dots\dots(7)$$

ເຖິງຈຸດນີ້ຈະເຫັນວ່າເຮົາໄດ້ນຳເທີມໃໝ່ເຂົ້າມາໃຊ້ອີກ 1 ເທີມ ຄື: C ຄ່ານີ້ມີຄວາມສຳຄັນຫລາຍໃນການຫາຄວາມຮ້ອນຂອງຂະບວນການຕ່າງໆ ແລະ ມີຫຼາຍຊະນິດດັ່ງຈະກ່າວຕໍ່ໄປ ຄ່າຂອງ C ໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວຈະເອີ້ນວ່າ: ຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ.

6. ເອນທັນປີ(Enthalpy, H)

ແທ້ໆແລ້ວເຮົາຕ້ອງກໍ່ການ derive ສົມຜົນຕ່າງໆ ຫຼາຍສົມຜົນ ກ່ອນທີ່ເຮົາຈະໄດ້ສົມຜົນທີ່ເປັນນິຍາມຂອງເອນທັນປີ ແຕ່ວ່າເພື່ອເປັນການຫລຸດຄວາມຫຍຸ້ງຍາກ ຈຶ່ງຈະບໍ່ກໍ່ການສະແດງທີ່ມາຂອງສົມຜົນຢ່າງລະອຽດ ຈະສະແດງສະເພາະທີ່ຈຳເປັນເທົ່ານັ້ນ ສິ່ງທີ່ຕ້ອງຈຳຕອນນີ້ຄື ເອນທັນປີ ເປັນພະລັງງານອີກຮູບໜຶ່ງ ທີ່ແຕກຕ່າງຈາກພະລັງງານພາຍໃນ ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງພະລັງງານພາຍໃນກັບເອນທັນປີ ມີດັ່ງນີ້:

$$H = U + pV \quad \text{.....(6)}$$

ຊຶ່ງເຮົາສາມາດຂຽນສົມຖານທີ 6 ໃນຮູບຂອງ differential ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$dH = dU + d(pV) \quad \text{.....(7)}$$

$$dH = dU + p dV + V dp \quad \text{.....(8)}$$

ຖ້າເຮົາແທນຄ່າ $dU = dq + dw = dq - p dV$ (ຈາກກົດຂັ້ນທີ 1) ລົງໄປໃນສົມຖານທີ 8 ຈະໄດ້ວ່າ:

$$dH = dq - p dV + p dV + V dp \quad \text{.....(9)}$$

$$dH = dq + V dp \quad \text{ຫລື} \quad \Delta H = \Delta U + V \Delta p \quad \text{.....(10)}$$

ສົມຖານທີ 6, 10 ຄື ສົມຖານສໍາຄັນທີ່ເປັນນິຍາມຂອງເອນທັນປີທີ່ຄວນຈໍາ ຈາກສົມຖານທີ 10 ຈະເຫັນວ່າ ຖ້າຂະບວນການປ່ຽນແປງຕ່າງໆ ເກີດຂຶ້ນໃນສະພາວະທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່(ນັ້ນຄື $dp = 0$) ເຮົາຈະໄດ້ວ່າ:

$$dH = (dq)_p \quad \text{ຫລື} \quad \Delta H = q_p \quad \text{.....(11)}$$

ນັ້ນຄື ເຮົາຈະໄດ້ວ່າ "ສໍາຫລັບຂະບວນການຕ່າງໆ ທີ່ເກີດຂຶ້ນໂດຍທີ່ຄວາມດັນຂອງລະບົບບໍ່ມີການປ່ຽນແປງ ການເພີ່ມຂຶ້ນຂອງເອນທັນປີຂອງລະບົບຈະມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມຮ້ອນທີ່ໃຫ້ເຂົ້າໄປ" ເພື່ອເປັນການປຽບທຽບໃຫ້ຊັດເຈນ ຈະຍົກສົມຖານສະແດງການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນມາໄວ້ນີ້:

$$dU = (dq)_v \quad \text{ຫລື} \quad \Delta U = q_v \quad \text{.....(12)}$$

ເຮົາຈະໄດ້ວ່າ "ສໍາຫລັບຂະບວນການຕ່າງໆ ທີ່ເກີດຂຶ້ນໂດຍທີ່ບໍລິມາດຂອງລະບົບບໍ່ມີການປ່ຽນແປງ ການເພີ່ມຂຶ້ນຂອງພະລັງງານພາຍໃນຂອງລະບົບຈະມີຄ່າເທົ່າກັບຄວາມຮ້ອນທີ່ໃຫ້ເຂົ້າໄປ".

ຄໍາການປ່ຽນແປງ ເອນທັນປີ ໂດຍປົກກະຕິແລ້ວຈະວັດງ່າຍກວ່າ ຄໍາການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນຫລາຍ ເພາະວ່າການຄວບຄຸມໃຫ້ຄວາມດັນຂອງລະບົບຄົງທີ່ນັ້ນ ເຮັດໄດ້ງ່າຍກວ່າການຄວບຄຸມບໍລິມາດ ເພາະວ່າສາມາດເຮັດໄດ້ດ້ວຍການປ່ອຍໃຫ້ຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເກີດທີ່ຄວາມດັນບັນຍາກາດ ຍົກຕົວຢ່າງເຊັ່ນ: ການຫຼອມແຫລວ, ການກາຍເປັນອາຍ, ການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີຕ່າງໆ ຊຶ່ງໂດຍທົ່ວໄປເຮົາຈະສັງເກດຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່ຂອງ 1 ບັນຍາກາດ ແຕ່ວ່າການຈະຄວບຄຸມໃຫ້ບໍລິມາດຄົງທີ່ນັ້ນຕ້ອງອາໄສເຄື່ອງມືຟິເສດເຊັ່ນ: Bomb Calorimeter ດັ່ງທີ່ກ່າວມາແລ້ວ ດັ່ງນັ້ນ, ຄໍາຄວາມຮ້ອນທີ່ຕ້ອງໃຊ້ໃນຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ ຈຶ່ງສອດຄ່ອງກັບການປ່ຽນແປງຂອງ ເອນທັນປີ.

ສໍາລັບຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່ ເຮົາສາມາດຫາຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນໄດ້ໂດຍໃຊ້ນິຍາມຈາກສົມຖານທີ 1 ແລ້ວກໍ່ແທນຄ່າ $q_p = \Delta H$ ຊຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ໄດ້ສົມຖານດັ່ງນີ້:

$$C_p = (\Delta H / \Delta T)_p \quad \text{.....(13)}$$

ຫລື ສາມາດຂຽນໃນຮູບຂອງ partial differential ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \quad \text{.....(14)}$$

ຫລື

$$dH = C_p dT \quad \text{.....(15)}$$

ຊຶ່ງຈາກສົມຖານທີ 13 ເຮົາສາມາດຫາຄ່າ H ຂອງຂະບວນການຕ່າງໆໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\Delta H = q_p = C_p \times \Delta T \quad \text{.....(16)}$$

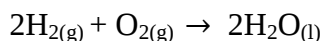
ເຖິງຈຸດນີ້ຈະເຫັນວ່າມີສົມຖານເກີດຂຶ້ນຫລວງຫລາຍ ແຕ່ສົມຖານທີ່ສໍາຄັນທີ່ຄວນຈະຮູ້ ແລະ ມີປະໂຫຍດໃນການຄິດໄລ່ຄວາມຮ້ອນທີ່ເກີດຂຶ້ນ ຄື ສົມຖານທີ 5 ແລະ 16 ນອກຈາກສົມຖານທັງສອງທີ່ສໍາຄັນແລ້ວຍັງມີອີກສົມຖານ

ອີ່ມທີ່ມີຄວາມສຳຄັນດັ່ງນີ້ ຊຶ່ງຈະບໍ່ກໍ່ການ derive ສົມຜົນເພາະຈະຫຍຸ້ງຍາກຫລາຍກວ່ານີ້ ສົມຜົນທຳອິດຄື ສົມຜົນຄວາມສຳພັນ ລະຫວ່າງ ΔH ແລະ ΔU .

ຈາກສົມການ $H = U + pV$ ຖ້າການປ່ຽນແປງຂອງລະບົບມີແກັສເຂົ້າມາກ່ຽວຂ້ອງ ນັ້ນຄືເຮົາສາມາດແທນຄ່າ $pV = nRT$ ໄດ້ ນັ້ນຄືຈະໄດ້

$$H = U + nRT \text{ ແລ້ວຈະໄດ້ } \Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT \dots\dots\dots(17)$$

ໂດຍທີ່ Δn_g ຄື ຈຳນວນໂມນຂອງແກັສທີ່ປ່ຽນໄປຂອງການເກີດປະຕິກິລິຍາ ຍົກຕົວຢ່າງເຊັ່ນ ປະຕິກິລິຍານີ້:



ຈາກປະຕິກິລິຍານີ້ຈະໄດ້ $\Delta n_g = 0 - 2 - 1 = -3 \text{ mol}$ ນັ້ນຄື $\Delta H = \Delta U - 3RT$

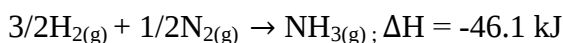
ນອກຈາກນີ້, ເຮົາຍັງໄດ້ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ C_p ແລະ C_v ດັ່ງນີ້:

$$C_p = C_v + nR \dots\dots\dots(18)$$

ຕົວຢ່າງ 1: ຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາການເກີດ 1 ໂມນຂອງແກັສ NH_3 ຈາກທາດພື້ນຖານທີ່ເປັນອົງປະກອບ ທີ່ 298K ມີຄ່າເທົ່າກັບ -46.1 kJ ໃຫ້ປະມານຄ່າການປ່ຽນແປງຜະລັງງານພາຍໃນຂອງຂະບວນການນີ້:

- ວິທີແກ້:

ສົມຜົນທາງເຄມີທີ່ສະແດງການເກີດ NH_3 ຄື:



ການປ່ຽນແປງຂອງຈຳນວນໂມນຂອງແກັສໃນສົມຜົນນີ້ຄື:

$$\Delta n_g = 1 - 1.5 - 0.5 = -1 \text{ mol}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຈະໄດ້:

$$\Delta U = \Delta H - (-RT) = -43.6 \text{ kJ}$$

ຕົວຢ່າງ 2: ຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາການເກີດການເຜົາໄໝ້ຂອງແກັສ propene(C_3H_6) 1 ໂມນ ເທົ່າກັບ -2058kJ ຈຶ່ງຫາຄ່າການປ່ຽນແປງຜະລັງງານພາຍໃນ(ຄຳຕອບ ຄື -2052 kJ).

(ຂໍ້ແນະນຳ: ສົມຜົນການເຜົາໄໝ້ໂດຍທົ່ວໄປ ໝາຍເຖິງ: ການເຮັດປະຕິກິລິຍາຂອງສານໃດໆ ກັບອອກຊີເຈນ ($O_{2(g)}$) ແລ້ວໄດ້ຜະລິດຕະຜົນເປັນ $CO_{2(g)}$ ແລະ $H_2O(l)$ ທີ່ເຫຼືອກຳລັງຊັງຊາສົມຜົນ).

6.1 ເອນທັນປີທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບການປ່ຽນແປງທາງກາຍພາບ ແລະ ທາງເຄມີ

ກ່ອນອື່ນເຮົາມາເຮັດຄວາມຮູ້ຈັກກັບອີກເທີມໜຶ່ງທີ່ສຳຄັນ ນັ້ນຄື: ການປ່ຽນແປງເອນທັນປີທີ່ສະພາວະມາດຕະຖານ (Standard enthalpy change, H) ຊຶ່ງໝາຍເຖິງ: ການປ່ຽນແປງທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດ ທີ່ອຸນຫະພູມທີ່ລະບຸໄວ້ ໂດຍທົ່ວເຮົາຈະໃຊ້ຄຳນີ້ໃນການບົ່ງບອກຄວາມຮ້ອນຂອງຂະບວນການຕ່າງໆ.

ຂະບວນການທີ່ເຮົາຄຳອນຂ້າງຈະຄຸ້ນເຄີຍຫລາຍອັນໜຶ່ງ ຄື: ການປ່ຽນສະຖານະ ຊຶ່ງໄດ້ແກ່ການຫຼອມແຫລວ, ການກາຍເປັນອາຍ ແລະ ການລະເຫີດ(ປ່ຽນສະຖານະຈາກຂອງແຂງໄປເປັນແກັສ) ຊຶ່ງໃນຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ກໍ່ຈະມີການປ່ຽນແປງ ເອນທັນປີເກີດຂຶ້ນ ຕົວຢ່າງ:

ການຫຼອມແຫລວ(fusion): $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta_{\text{fus}}H^\circ(273K) = 6.01 \text{ kJ/mol}$

ການກາຍເປັນອາຍ(vaporization): $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta_{\text{vap}}H^\circ(373K) = 40.66 \text{ kJ/mol}$

ການລະເຫີດ(sublimation): $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta_{\text{sub}}H^\circ = ??$ (ລອງຄິດເບິ່ງ)

ນອກຈາກນີ້ຍັງມີຄ່າການປ່ຽນແປງ ເອນທັນປີຂອງການລະລາຍ (enthalpy of - solution, $_{\text{sol}}H$) ຊຶ່ງໝາຍເຖິງ: ການລະລາຍຂອງສານໃນຕົວເຮັດລະລາຍໃນປະລິມານທີ່ກຳນົດແນ່ນອນ ຖ້າຕົວຖືກລະລາຍມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕ່ຳຫລາຍຈົນເຮັດໃຫ້ແຮງກະທຳລະຫວ່າງຕົວຖືກລະລາຍມີຄ່ານ້ອຍຫລາຍ ເຮົາຈະເອີ້ນການປ່ຽນແປງເອນ

ທັນທີທີ່ເກີດຂຶ້ນວ່າ: limiting enthalpy of solution ຕົວຢ່າງ: ການລະລາຍຂອງແກັສ HCl ໃນຕົວເຮັດລະລາຍນ້ຳ.



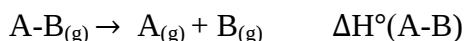
ເຖິງຈຸດນີ້ຈະເຫັນວ່າ ການປ່ຽນແປງເອນທັນປີມີທັງຄ່າບວກ ແລະ ຄ່າລົບ ສໍາລັບຂະບວນການທີ່ຄ່າ H^+ ມີຄ່າ: ເປັນບວກ ໝາຍເຖິງ: ຂະບວນການທີ່ມີການດູດຄວາມຮ້ອນຈາກສິ່ງແວດລ້ອມ.

ສ່ວນຂະບວນການທີ່ຄ່າ H^- ເປັນລົບ ໝາຍເຖິງ: ຂະບວນການທີ່ມີການຄາຍຄວາມຮ້ອນສູ່ສິ່ງແວດລ້ອມ.

6.2 ເອນທັນປີຂອງການເກີດພັນທະ ແລະ ການສະຫລາຍພັນທະ

ຄ່າເອນທານປີນີ້ຂ້ອນຂ້າງມີຄວາມສໍາຄັນຫລາຍໃນການຄິດໄລ່ການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາເຄມີຕ່າງໆ

ຄ່າເອນທັນປີຂອງການສະຫລາຍພັນທະ(bond dissociation enthalpy, $\Delta H^\circ(A-B)$ ຂອງພັນທະ A-B ສອດຄ່ອງກັບການສະຫລາຍພັນທະດັ່ງນີ້:



ໂດຍທີ່ A ແລະ B ອາດເປັນອະຕອມດ່ຽວ ຫລື ໝູ່ອະຕອມກໍ່ໄດ້ ຕົວຢ່າງ ເຊັ່ນໃນປະຕິກິລິຍານີ້:



ຄ່າ $\Delta H^\circ(A-B)$ ຂອງພັນທະໜຶ່ງນັ້ນ ຂຶ້ນຢູ່ກັບໂຄງສ້າງຂອງໂມເລກຸນທີ່ເຫຼືອຢູ່ ເຊັ່ນ:



ຈະເຫັນວ່າທັງສອງປະຕິກິລິຍາເປັນການສະຫລາຍພັນທະ O-H ຄືກັນ ແຕ່ວ່າໃຊ້ຜະລັງງານໃນການສະຫລາຍພັນທະບໍ່ເທົ່າກັນ ທັງນີ້ກໍ່ເນື່ອງມາຈາກວ່າ: ໂຄງສ້າງຂອງໂມເລກຸນປ່ຽນໄປຫຼັງຈາກທີ່ອະຕອມຕົວທໍາອິດຫຼຸດອອກໄປ ດັ່ງນັ້ນ, ເພື່ອຄວາມສະດວກໃນການນໍາໄປໃຊ້ ຄ່າ $\Delta H^\circ(A-B)$ ຂອງພັນທະໜຶ່ງໆ ທີ່ລາຍງານໄວ້ໃນຫນັງສືທົ່ວໄປ ຈະເປັນພຽງຄ່າສະເລ່ຍເທົ່ານັ້ນ (mean bond enthalpy) ຊຶ່ງໄດ້ມາຈາກການສະເລ່ຍຄ່າຜະລັງງານພັນທະຈາກໂມເລກຸນຫຼາຍໆຊະນິດ ຄ່ານີ້ຂ້ອນຂ້າງມີປະໂຫຍດຢ່າງຫລາຍໃນການນໍາມາຄິດໄລ່ເພື່ອປະມານ ການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາຕ່າງໆ ດັ່ງຈະໄດ້ກ່າວຕໍ່ໄປນີ້.

ຈະສັງເກດເຫັນວ່າ ຄ່າເອນທັນປີຂອງການສະຫລາຍພັນທະ ມີຄ່າເປັນບວກນັ້ນ ຕ້ອງເກີດການດູດຄວາມຮ້ອນຈາກສິ່ງແວດລ້ອມ ສໍາລັບເອນທັນປີຂອງການເກີດພັນທະ (bond formation enthalpy) ຈະມີລັກສະນະກົງກັນຂ້າມກັບການສະຫລາຍພັນທະ ຄື:



ຄ່າ $\Delta H^\circ(A-B)$ ມີຄ່າເທົ່າກັນກັບຄ່າເອນທັນປີຂອງການສະຫລາຍພັນທະ ແຕ່ວ່າໃນຂະບວນການນີ້ຈະມີການຄາຍຜະລັງງານອອກມາ ນັ້ນຄື: ຄ່າ $\Delta H^\circ(A-B)$ ຈະມີຄ່າເປັນລົບນັ້ນເອງ ລອງພິຈາລະນາ ຕົວຢ່າງນີ້ເບິ່ງ

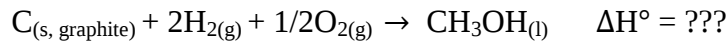


ໃນປະຕິກິລິຍານີ້ຈະເຫັນວ່າ ມີການສ້າງພັນທະໃໝ່ຂຶ້ນ ດັ່ງນີ້ C-H 3 ພັນທະ C-O 1 ພັນທະ ແລະ O-H 1 ພັນທະ ນັ້ນຄື ຄ່າ ΔH° ຂອງປະຕິກິລິຍານີ້ ຈະໄດ້ຈາກການນໍາເອົາຄ່າເອນທັນປີຂອງການເກີດພັນທະທັງໝົດມາລວມກັນ.

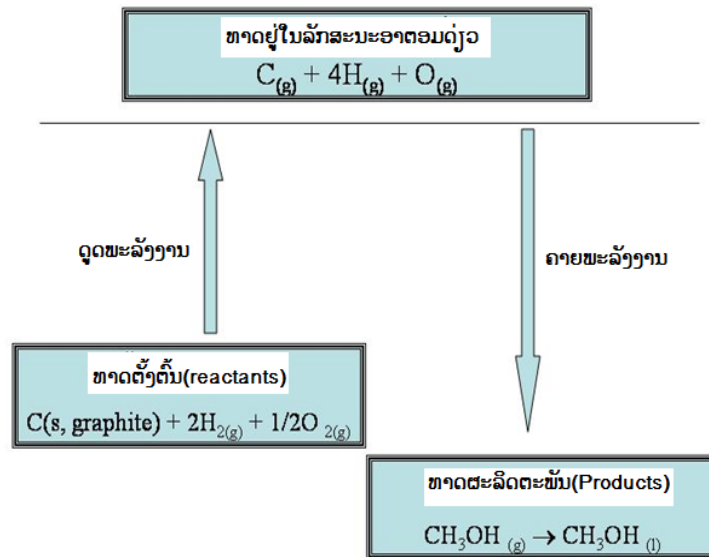
$$\Delta H^\circ = -(3 \text{ mol}) \times \Delta H^\circ\text{C-H} + (1 \text{ mol}) \times \Delta H^\circ\text{C-O} + (1 \text{ mol}) \times \Delta H^\circ\text{O-H} \quad (**)$$

ພຽງແຕ່ແທນຄ່າເອນທັນປີຂອງແຕ່ພັນທະກໍ່ຈະໄດ້ຄໍາຕອບ ເຄື່ອງໝາຍລົບ ໝາຍເຖິງ ເກີດການຄາຍຜະລັງງານ

ຕົວຢ່າງ1: ຈົ່ງໃຊ້ຄ່າຜະລັງງານຜັນທະສະເລ່ຍໃນການຄິດໄລ່ຫາຄ່າການປ່ຽນແປງຂອງເອນທັນປີສໍາລັບການເກີດປະຕິກິລິຍານີ້:



ປະຕິກິລິຍານີ້ມີຂະບວນການທີ່ກ່ຽວຂ້ອງຫຼາຍຢ່າງ ຊຶ່ງໃນແຕ່ລະຂັ້ນຕອນກໍ່ຈະມີຄ່າ ΔH° ມາກ່ຽວຂ້ອງ ດັ່ງສະແດງໃນແຜນຜາບນີ້:



ສໍາລັບ C ທີ່ຢູ່ໃນຮູບຂອງແກຣຟາਈໄທ ຈະເກີດການປ່ຽນສະຖານະໄປເປັນແກັສ ນັ້ນຄື: ຕ້ອງໃຊ້ຜະລັງງານເທົ່າກັບ $\Delta_{\text{sub}}H$ (ການລະເຫີດ) ສ່ວນໂມເລກຸນຂອງໄຮໂດເຈນ ກັບ ອອກຊີເຈນ ຈະເກີດການສະຫລາຍຜັນທະ ຊຶ່ງຄ່າເອນທານປີຂອງຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ຈະຄິດໄລ່ໄດ້ດັ່ງນີ້:

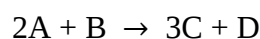
$$\Delta H^\circ = \{(1 \text{ mol}) \times \Delta_{\text{sub}}H^\circ(\text{C, s}) + (2 \text{ mol}) \times \Delta H^\circ(\text{H-H}) + (1/2 \text{ mol}) \times \Delta H^\circ(\text{O=O})\} = + 1837 \text{ kJ}$$

(ຄ່າເອນທັນປີຂອງຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ ໂດຍປົກກະຕິຈະຫາໄດ້ຈາກປຶ້ມເຄມີເຊິ່ງຝຶຊິກທົ່ວໄປ ຖ້າເປັນໂຈດບັນຫາຄ່າເຫຼົ່ານີ້ຈະຖືກກໍານົດມາໃຫ້)

ເມື່ອອະຕອມດ່ຽວເກີດການລວມກັນເກີດເປັນໂມເລກຸນ ຈະເກີດການຄາຍພະລັງງານ ດັ່ງທີ່ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວຂ້າງຕົ້ນ ຊຶ່ງຈາກການແທນຄ່າເອນທັນປີຂອງການເກີດຜັນທະໃນສົມຜົນ(**)ຂ້າງເທິງ ຈະໄດ້ຄ່າ $\Delta H^\circ = -2061 \text{ kJ}$ ສໍາລັບຂະບວນການນີ້ ສານຜະລິດຕະພັນຢູ່ໃນສະຖານະຂອງແກັສ ຊຶ່ງຕ້ອງເກີດການຄວບແໜ້ນມາເປັນຂອງແຫລວເພື່ອຈະໄດ້ຜະລິດຕະພັນຕາມສົມຜົນ ໃນຂະບວນການນີ້ກໍ່ມີການຄາຍພະລັງງານອອກມາເທົ່າກັບ -37.99 kJ ດັ່ງນັ້ນ, ຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາທັງໝົດຈະເທົ່າກັບ.

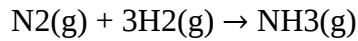
$$\Delta H^\circ = + 1837 - 2061 - 37.99 = -261 \text{ kJ} \text{ (ປະຕິກິລິຍາຄາຍຄວາມຮ້ອນ)}$$

ການຄິດໄລ່ໃນຕົວຢ່າງນີ້ເປັນຕົວຢ່າງຂອງການຄິດໄລ່ການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາ (reaction enthalpy, $\Delta_r H^\circ$) ໂດຍທົ່ວໄປ. ຖ້າເຮົາລອງພິຈານການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີທົ່ວໄປ (A, B, C, D ແທນອະຕອມ ຫລື ໂມເລກຸນ).



$$\Delta_r H^\circ = \{3 \times \Delta H^\circ(\text{C}) + \Delta H^\circ(\text{D})\} - \{2 \times \Delta H^\circ(\text{A}) + \Delta H^\circ(\text{B})\}$$

ໂດຍທີ່ ΔH° ແທນເອນທານປີຂອງການເກີດໂມເລກຸນແຕ່ລະຕົວ ລອງມາເບິ່ງຕົວຢ່າງປະຕິກິລິຍານີ້:



ຈະໄດ້ວ່າ $\Delta_r H^\circ = 2 \times \Delta H^\circ(\text{NH}_3) - \{3 \times \Delta H^\circ(\text{H}_2) + \Delta H^\circ(\text{N}_2)\}$

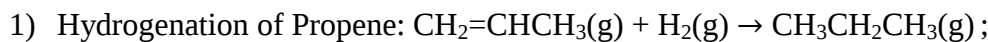
ທີ່ເຫຼືອກໍ່ຝຽງການແທນຄ່າເອນທັນປີຂອງການເກີດຂອງແຕ່ລະໂມເລກຸນລົງໃນສົມຜົນກໍ່ຈະໄດ້ຄຳຕອບ

6.3 ກົດເກນຂອງເຮສ (Hess' Law)

ກົດຂອງເຮສເປັນການປະຍຸກໃຊ້ຂອງກົດຂໍ້ໜຶ່ງຂອງເທີໂມໄດນາມິກ ທີ່ມີຄວາມສຳຄັນຫລາຍໃນການຄິດໄລ່ຫາການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາໜຶ່ງໆ ໂດຍການນຳການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາຍ່ອຍໆມາລວມກັນ ລອງພິຈາລະນາເບິ່ງຕົວຢ່າງຕໍ່ໄປນີ້ ເພື່ອທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ເຂົ້າໃຈການນຳໄປໃຊ້ຫລາຍຂຶ້ນ.

ຕົວຢ່າງ: ການໃຊ້ Hess' Law

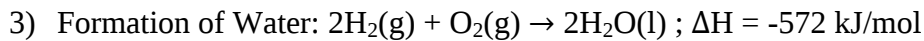
ກຳນົດປະຕິກິລິຍາເຫຼົ່ານີ້ໃຫ້:



$$\Delta H = -124 \text{ kJ/mol}$$



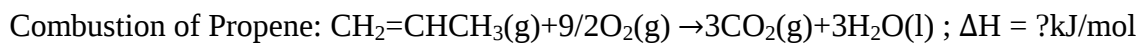
$$\Delta H = -2220 \text{ kJ/mol}$$



ຈຶ່ງຫາຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທັນປີສຳລັບປະຕິກິລິຍາການເຜົາໄໝ້ Combustion of Propene

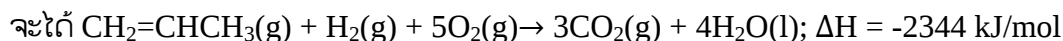
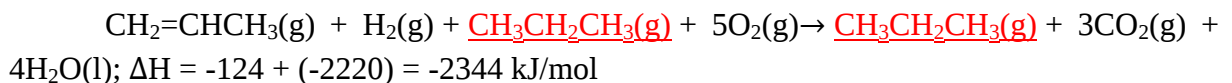
▪ ວິທີແກ້:

ກ່ອນອື່ນເຮົາຕ້ອງຂຽນສົມຜົນເຄມີການເຜົາໄໝ້ Combustion of Propene (ສົມຜົນການເຜົາໄໝ້ໂດຍທົ່ວໄປ ໝາຍເຖິງ: ການເຮັດປະຕິກິລິຍາຂອງສານໃດໆ ກັບ ອອກຊີເຈນ ແລ້ວໄດ້ຜະລິດຕະພັນເປັນ $\text{CO}_2(\text{g})$ ແລະ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$) ທີ່ເຫຼືອກໍ່ຝຽງການຊຶ່ງຊາສົມຜົນ ດັ່ງນັ້ນ, ຈະໄດ້:

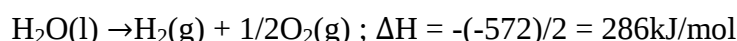


ເມື່ອພິຈາລະນາຈາກສົມຜົນທີ່ກຳນົດໃຫ້ ໂດຍຈະຕ້ອງລອງພິຈາລະນາເບິ່ງວ່າ ເຮົາຕ້ອງນຳມາກໍ່ລວມກັນຢ່າງໃດຈຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ໄດ້ສົມຜົນສຸດທ້າຍທີ່ຕ້ອງການ ຊຶ່ງອາດຈະຕ້ອງມີການຄູນ ຫລື ຫານ ບາງສົມຜົນ ເພື່ອໃຫ້ການລວມຄ່າສຳປະສິດຫກລ້າງກັນໄດ້ ໃນການລວມສົມຜົນນັ້ນ ຄ່າ ΔH ກໍ່ຕ້ອງນຳມາລວມກັນດ້ວຍ ການຄູນຫລື ຫານສົມຜົນກໍ່ເຊັ່ນດຽວກັນ ກໍ່ຕ້ອງກະທຳໃນລັກສະນະດຽວກັນກັບຄ່າ ΔH ດ້ວຍ.

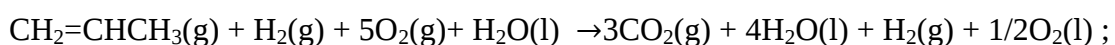
ລອງພິຈາລະນາສົມຜົນທີ 1 ແລະ 2 ຈະເຫັນວ່າເມື່ອນຳທັງສອງຂ້າງຂອງສົມຜົນມາລວມກັນ ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້: (ສານທີ່ມີສີແດງ ໝາຍຄວາມວ່າ ມີຄືກັນທັງສອງຂ້າງຂອງສົມຜົນຊຶ່ງເຮັດໃຫ້ຫກລ້າງກັນໄດ້)



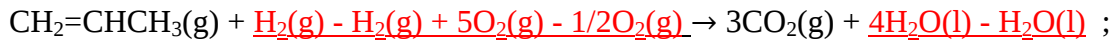
ຈະເຫັນວ່າເຮົາຍັງບໍ່ໄດ້ສົມຜົນສຸດທ້າຍຕາມທີ່ຕ້ອງການ ນັ້ນຄືມີ $\text{H}_2(\text{g})$ ເກີນມາໃນສົມຜົນ ຄ່າສຳປະສິດຂອງ $\text{O}_2(\text{g})$ ແລະ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ກໍ່ຍັງບໍ່ຖືກຕ້ອງ ຊຶ່ງເຮົາສາມາດກຳຈັດ $\text{H}_2(\text{g})$ ໃນສົມຜົນໄດ້ໂດຍໃຊ້ສົມຜົນທີ 3 ແຕ່ກ່ອນອື່ນຕ້ອງເຮັດການຫານສົມຜົນທີ 3 ດ້ວຍ 2 ແລ້ວກັບຂ້າງສົມຜົນ ຊຶ່ງຈະໄດ້ສົມຜົນນີ້:



ໃນການຍ້າຍຂ້າງຂອງສົມຜົນນັ້ນ ເຮົາຕ້ອງເຮັດການປ່ຽນເຄື່ອງໝາຍຂອງຄ່າ ΔH ແລ້ວການຫານສົມຜົນເຮົາກໍ່ຕ້ອງຫານຄ່າ ΔH ດ້ວຍ. ຈາກນັ້ນ, ກໍ່ນຳສົມຜົນທີ່ໄດ້ມາລວມກັບສົມຜົນທີ່ໄດ້ຈາກການລວມສອງສົມຜົນທຳອິດຊຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ໄດ້ສົມຜົນນີ້:

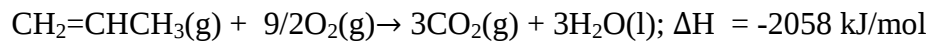


$$\Delta H = -2344 + 286 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -2058 \text{ kJ/mol}$$

ຈະໄດ້ສົມຜົນຄຳຕອບສຸດທ້າຍ ຄື:



ຕົວຢ່າງນີ້ໄດ້ສະແດງວິທີການໃຊ້ Hess' Law ໃນການຫາຄ່າ ΔH ຢ່າງລະອຽດ ຊຶ່ງເບິ່ງຂ້ອນຂ້າງຈະງ່າຍ ແຕ່ໂດຍປົກກະຕິແລ້ວການເບິ່ງຕົວຢ່າງເຮົາຈະຮູ້ສຶກວ່າງ່າຍສະເໝີ ແຕ່ໃນການນຳໄປແກ້ບັນຫາແທ້ໆນັ້ນ ເຮົາຈຳເປັນ ຕ້ອງໄດ້ເຮັດການເຝິກຝົນເພື່ອຈະໄດ້ເບິ່ງອອກ ວ່າຕ້ອງນຳສົມຜົນໃດມາລວມກັນຈຶ່ງຈະໄດ້ສົມຜົນສຸດທ້າຍທີ່ຕ້ອງ ການ. ຊຶ່ງໃນໂຈດບັນຫາຈຶ່ງອາດມີການກຳນົດສົມຜົນຫຼາຍໆ ສົມຜົນທີ່ບໍ່ຈຳເປັນຕ້ອງໃຊ້ມາໃຫ້ ແລະ ສົມຜົນທີ່ ງ່າຍໆ ເຊັ່ນ: ການຫຼອມແຫລວ, ການລະເຫີດ, ການເຜົາໄໝ້ ເປັນຕົ້ນ. ອາດຈະບໍ່ຂຽນສົມຜົນເຄມີມາໃຫ້ພຽງແຕ່ ກຳນົດຄ່າ ΔH ເທົ່ານັ້ນເອງ. ດັ່ງນັ້ນ, ເຮົາຈຳເປັນທີ່ຈະຕ້ອງຂຽນສົມຜົນເຫຼົ່ານີ້ໄດ້ ວິທີທີ່ດີທີ່ສຸດທີ່ຈະເຮັດໃຫ້ເກີດ ຄວາມຊຳນານຄືເຮັດແບບເຝິກຫັດນັ້ນເອງ.

ແບບເຝິກຫັດ

1. ຈົ່ງຄິດໄລ່ຫາຄ່າ ເອນທານປີຂອງການເກີດ hydrogenation ຂອງເບນຊິນ ຈາກປະຕິກິລິຍາທີ່ກຳນົດໃຫ້ດັ່ງນີ້:
 - 2) Combustion of Benzene: $\Delta H = -3268 \text{ kJ/mol}$
 - 3) Combustion of Cyclohexane: $\Delta H = -3902 \text{ kJ/mol}$
- (ຂໍ້ແນະນຳ: ຂຽນສົມຜົນເຄມີຂອງແຕ່ລະປະຕິກິລິຍາອອກມາກ່ອນ ນອກຈາກນັ້ນ, ຍັງສາມາດກັບໄປເບິ່ງຕົວຢ່າງ ແລະ ໃຊ້ບາງປະຕິກິລິຍາໄດ້ອີກດ້ວຍ.(ຄຳຕອບຂອງຂໍ້ນີ້ ຄື: $H = -224 \text{ kJ/mol}$)

6.4 ການຄິດໄລ່ໂດຍໃຊ້ກົດຂໍ້ທີ 1 ຂອງອຸນຫະພູມສາດ

ໃນຂະບວນການປ່ຽນແປງຕ່າງໆນັ້ນພະລັງງານຈະບໍ່ຖືກສ້າງຂຶ້ນມາໃໝ່ ແລະ ບໍ່ມີການສູນເສຍໄປແຕ່ ສາມາດປ່ຽນແປງຢູ່ໃນຮູບອື່ນໄດ້ກົດຂໍ້ທີ 1 ຈະບົ່ງບອກເຖິງການປ່ຽນແປງພະລັງງານທີ່ເກີດຂຶ້ນພາຍໃນລະບົບຕ່າງໆ ເມື່ອມີການປ່ຽນແປງທາງເຄມີ ແລະ ທາງກາຍຍະພາບ.

ໃນການອະທິບາຍກົດຂໍ້ນີ້ກໍຈະມີການກຳນົດຕົວແປອີກຫຼາຍຊະນິດຂຶ້ນເຊິ່ງໄດ້ແກ່ພະລັງງານພາຍໃນ (U), ຄວາມຮ້ອນ(q) , ແຮງງານ(w), ເອນທາລປີ(H) ລວມທັງຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ(C)

ກົດຈະກຳ: ຈົ່ງຄຳນວນການປ່ຽນແປງພະລັງງານໃນການເຮັດໃຫ້ນ້ຳ 1g ທີ່ 100°C ກາຍເປັນອາຍໃນກະບອກສູບທີ່ ເຄື່ອນໄດ້ໂດຍບໍ່ມີແຮງຮຸກຮຸນກຳນົດໃຫ້ຄວາມຮ້ອນພາຍນອກເທົ່າກັບ 1 ບັນຍາກາດ ແລະ ຄວາມຮ້ອນແຝງຂອງ ການກາຍເປັນອາຍຂອງນ້ຳເທົ່າກັບ 40.670J/mol ຄວາມໜາແໜ້ນຂອງນ້ຳເທົ່າກັບ 1,0g/ml

7. ຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ(Heat Capacity)

ໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວອຸນຫະພູມຂອງລະບົບຈະເພີ່ມຂຶ້ນເມື່ອຜ່ານຄວາມຮ້ອນເຂົ້າໄປໃນລະບົບ ຄ່າປະລິມານ ຂອງຄວາມຮ້ອນທີ່ໃຫ້ເຂົ້າໄປ(q) ເມື່ອທຽບກັບການເພີ່ມຂຶ້ນຂອງອຸນຫະພູມ(ΔT) 1 K ເອີ້ນວ່າ: ຄ່າຄວາມຈຸຄວາມ ຮ້ອນ (C) ຊຶ່ງມີຄ່າແຕກຕ່າງກັນ ແລະ ເປັນຄ່າຈຳເພາະສຳລັບແຕ່ລະລະບົບ ສົມຜົນທີ່ສະແດງນິຍາມຂອງ C ຄື:

$$C = q / \Delta T \quad \dots\dots\dots(1)$$

ໝາຍເຫດ: ຄ່າ C ສ່ວນໃຫຍ່ຈະລາຍງານເປັນຄ່າຕໍ່ໂມນ(n) ຫລື ຕໍ່ອມວນ(m) ເປັນກຸ່ມຂອງສານທີ່ຢູ່ໃນລະບົບ ຊຶ່ງຄ່ານີ້ເປັນຄ່າຄົງທີ່ສຳລັບສານແຕ່ລະຊະນິດ. ດັ່ງນັ້ນ, ຄ່າ q ຈາກສົມຜົນທີ 1 ຈະຂຽນໄດ້ໃນຮູບຂອງ $q = mc\Delta T$ ຫລື $q = nc\Delta T$ ສົມຜົນນີ້ຈະເປັນສົມຜົນທີ່ຄຸ້ນເຄີຍທີ່ໃຊ້ໃນການຫາຄວາມຮ້ອນຈາກການປ່ຽນແປງ ອຸນຫະພູມຂອງລະບົບຕ່າງໆ.

ຈາກທີ່ກ່າວມາແລ້ວນັ້ນ, ຖ້າການເພີ່ມຂຶ້ນຂອງຄວາມຮ້ອນເກີດຂຶ້ນໃນສະພາວະທີ່ບໍ່ມີການປ່ຽນແປງບໍລິມາດ ຈະໄດ້ຄ່າ $q = \Delta U$ ນັ້ນຄືຈາກສົມຜົນທີ 1 ຈະໄດ້ວ່າ:

$$C_V = (\Delta U / \Delta T)_V \dots\dots\dots(2)$$

ຕົວຫຍໍ້ V ບົ່ງບອກວ່າບໍລິມາດຄົງທີ່ໃນຂະບວນການນີ້ ຖ້າການປ່ຽນແປງນີ້ເກີດຂຶ້ນເທື່ອລະນ້ອຍໆ ເຮົາສາມາດຂຽນສົມຜົນທີ 2 ໃນຮູບຂອງ partial differential ໄດ້ ດັ່ງນີ້:

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \dots\dots\dots(3)$$

ຫລື

$$dU = C_V dT \dots\dots\dots(4)$$

ຈາກສົມຜົນທີ 1, 2 ເຮົາສາມາດຫາການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ ຫລື ຄວາມຮ້ອນຂອງລະບົບຈາກການປ່ຽນແປງອຸນຫະພູມໄດ້ (ຖ້າເຮົາຮູ້ຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງລະບົບນັ້ນ).

$$\Delta U = q_V = C_V \times \Delta T \dots\dots\dots(5)$$

ສົມຜົນທີ 5 ນີ້ ເປັນສົມຜົນທີ່ສຳຄັນຫລາຍ ທີ່ໃຊ້ໃນການຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງຂະບວນການຕ່າງໆ ທີ່ເກີດຂຶ້ນທັງຫມົດທັງປະຕິກິລິຍາເຄມີຕ່າງໆດ້ວຍ ແຕ່ວ່າຈະໃຊ້ສົມຜົນນີ້ໄດ້ຕ້ອງມີຂໍ້ແມ້ວ່າ: ຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເກີດທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ (ເງື່ອນໄຂນີ້ຄ່ອນຂ້າງສຳຄັນ!).

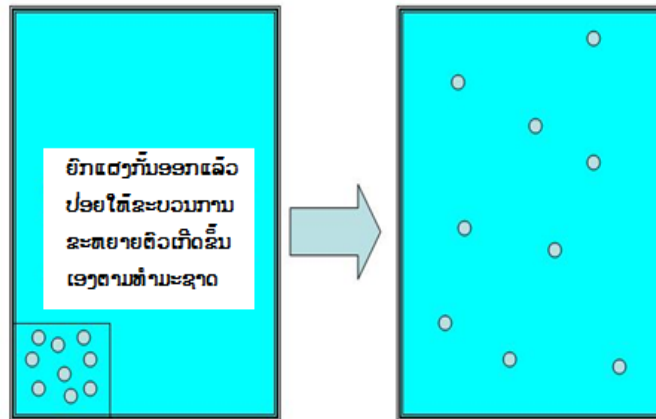
ຈາກທີ່ກ່າວມາທັງໝົດຈະເຫັນວ່າການວັດຄ່າການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນນັ້ນຈະວັດໄດ້ກໍຕໍ່ເມື່ອລະບົບນັ້ນຢູ່ໃນສະພາວະທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ ແຕ່ໃນຂະບວນທີ່ເກີດຂຶ້ນໂດຍທົ່ວໄປນັ້ນ ມັກຈະມີການປ່ຽນແປງບໍລິມາດໃນຂະນະທີ່ຂະບວນການນັ້ນກຳລັງດຳເນີນໄປ ຢືນຍົງຢ່າງເຊັ່ນ: ການປ່ຽນສະຖານະ, ການເກີດປະຕິກິລິຍາທາງເຄມີທີ່ມີສານຢູ່ໃນສະຖານະແກ້ສເຂົ້າມາກ່ຽວຂ້ອງ ດັ່ງນັ້ນ, ຄ່າຄວາມຮ້ອນທີ່ວັດໄດ້ຈາກຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ຈຶ່ງມີຄ່າບໍ່ເທົ່າກັບ ΔU ບັນຫາຈຸດນີ້ເຮັດໃຫ້ເຮົາຈຳເປັນຕ້ອງ ນິຍາມເກີມໃໝ່ຂຶ້ນມາເພື່ອໃຊ້ເປັນຕົວແທນຂອງພະລັງງານ ຊຶ່ງຕົວແປຮອນນີ້ເຮົາຄ່ອນຂ້າງຈະຄຸ້ນເຄີຍກັນພໍສົມຄວນ ຕົວແປນີ້ເອີ້ນວ່າ: **ເອນທັນປີ (Enthalpy, H).**

8. ກົດເກນທີສອງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(second law of thermodynamics)

ກົດຂໍ້ທີ 1 ອະທິບາຍກ່ຽວກັບການປ່ຽນແປງພະລັງງານຂອງລະບົບເມື່ອເກີດຂະບວນການຕ່າງໆ ໃນກົດຂໍ້ທີ 2 ນັ້ນຈະອະທິບາຍກ່ຽວກັບຕົວແປຮທີ່ເປັນຕົວກຳນົດທິດທາງຂອງການເກີດຂະບວນການຕ່າງໆ ບໍ່ວ່າຈະເປັນທາງກາຍພາບ ຫລື ທາງເຄມີ(driving force of physical and chemical change) ຊຶ່ງຕົວແປທີ່ສຳຄັນກ່ຽວກັບການກຳນົດທິດທາງຂອງການເກີດຂະບວນການຕ່າງໆ ຄື: ເອນໂທຣປີ(entropy, S) ໃນສ່ວນນີ້ຂອງບົດຮຽນກໍ່ຈະກ່າວເຖິງຕົວແປຕົວນີ້ ແລະ ວິທີການຄິດໄລ່ທີ່ກ່ຽວຂ້ອງຫຼາຍໆຂະບວນການໃນທຳມະຊາດສາມາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງ ໂດຍທີ່ບໍ່ຕ້ອງໄປເຮັດຫຍັງກັບລະບົບເລຍ ໃນຂະນະທີ່ບາງຂະບວນການບໍ່ສາມາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງ ຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງຈະເອີ້ນວ່າ: spontaneous change ຫລື natural change.

ຕົວຢ່າງຂອງຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ໄດ້ແກ່: ການຂະຫຍາຍຕົວຂອງແກ້ສຈາກບໍລິມາດນ້ອຍໄປສູ່ບໍລິມາດຫລາຍຂຶ້ນ, ການເຢັນຕົວລົງຂອງວັດຖຸຮ້ອນໄປສູ່ອຸນຫະພູມຂອງສິ່ງແວດລ້ອມ ຫລື ການເກີດປະຕິກິລິຍາບາງຊະນິດທີ່ສາມາດເກີດໄດ້ໃນທິດທາງດຽວ ເຮົາສາມາດເຮັດໃຫ້ແກ້ສມີບໍລິມາດລຸດລົງໄດ້, ເຮັດໃຫ້ປະຕິກິລິຍາເກີດໃນທິດທາງກົງກັນຂ້າມໄດ້ ແຕ່ວ່າການທີ່ຈະເຮັດໄດ້ຕ້ອງອາໄສການເຮັດວຽກງານເຂົ້າມາຊ່ວຍໃຫ້ເກີດຂຶ້ນ ນັ້ນຄື ບໍ່ແມ່ນຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເອງໂດຍທຳມະຊາດ.

▪ ການຂະຫຍາຍຕົວຂອງແກ໊ສໃຫ້ເຕັມບໍລິມາດຂອງໝາຊະນະບັນຈຸເປັນຂະບວນການ
ທີ່ເກີດຂຶ້ນເອງ(Spontaneous Process or Natural process) "



" ການເກີດຂະບວນການນີ້ເຮັດໃຫ້ລະບົບເກີດຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບຫຼາຍຂຶ້ນ "

ຈາກການສັງເກດຝຶກຈາລະນາຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ໃນຫຼາຍໆແງ່ມຸມພົບວ່າ "ຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງຈະເກີດຂຶ້ນໄດ້ເມື່ອການປ່ຽນແປງນັ້ນເຮັດໃຫ້ລະບົບມີຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບຫຼາຍຂຶ້ນ" ຊຶ່ງຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບທີ່ວ່ານີ້ໝາຍຄວາມທັງຫມົດເຖິງ ການເກີດການກະຈາຍຕົວ(dispersal)ຂອງວັດຖຸ, ສານ, ອະຕອມ, ໂມເລກູນ ຫລື ແມ່ນແຕ່ການກະຈາຍຕົວຂອງຜະລັງງານ.

ເຮົາຈະເລີ່ມຈາກການນິຍາມຕົວແປທາງເທີໂມໄດນາມິກທີ່ຈະເປັນຕົວບົ່ງບອກທິດທາງຂອງການເກີດ spontaneous change ຫລື ໃນອີກແງ່ໜຶ່ງຄື ຕົວແປທີ່ບົ່ງບອກເຖິງຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບຂອງລະບົບ ຊຶ່ງຕົວແປນີ້ ຄື ເອນໂທຣປີ, S ນັ້ນເອງ ດັ່ງນັ້ນເຮົາສາມາດຂຽນກົດຂໍ້ 2 ໄດ້ວ່າ:

" ໃນການເກີດຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ ຄ່າເອນໂທຣປີຂອງລະບົບໂດດດ່ຽວຈະເພີ່ມຂຶ້ນ: $S_{\text{tot}} > 0$ ໂດຍທີ່ S_{tot} ຄື ເອນໂທຣປີທັງໝົດຂອງລະບົບໂດດດ່ຽວ (isolated system) ທີ່ບັນຈຸລະບົບທີ່ເຮົາສົນໃຈຢູ່ຂ້າງໃນ "

ຂະບວນການທີ່ປີ້ນກັບບໍ່ໄດ້ (irreversible process) ເປັນຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງ(ເພາະເກີດຂະບວນການໄປຂ້າງໜ້າໄດ້ຢ່າງດຽວ). ດັ່ງນັ້ນ, ການເກີດຂະບວນການທີ່ປີ້ນກັບບໍ່ໄດ້ຈະເຮັດໃຫ້ ເອນໂທຣປີ ຂອງລະບົບເພີ່ມຂຶ້ນ ໃນທາງກົງກັນຂ້າມ ສຳລັບຂະບວນການທີ່ປີ້ນກັບໄດ້(reversible process) ລະບົບຢູ່ໃນສະພາວະສົມດຸນກັບສິ່ງແວດລ້ອມຕະຫລອດເວລາຂະນະເກີດການປ່ຽນແປງ. ດັ່ງນັ້ນ, ໃນຂະບວນການເຫຼົ່ານີ້ຈະບໍ່ເຮັດໃຫ້ເອນໂທຣປີເພີ່ມຂຶ້ນ(ເພາະວ່າຂະບວນການສາມາດເກີດຂຶ້ນໃນທິດທາງໄປຂ້າງໜ້າ ແລະ ຍ້ອນກັບໄດ້ຕະຫລອດເວລາ) ແຕ່ວ່າການເກີດຂະບວນການທີ່ຜັນກັບໄດ້ອາດເຮັດໃຫ້ ເກີດການໂຍກຍ້າຍ (transfer) ຂອງເອນໂທຣປີຈາກສ່ວນໜຶ່ງຂອງລະບົບໂດດດ່ຽວໄປສູ່ອີກສ່ວນໜຶ່ງຂອງລະບົບໄດ້.

8.1 ນິຍາມຂອງເອນໂທຣປີ

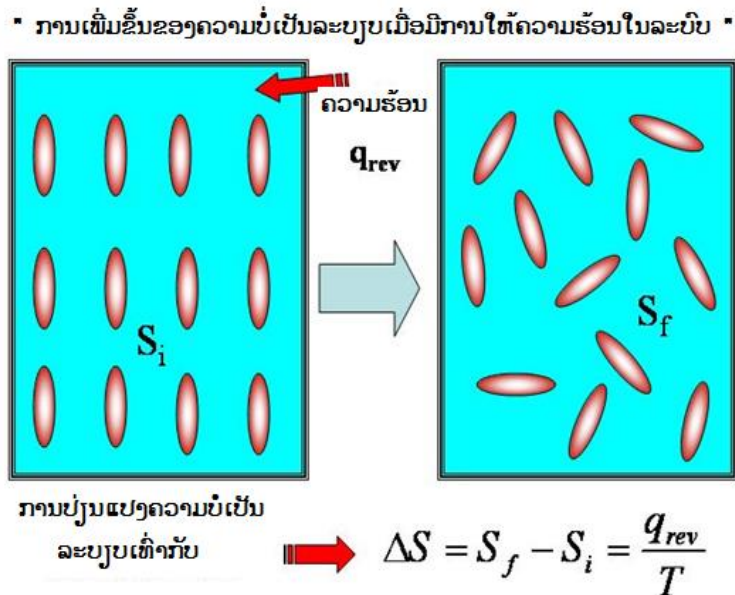
ການປ່ຽນແປງຂອງເອນໂທຣປີຂອງລະບົບ ທີ່ເກີດຂະບວນການທີ່ປີ້ນກັບໄດ້ ປຶ້ນຜັນກົງກັບຄວາມຮ້ອນທີ່ຖ່າຍເທເຂົ້າສູ່ລະບົບ(q_{rev})ແຕ່ແປຜັນກັບອຸນຫະພູມ(T)ຂອງລະບົບ ນັ້ນຄືຈະໄດ້ວ່າ:

$$dS = \frac{dq_{\text{rev}}}{T} \dots\dots\dots(1)$$

ຫຼື

$$\Delta S = \int_i^f \frac{dq_{\text{rev}}}{T} \dots\dots\dots(2)$$

ໝາຍເຫດ: (ຢ່າສັບສົນກົງນີ້ກັບຫຍໍ້ໜ້າກ່ອນໜ້ານີ້ ເພາະວ່າກົງນີ້ເວົ້າເຖິງສະເພາະ ເອນໂທຣປີຂອງລະບົບທີ່ສົນໃຈ ເທົ່ານັ້ນ ຊຶ່ງບັນຈຸຢູ່ພາຍໃນລະບົບໂດດດ່ຽວ ການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂອງລະບົບໂດດດ່ຽວຍັງຄົງມີຄ່າເທົ່າກັບສູນ ສໍາລັບຂະບວນການປ່ຽນແປງທີ່ປິ່ນກັບໄດ້)



ຮູບນີ້ສະແດງຕົວຢ່າງການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂອງການປ່ຽນສະຖານະຂອງສານຈາກຂອງແຂງໄປເປັນຂອງແຫລວ ຊຶ່ງເປັນຂະບວນການທີ່ປິ່ນກັບໄດ້ ຈະເຫັນວ່າ ການເພີ່ມຂຶ້ນຂອງຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບ ຫລື ເອນໂທຣປີ ແປຜັນກົງກັບຄວາມຮ້ອນທີ່ຖ່າຍເຂົ້າສູ່ລະບົບແຕ່ແປຜັນກັບກັບອຸນຫະພູມຂອງລະບົບໃນຂະນະທີ່ເກີດການປ່ຽນສະຖານະ.

ຕົວຢ່າງ 1: ການຂະຫຍາຍຕົວຂອງແກັສທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່

ການເກີດການຂະຫຍາຍຕົວຂອງແກັສສົມບູນແບບ ໂດຍເກີດທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່(isothermal expansion of perfect gas) ວ່າຈະສອດຄ່ອງກັບການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຢ່າງໃດ(ການປ່ຽນແປງນີ້ສອດຄ່ອງກັບຮູບທໍາອິດທີ່ຍົກມາເປັນຕົວຢ່າງຂອງການຂະຫຍາຍຕົວຂອງແກັສ)

ຈາກຜົນທີ 2 ຈະໄດ້ວ່າທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່

$$\Delta S = \frac{1}{T} \int_i^f dq_{rev} = \frac{dq_{rev}}{T}$$

ຈາກກົດຂໍ້ 1 ຈະໄດ້ວ່າສໍາລັບຂະບວນການນີ້ $\square U = 0$, $q_{rev} = -w_{rev}$

$$w_{rev} = -\int p dV = -\int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

ຈະໄດ້ວ່າ:

$$\Delta S = -nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) \dots\dots\dots(3)$$

ຖ້າແກັສ 1 ໂມນ ເກີດການຂະຫຍາຍຕົວ 2 ເທົ່າ $V_f = 2V_i$ ທີ່ອຸນຫະພູມໃດໆ ຈະເຮັດໃຫ້ເກີດການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີເທົ່າກັບ

$$S = (1 \text{ mol}) \times (8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times \ln 2 = + 5.76 \text{ JK}^{-1}$$

ຈະເຫັນວ່າຄ່າເອນໂທຣປີເຜີ້ມຂຶ້ນເມື່ອແກ້ສຂະຫຍາຍຕົວ ຊຶ່ງສອດຄ່ອງກັບການເຜີ້ມຂຶ້ນຂອງຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບຂອງລະບົບການ derive ສົມການໃນລັກສະນະດຽວກັນສໍາລັບການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂອງແກ້ສສົມບູນແບບ ທີ່ເກີດການປ່ຽນແປງຄວາມດັນຂອງລະບົບຈາກ p_i ໄປເປັນ p_f ຈະໄດ້ຄວາມສໍາພັນນີ້ (ໃຫ້ນັກສຶກສາທີ່ສົນໃຈລອງກໍານານ derive ສົມຜົນເບິ່ງເອງ)

$$\Delta S = -nR \ln\left(\frac{P_i}{P_f}\right) \dots\dots\dots(4)$$

ຈາກສົມຜົນນີ້ຈະເຫັນວ່າການເຜີ້ມຂຶ້ນຂອງຄວາມດັນ ($p_f > p_i$) ຈະເຮັດໃຫ້ S ມີຄ່າເປັນລົບ ນັ້ນຄື: ເອນໂທຣປີຫຼຸດລົງນັ້ນເອງ.

ຕົວຢ່າງ 2: ການປ່ຽນສະຖານະ

ຂະບວນການປ່ຽນແປງທີ່ປິ່ນກັບໄດ້ທີ່ຄ່ອນຂ້າງຈະຄຸ້ນເຄີຍຢ່າງໜຶ່ງຄື ການປ່ຽນແປງສະຖານະ(phase transition) ຂອງສານ ຊຶ່ງການປ່ຽນແປງປະເພດນີ້ຈະເກີດຂຶ້ນທີ່ອຸນຫະພູມຄົງທີ່ຄ່າໜຶ່ງ ແລະ ມີການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂ້ອນຂ້າງຫລາຍ. ໂດຍປົກກະຕິແລ້ວການເກີດການປ່ຽນສະຖານະຈະເກີດທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່ ດັ່ງນັ້ນ, ຈາກກົດຂໍ້ທີ 1 ຈະໄດ້ວ່າຄ່າຄວາມຮ້ອນທີ່ຖ່າຍເທສູ່ລະບົບໃນລະຫວ່າງການປ່ຽນສະຖານະ ມີຄ່າເທົ່າກັບການປ່ຽນແປງເອນທານປີ ($\Delta_{\text{trs}} H$) ຫລື ທີ່ເອີ້ນວ່າ: ຄ່າຄວາມຮ້ອນແຝງ ນັ້ນເອງ. ດັ່ງນັ້ນ, ການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂອງຂະບວນການນີ້ ຈະສອດຄ່ອງກັບສົມຜົນນີ້.

$$\Delta S = \frac{\Delta_{\text{trs}} H}{T} \dots\dots\dots(5)$$

ດັ່ງນັ້ນ, ສໍາລັບການ ກາຍເປັນອາຍຂອງນໍ້າທີ່ 373 K ຊຶ່ງມີຄ່າການຄວາມຮ້ອນແຝງຂອງການກາຍເປັນອາຍ ($\Delta_{\text{vap}} H$) ເທົ່າກັບ 40.7 kJ/mol ຈະມີການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີ ເທົ່າກັບ
 $= 40.7 \text{ kJmol}^{-1}/373 \text{ K} = 109.1 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$

ຈະເຫັນວ່າ ຄ່າ S ມີຄ່າເປັນບວກ ຊຶ່ງສອດຄ່ອງກັບການເຜີ້ມຂຶ້ນຂອງຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບຂອງນໍ້າ ເມື່ອເກີດການປ່ຽນແປງສະຖານະຈາກຂອງແຫລວໄປເປັນແກ້ສ ໃນທາງກົງກັນຂ້າມຖ້າເກີດການປ່ຽນສະຖານະຈາກແກ້ສມາເປັນຂອງແຫລວ ຄ່າ H ມີຄ່າເປັນລົບ(ຄາຍພະລັງງານ) ເຮັດໃຫ້ໄດ້ຄ່າ S ມີຄ່າເປັນບວກ ຊຶ່ງສອດຄ່ອງກັບການທີ່ລະບົບມີຄວາມເປັນລະບຽບຫລາຍຂຶ້ນນັ້ນເອງ.

8.2 ການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີສໍາລັບຂະບວນການທີ່ປິ່ນກັບບໍ່ໄດ້(irreversible process)

ສໍາລັບສົມຜົນຂອງການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂອງຂະບວນການທີ່ປິ່ນກັບບໍ່ໄດ້ ຈະແຕກຕ່າງຈາກຂະບວນການທີ່ປິ່ນກັບໄດ້ນ້ອຍໆ ດັ່ງສະແດງໃນສົມຜົນນີ້

$$dS \geq \frac{dq}{T} \dots\dots\dots(6)$$

ໂດຍທີ່ q ຄື ຄວາມຮ້ອນທີ່ໃຫ້ເຂົ້າໄປໃນລະບົບ ເຄື່ອງໝາຍຫລາຍກວ່າໃຊ້ສໍາລັບຂະບວນທີ່ປິ່ນກັບບໍ່ໄດ້ໃນຂະນະທີ່ເຄື່ອງໝາຍເທົ່າກັບຈະໃຊ້ສໍາລັບຂະບວນການທີ່ປິ່ນກັບໄດ້. ດັ່ງທີ່ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວກ່ອນໜ້ານີ້ **ສົມຜົນນີ້ສາມາດໃຊ້ສໍາລັບຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ດ້ວຍ.**

9. ກົດເກນທີສາມຂອງອຸນຫະພູມສາດ(Third Law of thermodynamics)

ໃນກົດຂໍ້ທີ 2 ໄດ້ກ່າວເຖິງການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີເມື່ອເກີດຂະບວນການຕ່າງໆ ແຕ່ວ່າຄ່າທີ່ຄິດໄລ່ໄດ້ຈາກກົດຂໍ້ທີ 2 ນັ້ນເປັນພຽງຄ່າການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີ(S)ເທົ່ານັ້ນ. ໃນການທີ່ຈະຫາຄ່າເອນໂທຣປີຂອງລະບົບທີ່ອຸນຫະພູມໃດໆນັ້ນຈຳເປັນຕ້ອງອາໄສກົດຂໍ້ທີ 3 ຊຶ່ງນິຍາມເອນໂທຣປີຂອງລະບົບທີ່ ສູນອົງສາເຄລວິນ ດັ່ງນີ້:

" ທີ່ອຸນຫະພູມ 0 K ອະຕອມທີ່ຢູ່ໃນຝືກທີ່ສົມບູນແບບ(perfect crystal) ຈະບໍ່ເກີດການເຄື່ອນທີ່ (ເນື່ອງຈາກບໍ່ມີ ພະລັງງານຄວາມຮ້ອນ) ດັ່ງນັ້ນ, ອະຕອມເຫຼົ່ານີ້ຈະຈັດລຽງຢູ່ຢ່າງເປັນລະບຽບທີ່ສຸດ ນັ້ນຄື: ຈັດລຽງຕົວໄດ້ພຽງແບບ ດຽວເທົ່ານັ້ນ ຫລື ຈະເວົ້າໄດ້ວ່າ ລະບົບບໍ່ມີຄວາມບໍ່ເປັນລະບຽບເຫຼືອຢູ່ເລີຍ. ເພາະສະນັ້ນ, ຄ່າເອນໂທຣປີຂອງລະບົບ ຝືກທີ່ສົມບູນແບບທີ່ອຸນຫະພູມສູນອົງສາເຄລວິນຈະມີຄ່າເປັນສູນ" ນັ້ນຄື:

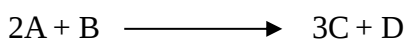
$$S(0) = 0 \quad \dots\dots\dots(1)$$

ຈາກກົດຂໍ້ 3 ນີ້ເຮັດໃຫ້ສາມາດຄິດໄລ່ຄ່າເອນໂທຣປີຂອງສານ ຫລື ໂມເລກຸນທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ ໄດ້ ໂດຍ ການອີງຕິເກດຄ່າເອນໂທຣປີທີ່ອຸນຫະພູມເຮັດມາຈາກ 0K ຈົນເຖິງອຸນຫະພູມທີ່ຕ້ອງການ ໃນທີ່ນີ້ຈະບໍ່ກ່າວເຖິງວິທີ ການຫາຄ່າເອນໂທຣປີນີ້ ເພາະຂ້ອນຂ້າງຈະຫຍຸ້ງຍາກ ແລະ ຕ້ອງອະທິບາຍຕົວແປອີກຫຼາຍຊະນິດທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບ ການຄິດໄລ່. (ໃນປື້ມ ເຄມີເຊິງຟິສິກ ທົ່ວໄປຈະບັນທຶກຄ່າເອນໂທຣປີຂອງສານແຕ່ລະຊະນິດໄວ້ທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງໆ ໃນຕາຕະລາງນີ້ສະແດງຕົວຢ່າງຄ່າ ເອນໂທຣປີ ທີ່ 298K ຂອງສານປະກອບບາງຊະນິດ).

ສານ	ເອນໂທຣປີ, S (JK ⁻¹ mol ⁻¹)
ແກຣໄຟຣ໌, C(s)	5.7
ຝັດ, C(s)	2.4
ເບນຊິນ, C ₆ H ₆ (l)	173.3
ນ້ຳ, H ₂ O(l)	69.9
ບາຫຼອດ, Hg(l)	76.0
ມີເທນ, CH ₄ (g)	186.3
ຄາຣ໌ບອນໄດອອກໄຊດ໌, CO ₂ (g)	213.7
ໄຮໂດເຈນ, H ₂ (g)	130.7
ແອມໂມເນຍ, NH ₃ (g)	192.3

ຈະສັງເກດໄດ້ວ່າໂດຍທົ່ວໄປແລ້ວຄ່າເອນໂທຣປີຂອງແກັສຈະຫລາຍກວ່າຄ່າເອນໂທຣປີຂອງຂອງແຫລວ ສ່ວນຄ່າເອນໂທຣປີຂອງຂອງແຂງຈະມີຄ່ານ້ອຍທີ່ສຸດ ຄ່າເອນໂທຣປີເຫຼົ່ານີ້ສາມາດນຳໄປຫາຄ່າການປ່ຽນແປງ ເອນ ໂທຣປີຂອງການເກີດປະຕິກິລິຍາທາງເຄມີຕ່າງໆ ໄດ້ ໃນລັກສະນະດຽວກັນກັບການຄິດໄລ່ການປ່ຽນແປງເອນທານປີ ຂອງປະຕິກິລິຍາດັ່ງທີ່ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວໃນກົດຂໍ້ທີ 1.

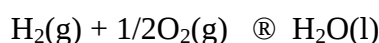
ລອງພິຈານການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີທົ່ວໆໄປ (A, B, C, D ແທນອະຕອມ ຫລື ໂມເລກຸນ)



$${}_rS = \{3 \times S(C) + S(D)\} - \{2 \times S(A) + S(B)\}$$

ນັ້ນຄື ການນຳເອົາຄ່າເອນໂທຣປີຕໍ່ໂມນທີ່ສະພາວະມາດຕະຖານມາກໍານານບວກລົບກັນໃຫ້ສອດຄ່ອງກັບ ສົມຜົນເຄມີ

ຕົວຢ່າງ: ການຄິດໄລ່ການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີຂອງປະຕິກິລິຍານີ້



ຈະໄດ້

$$D_r S^\circ = D_r S^\circ(\text{H}_2\text{O}, l) - \{D_r S^\circ(\text{H}_2, g) + 1/2 \times D_r S^\circ(\text{O}_2, g)\}$$

ຊຶ່ງເມື່ອແທນຄ່າເອນໂທຣປີຂອງສານປະກອບແຕ່ລະຊະນິດລົງໃນສົມການ ຈະໄດ້

$$D_r S^\circ = (69.9 - 130.7 - 1/2 \times 205.5) = -163.3 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

ຈະເຫັນວ່າ ຄ່າເອນໂທຣປີລຸດລົງສໍາລັບປະຕິກິລິຍານີ້ ຊຶ່ງກໍ່ເນື່ອງມາຈາກວ່າສານຜະລິດຕະຜົນທີ່ໄດ້ຢູ່ໃນລັກສະນະຂອງແຫລວ ຊຶ່ງມີຄວາມເປັນລະບຽບຫລາຍກວ່າສານຕັ້ງຕົ້ນທີ່ຢູ່ໃນສຖານະຂອງແກັສ.

9.1 ພະລັງງານອິດສະຫລະ(Free Energy)

ຈາກກົດຂໍ້ 2 ເຮັດໃຫ້ເຮົາເຂົ້າໃຈວ່າຂະບວນການຈະເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ກໍ່ຕໍ່ເມື່ອ ຄ່າເອນໂທຣປີຂອງລະບົບເພີ່ມຂຶ້ນ ສະແດງວ່າຖ້າເຮົາວັດຄ່າການປ່ຽນແປງເອນໂທຣປີໄດ້ກໍ່ຈະບອກທິດທາງຂອງການເກີດຂະບວນການຕ່າງໆໄດ້ ແຕ່ວ່າເຮົາຈະວັດເອນໂທຣປີໄດ້ຢ່າງໃດ ການວັດເອນໂທຣປີໃນຄວາມເປັນຈິງນັ້ນວັດໄດ້ຍາກຫລາຍ ແລະ ຊັບຊ້ອນ ດັ່ງນັ້ນ, ເຮົາຈຶ່ງຈຳເປັນທີ່ຈະຕ້ອງ ກຳນົດນິຍາມຕົວແປທາງເທອຣ໌ໂມໄດນາມິກສ໌ດນິດໃໝ່ຂຶ້ນມາ ທີ່ຈະໃຊ້ເປັນເກນໃນການບອກທິດທາງຂອງການເກີດຂະບວນການຕ່າງໆ ຫລື ການເກີດປະຕິກິລິຍາທາງເຄມີ ຕົວແປທີ່ວ່ານີ້ໄດ້ແກ່: Helmholtz energy(A) ແລະ Gibbs energy(G) ຕົວແປທັງສອງຊະນິດນີ້ປົກຄຸມເຖິງພະລັງງານໃນອົກຮູບໜຶ່ງຄ້າຍ ພະລັງງານພາຍໃນ(U) ແລະ ເອນທານປີ(H) ນິຍາມຂອງຕົວແປເຫຼົ່ານີ້ ຄື:

$$A = U - TS \quad \dots\dots\dots(2)$$

$$G = H - TS \quad \dots\dots\dots(3)$$

ຊຶ່ງສາມາດຂຽນໃນຮູບຂອງການປ່ຽນແປງໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$DA = DU - TDS \quad \dots\dots\dots(4)$$

$$DG = DH - TDS \quad \dots\dots\dots(5)$$

ໃນທາງເຄມີນັ້ນສ່ວນໃຫຍ່ແລ້ວຈະກ່ຽວຂ້ອງກັບ Gibbs energy ເທີມນີ້ໂດຍປົກກະຕິແລ້ວຈະເອີ້ນວ່າ: ພະລັງງານອິດສະຫລະ (free energy).

ສໍາລັບຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງນັ້ນ ຄ່າການປ່ຽນແປງຂອງຕົວແປທັງສອງຊະນິດນີ້ຕ້ອງເປັນໄປຕາມຫຼັກເກນນີ້ ຄື:

$$A_{T,V} \leq 0 \text{ ຫຼື } dA_{T,V} \leq 0 \quad \dots\dots\dots(6)$$

$$G_{T,p} \leq 0 \text{ ຫຼື } dG_{T,p} \leq 0 \quad \dots\dots\dots(7)$$

ຕົວທ້ອນທີ່ຢູ່ໃນສົມການໝາຍຄວາມວ່າ: ຕົວແປເຫຼົ່ານີ້ຕ້ອງມີຄ່າຄົງທີ່ ສໍາລັບຂະບວນການນັ້ນ ເຖິງຈະໃຊ້ຫຼັກເກນນີ້ໄດ້ ຖ້າເບິ່ງກັນແບບຄ້າວໆ ກໍ່ຈະບອກໄດ້ວ່າ: ຂະບວນການທີ່ເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ນັ້ນຕ້ອງມີຄ່າ ພະລັງງານລຸດລົງ ນັ້ນເອງ.

ເຄື່ອງໝາຍເທົ່າກັບໃນສົມຜົນໝາຍຄວາມເຖິງ: ລະບົບທີ່ຢູ່ໃນສົມດຸນ ຊຶ່ງການປ່ຽນແປງພະລັງງານອິດສະຫລະຈະມີຄ່າເປັນສູນ

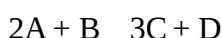
ຄ່າພະລັງງານອິດສະຫລະຂອງການເກີດສານແຕ່ລະຊະນິດ(standard Gibbs energy of formation, G_f°) ສາມາດຄິດໄລ່ໄດ້ ແລະ ຈະມີເປັນຂໍ້ມູນໃນປຶ້ມເຄມີເຊິງຟິສິກທົ່ວໆໄປ. ຕາຕະລາງນີ້ສະແດງຕົວຢ່າງຄ່າ G_f° ທີ່ 298K ຂອງສານປະກອບບາງຊະນິດ.

ສານ	$\Delta G_f^\circ \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}$
ເຟັດ, C(s)	+2.9

ເບນຊິນ, C ₆ H ₆ (l)	+124.3
ມີເທນ, CH ₄ (g)	-50.7
ຄາຣ໌ບອນໄດອອກໄຊດ໌, CO ₂ (g)	394.4
ນ້ຳ, H ₂ O(l)	-237.1
ແອມໂມເນຍ, NH ₃ (g)	-16.5
ໂຊດຽມຄລໍໄຣດ໌, NaCl(s)	-384.1

ການຫາການປ່ຽນແປງ ຄ່າຜະລິດງານອິດສະຫລະຂອງປະຕິກິລິຍາເຄມີກໍ່ສາມາດ ຄິດໄລ່ໄດ້ໂດຍໃຊ້ວິທີດຽວກັນກັບການຫາຄ່າການປ່ຽນແປງ ເອນທັນປີ ແລະ ເອນໂທຣປີ.

ຜົນການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີທົ່ວໄປ (A, B, C, D ແທນອະຕອມ ຫລື ໂມເລກຸນ)



$${}_rG_f = \{3 \times G_f(C) + G_f(D)\} - \{2 \times G_f(A) + G_f(B)\}$$

ນອກຈາກນີ້, ຄ່າ $\Delta_r G_f^\circ$ ຍັງຫາໄດ້ຈາກຄ່າ $\Delta_r H_f^\circ$ ແລະ $\Delta_r S_f^\circ$ ໂດຍໃຊ້ສົມມຸດຕະມາດສຳພັນລະຫວ່າງຕົວແປເຫຼົ່ານີ້ ຄື:

$${}_rG_f = {}_rH_f - T {}_rS_f \dots\dots\dots(6)$$

10. ການເກີດໄດ້ເອງ ແລະ ສະພາວະສົມດຸນ

10.1 ສະພາວະສົມດຸນ

ເມື່ອທາດທຳປະຕິກິລິຍາກັນທີ່ພາວະສົມດຸນຈະມີທັງທາດທີ່ເຂົ້າທຳປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນຜະລິດພາວະສົມດຸນເກີດຂຶ້ນເມື່ອອັດຕາການເກີດປະຕິກິລິຍາໄປຂ້າງໜ້າເທົ່າກັບອັດຕາການເກີດປະຕິກິລິຍາຍ້ອນກັບຖ້າໃນລະບົບທີ່ພິຈາລະນາ, ຖ້າປະຕິກິລິຍາປ່ຽນໄປຂ້າງໜ້າ ແລະ ຍ້ອນກັບເກີດຕະຫຼອດເວລາຮຽກວ່າ: ສົມດຸນໄດນາມິກ ແບ່ງອອກເປັນ 3 ປະເພດຄື:

ກ. ພາວະສົມດຸນລະຫວ່າງສະຖານະ

ທາດຕ່າງໆສາມາດປ່ຽນສະຖານະໄດ້ໂດຍມີການປ່ຽນແປງຜະລິດງານຄວບຄູ່ໄປດ້ວຍເຮົາສາມາດສັງເກດຈາກສີທີ່ຄົງທີ່ ຫຼື ສະຖານະຂອງທາດຄົງທີ່, ສັງເກດເບິ່ງຄືບໍ່ມີການປ່ຽນແປງແຕ່ຄວາມຈິງແລ້ວລະບົບບໍ່ໄດ້ຢຸດນິ້ງ ແລະ ມີການປ່ຽນແປງຕະຫຼອດເວລາຮຽກການເກີດສະພາວະແບບນີ້ວ່າສົມດຸນໄດນາມິກ ດັ່ງນັ້ນ, ພາວະສົມດຸນລະຫວ່າງສະຖານະກໍ່ເປັນສົມດຸນໄດນາມິກ.

ຂ. ພາວະສົມດຸນໃນທາດລະລາຍອີ່ມຕົວ

ເມື່ອໃຫ້ຕົວຖືກລະລາຍ, ລະລາຍໃນຕົວໃຫ້ລະລາຍຕົວຖືກລະລາຍກໍ່ຈະລະລາຍໄດ້ໄວໃນຕອນທຳອິດແລ້ວລະລາຍໄດ້ຊ້າລົງ ແລະ ເມື່ອເກີດທາດລະລາຍອີ່ມຕົວເຮົາຈະພົບວ່າຕົວຖືກລະລາຍບໍ່ລະລາຍຕໍ່ໄປອີກບໍ່ວ່າຈະຄົນທາດລະລາຍເປັນເວລາດົນຫຼາຍເທົ່າໃດຖ້າອຸນຫະພູມຄົງທີ່ເຊັ່ນ: ການນຳເກືອ NaCl ມາລະລາຍໃນນ້ຳຈົນໄດ້ທາດລະລາຍ ແລະ ລະລາຍຕໍ່ຈົນໄດ້ທາດລະລາຍອີ່ມຕົວ, ເມື່ອຕັ້ງທາດລະລາຍອີ່ມຕົວໄວ້ຈົນເກີດຝືກຂອງ NaCl ເກີດຂຶ້ນແລ້ວຈະມີປະລິມານຝືມຂຶ້ນເລື້ອຍໆຈົນໃນທີ່ສຸດຝືກຄົງທີ່ເຮົາຍັງເບິ່ງເໝືອນວ່າບໍ່ເກີດຝືກອີກແຕ່ໃນລະບົບຝືກຍັງຄົງເກີດຂຶ້ນເລື້ອຍໆແລ້ວກໍ່ລະລາຍໃນທາດລະລາຍອີກດ້ວຍ, ດັ່ງນັ້ນສະພາວະສົມດຸນໃນທາດລະລາຍອີ່ມຕົວກໍ່ເປັນສົມດຸນໄດນາມິກ.

ຄ. ສະພາວະສົມດຸນໃນປະຕິກິລິຍາເຄມີ.

ເກີດຂຶ້ນໄດ້ກໍຕໍ່ເມື່ອເປັນປະຕິກິລິຍາຜັນກັບໄດ້ ແລະ ເກີດປະຕິກິລິຍາໃນລະບົບປິດໂດຍລະບົບແບ່ງອອກ ເປັນ 3 ລະບົບຄື:

1. ລະບົບເປີດຄື: ລະບົບທີ່ມີການຖ່າຍເທໄດ້ທັງມວນສານ ແລະ ຜະລິງງານກັບສິ່ງແວດລ້ອມ.
2. ລະບົບປິດຄື: ລະບົບທີ່ມີການຖ່າຍເທສະເພາະຜະລິງງານຢ່າງດຽວແຕ່ບໍ່ມີການຖ່າຍເທມວນສານ.
3. ລະບົບໂດດດ່ຽວຄື: ລະບົບທີ່ມີການຖ່າຍເທທັງຜະລິງງານ ແລະ ມວນສານແກ່ສິ່ງແວດລ້ອມ.

ຕົວຢ່າງ: $\text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

ຖ້າເລີ່ມຕົ້ນເຮົາໃສ່ CO ຈຳນວນ 1 ໂມລ ແລະ H_2 ຈຳນວນ 3 ໂມລ ລົງໃນພາຊະນະຂະໜາດ 10 ລິດທີ່ 1200K ອາຕອມເກີດປະຕິກິລິຍາລະຫວ່າງ CO ກັບ H_2 ຂຶ້ນກັບຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງ CO_2 ກັບ H_2 ຄືຕອນທຳອິດ ທາດທັງສອງຊະນິດມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຫຼາຍແຕ່ເມື່ອທາດທຳປະຕິກິລິຍາກັນຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຈະລຸດລົງເລື້ອຍໆນັ້ນຄື ອັດຕາການເກີດປະຕິກິລິຍາຈະສູງໃນຊ່ວງທຳອິດແລ້ວຈະຄ່ອຍລົດລົງໃນຂະນະທີ່ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງຜົນຜະລິດ (ທີ່ ມີຄ່າເທົ່າກັບສູນໃນຕອນທຳອິດ) ຈະຄ່ອຍເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ມີຄ່າຄົງທີ່ເມື່ອເຖິງພາວະສົມດຸນ ຫຼື ກ່າວໄດ້ອີກຢ່າງໜຶ່ງວ່າ ຕອນທຳອິດອັດຕາການເກີດປະຕິກິລິຍາຍ້ອນກັບຄ່າເປັນສູນແລ້ວຄ່ອຍໆເພີ່ມຂຶ້ນຈົນເທົ່າກັບອັດຕາການເກີດ ປະຕິກິລິຍາໄປຂ້າງໜ້າເມື່ອເຖິງສົມດຸນທີ່ພາວະສົມດຸນຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງທາດຕ່າງໆມີຄ່າຄົງທີ່ ແລະ ເຮົາຈະບໍ່ເຫັນ ການປ່ຽນແປງໃດໆອີກເຖິງແມ່ນວ່າປະຕິກິລິຍາຍັງຄົງດຳເນີນໄປ.

ດັ່ງນັ້ນ, ໃນປະຕິກິລິຍາໃດຈະເກີດສົມດຸນໄດ້ຈະຕ້ອງ

1. ເກີດໃນລະບົບເປີດ
2. ມີສົມດຸນໄດນາມິກ
3. ຍັງມີທາດຕັ້ງຕົ້ນເຫຼືອຢູ່
4. ລະບົບສາມາດເຂົ້າສູ່ສົມດຸນໄດ້ບໍ່ວ່າຈະເລີ່ມຕົ້ນຈາກໄປຂ້າງໜ້າ ຫຼື ຍ້ອນກັບ
5. ເກີດການປ່ຽນແປງທີ່ຜັນກັບໄດ້
6. ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ, ຄວາມດັນ ແລະ ອຸນຫະພູມທີ່ມີຜົນຕໍ່ພາວະສົມດຸນ

ບົດເຝິກຫັດ

1. ຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທັນປີຂອງປະຕິກິລິຍາການເກີດການເຜົາໄໝ້ຂອງແກັສ Propene(C_3H_6) 1 ໂມລ ເທົ່າກັບ -2058 kJ. ຈົ່ງຫາຄ່າການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ(ຄຳຕອບ ຄື: -2052 kJ)
(ຂໍ້ແນະນຳ: ສົມຜົນການເຜົາໄໝ້ໂດຍທົ່ວໄປ ໝາຍເຖິງ ການເກີດປະຕິກິລິຍາຂອງທາດໃດໆ ກັບ ອອກຊີເຈນ ($O_2(g)$) ແລ້ວໄດ້ຜະລິດຕະຜົນເປັນ $CO_2(g)$ ແລະ $H_2O(l)$ ທີ່ເຫລືອກໍຄືເຮັດການຊັ່ງຊາສົມຜົນ)
2. ໃນການເຮັດໃຫ້ເຫຼັກກ້າ 1g ມີອຸນຫະພູມເພີ່ມຂຶ້ນ $1^\circ C$ ຕ້ອງໃຊ້ຄວາມຮ້ອນ 1.13J ຈົ່ງຊອກຫາປະລິມານເກັບຄວາມຮ້ອນຈຳເພາະຂອງເຫຼັກ
3. ຈົ່ງຊອກຫາປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ເຫຼັກທ່ອນໜຶ່ງມີມວນສານ 100g ຮັບເອົາເພື່ອເຮັດໃຫ້ອຸນຫະພູມຂອງມັນເພີ່ມຂຶ້ນຈາກ $20^\circ C$ ເຖິງ $40^\circ C$
4. ກົດເກນທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(First law of thermodynamics) ມີໃຈຄວາມວ່າແນວໃດ?
5. ກົດເກນທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(second law of thermodynamics) ມີໃຈຄວາມວ່າແນວໃດ?
6. ກົດເກນທີໜຶ່ງຂອງອຸນຫະພູມສາດ(Third law of thermodynamics) ມີໃຈຄວາມວ່າແນວໃດ?

ບົດທີ 6

ຄວາມຮ້ອນເຄມີ(Thermo chemistry)

ເວລາ 8 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

- ອະທິບາຍການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ ແລະ ເອນທັນປີ ໃນປະຕິກິລິຍາເຄມີໄດ້.
- ບອກຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງ ΔU ແລະ ΔH ໄດ້.
- ອະທິບາຍສົມຜົນເຄມີໃນທາງອຸນຫະພູມເຄມີ(Thermochemical equation)ໄດ້.
- ຊອກຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໂດຍທາງອ້ອມ: ກົດຂອງເຮສໄດ້.
- ອະທິບາຍເອນທັນປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດສານໄດ້.
- ບອກຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ໄດ້.
- ບອກຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍໄດ້.
- ບອກພະລັງງານຜັນທະໄດ້.

1. ບົດນໍາ

ຄວາມຮ້ອນເຄມີ ເປັນສາຂາວິຊາທີ່ສຶກສາກ່ຽວກັບຄວາມຮ້ອນທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບປະຕິກິລິຍາເຄມີເປັນຕົ້ນ ແມ່ນການເກີດສານລະລາຍ ແລະ ການປ່ຽນແປງລັກສະນະເຊັ່ນ: ການຫຼອມແຫຼວ, ການກາຍເປັນອາຍ, ການປ່ຽນແປງທີ່ວ່ານັ້ນເຜີນເອີ້ນວ່າ: (Physic-Chemical) ເຊິ່ງແບ່ງອອກເປັນ 2 ລັກສະນະຄື:

ກ. ປະຕິກິລິຍາຄາຍຄວາມຮ້ອນ(Exothermic Process)

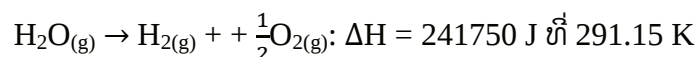
ເປັນປະຕິກິລິຍາທີ່ພະລັງງານຖ່າຍເທຈາກລະບົບເຂົ້າສູ່ສິ່ງແວດລ້ອມເຮັດໃຫ້ລະບົບມີພະລັງງານຫຼຸດລົງ ສ່ວນ ສິ່ງແວດລ້ອມມີອຸນຫະພູມສູງຂຶ້ນ ΔH ມີເຄື່ອງຫມາຍເປັນລົບ

ຕົວຢ່າງ: ການໄຫມ້ຂອງກາສ ຮີໂດແຊນເປັນປະຕິກິລິຍາຄາຍຄວາມຮ້ອນປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນດັ່ງສົມຜົນ:



ຂ. ປະຕິກິລິຍາດູດຄວາມຮ້ອນ (Endothermic Process).

ເປັນປະຕິກິລິຍາທີ່ພະລັງງານຖ່າຍເທຈາກສິ່ງແວດລ້ອມເຂົ້າສູ່ລະບົບ ເຮັດໃຫ້ລະບົບມີພະລັງງານເພີ່ມຂຶ້ນ ສ່ວນສິ່ງແວດລ້ອມມີອຸນຫະພູມຫຼຸດລົງ (ອຸນຫະພູມຕໍ່າລົງ). ΔH ມີເຄື່ອງຫມາຍເປັນບວກ ຕົວຢ່າງ: ປະຕິກິລິຍາການສະຫຼາຍຕົວຂອງອາຍນໍ້າເປັນປະຕິກິລິຍາດູດຄວາມຮ້ອນດັ່ງສົມຜົນ:



1.1 ການວັດຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາ(Measurement of heat reaction)

ປະຕິກິລິຍາພຽງສ່ວນໜ້ອຍທີ່ສາມາດວັດຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໄດ້ໂດຍກົງ ແລະ ແນ່ນອນ ວິທີທີ່ເໝາະສົມແມ່ນ ການວັດຄວາມຮ້ອນດ້ວຍເຄື່ອງ Calorimeter ເຊິ່ງເປັນເທັກນິກໜຶ່ງທີ່ໃຫ້ຄ່າແນ່ນອນ ໃນທາງອຸນຫະພູມເຄມີຈຶ່ງໄດ້ມີການພັດທະນາເຄື່ອງມືທີ່ເອີ້ນວ່າ: Calorimeterຂຶ້ນມາເພື່ອວັດຫາຄ່າຄວາມ ຮ້ອນທີ່ຄາຍ

ອອກ ຫຼື ດູດເຂົ້າ ໃນປະຕິກິລິຍາ ແບບທີ່ໃຊ້ສ່ວນຫຼາຍຄື ໃຫ້ປະຕິກິລິຍາເຄມີເກີດຂຶ້ນໃນພາຊະນະ ທີ່ບັນຈຸທາດ (reaction chamber) ເຊິ່ງອ້ອມຮອບດ້ວຍນ້ຳທີ່ຮູ້ນ້ຳໜັກທີ່ບັນຈຸຢູ່ໃນພາຊະນະ ອຸນຫະພູມທີ່ ເພີ່ມຂຶ້ນຈະ ວັດແທກດ້ວຍເທີໂມມິເຕີ ທີ່ມີຄວາມໄວຫຼາຍ ຜົນຄຸນຂອງອຸນຫະພູມທີ່ເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ຄວາມຈຸ ຄວາມຮ້ອນ(heat capacity) ຂອງນ້ຳທັງໝົດ ແລະ calorimeter ຈະເທົ່າກັບປະຕິກິລິຍາຄວາມຮ້ອນທີ່ຄ້າຍອອກມາ.

ຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງນ້ຳ: ທີ່ຢູ່ຮອບໆຊອກໄດ້ໂດຍເອົານ້ຳໜັກຂອງນ້ຳຄຸນໃຫ້ຄ່າຄວາມຮ້ອນຈຳເພາະ (specific heat) ຂອງນ້ຳ.

ຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງ calorimeter ຊອກໄດ້ໂດຍໃຫ້ປະຕິກິລິຍາເຄມີເກີດຂຶ້ນໃນ calorimeter ແລະ ປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວຈະຕ້ອງຮູ້ປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ຄ້າຍອອກມາໄດ້ຢ່າງແນ່ນອນ ຫຼື ວິທີໃຊ້ປະລິມານ ຄວາມຮ້ອນ ທີ່ຮູ້ຄ່າແນ່ນອນຈາກເຄື່ອງໃຫ້ຄວາມຮ້ອນໄຟຟ້າ(electric heater) ເຊິ່ງພະລັງງານໄຟຟ້າຈະນຳມາ ໃຊ້ກັນຫຼາຍທີ່ ສຸດ ຍ້ອນວ່າສາມາດວັດແທກຄ່າໄດ້ຖືກຕ້ອງທີ່ສຸດ... ກ່າວຄືຖ້າພະລັງງານເດີນເຄື່ອນ (E ມີຫົວ ໜ່ວຍເປັນ Volt), ຜ່ານຄວາມຕ້ານທານ R(ມີຫົວໜ່ວຍເປັນ ohm) ເວລາ t ມີຫົວໜ່ວຍເປັນວິນາທີ.ຄ່າພະລັງ ງານທີ່ໃຊ້ມີຄ່າເທົ່າ ກັບ:

$$\frac{E^2 t}{R} \text{ Joule ຫຼື } \frac{E^2 t}{4.1840 R} \text{ calorie}$$

ປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ເກີດຂຶ້ນສົມບູນ ແລະ ວ່ອງໄວເທົ່ານັ້ນ ຈຶ່ງຈະເຫມາະສົມສຳລັບວັດຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງ ປະຕິກິລິຍາ ສຳຫຼັບການວັດເອນທາລປີທີ່ປ່ຽນແປງ(ΔH) ຂອງປະຕິກິລິຍາໃດປະຕິກິລິຍາໜຶ່ງ. ຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ (reactions) ຕ້ອງເປັນທາດທີ່ບໍລິສຸດ ແລະ ທາດທີ່ສາມາດວິເຄາະຜົນປະຕິກິລິຍາ(products) ໄດ້ໃນຂະແໜງການ ຂອງເຄມີອົງຄະທາດ ປະຕິກິລິຍາການເຜົາໄຫມ້ຈະມີປະໂຫຍດຫຼາຍທີ່ສຸດ, ການເຜົາໄຫມ້ຂອງທາດປະສົມຄຣາ ບອນ, ຮີໂດຣແຊນ, ອີກຊີແຊນ ແລະ ທາດປະສົມຂອງຮີໂດຣກາກບອນ ຖ້າ ກາສອີກຊີແຊນຫຼາຍເກີນພໍ ມັກຈະຖືກນຳ ມາໃຊ້ສະເຫມີ ເພາະຈະເຮັດໃຫ້ເກີດ CO_2 ແລະ H_2O ໄດ້ດີທາດ. ອົງຄະທາດທີ່ມີທາດອື່ນເປັນອົງປະກອບ ເຊັ່ນ: S, halogen ຫຼື ໂລຫະຈະມີປັນຫາເພາະມີການເຜົາໄຫມ້ເກີດຂຶ້ນ ບໍ່ສະຫມ່ຳສະເຫມີ.

ການວັດຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນສາມາດວັດໄດ້ໂດຍເຄື່ອງມືທີ່ເອີ້ນວ່າ: ຄາລໍຣີມິເຕີ (Calorimeter) ເຊິ່ງມີຢູ່ 2 ປະເພດດັ່ງນີ້:

- 1) ບອມ ຄາລໍຣີມິເຕີ (Bomb Calorimeter) ໃຊ້ວັດຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນສະພາບປະລິມານ ຄົງທີ່ ຕາມປົກກະຕິແລ້ວເພິ່ນວັດແທກຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມ້ທາດ ປະສົມໜຶ່ງທີ່ໄດ້ຮູ້ຈັກມວນສານ ມາແລ້ວ ໂດຍບັນຈຸທາດປະສົມທີ່ຕ້ອງການສຶກສາລົງໃນພາຊະນະທີ່ເຮັດດ້ວຍ ເຫຼັກກ້າ ທີ່ປ່ຽນຮູບບໍ່ໄດ້ເອີ້ນວ່າ: ຖັງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ມີບໍລິມາດຄົງທີ່ ເຕັມໄປດ້ວຍອີກຊີແຊນມີ ຄວາມດັນປະມານ 30atm. ຈາກນັ້ນ ເພິ່ນລຸ່ມຖັງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ອັດແຈບດີລົງພື້ນນ້ຳປະລິມານໃດໜຶ່ງ ແລ້ວຈຸດທາດຕົວຢ່າງດ້ວຍໄຟຟ້າ. ຄວາມຮ້ອນເກີດຈາກການເຜົາໄຫມ້ຈະຄິດໄລ່ໄດ້ຢ່າງຊັດເຈນ ຈາກການບັນທຶກ ອຸນຫະພູມຂອງນ້ຳທີ່ເພີ່ມຂຶ້ນ. ທີ່ຈິງແລ້ວ, ຄວາມຮ້ອນທີ່ຄ້າຍອອກມາຈາກທາດຕົວຢ່າງໄດ້ຖືກດູດດ້ວຍນ້ຳ ແລະ ເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນ ເພາະວ່າເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນນີ້ມີຜົນປະໂຫຍດພິເສດ ຢູ່ບ່ອນວ່າ ສາມາດຮັກສາບໍ່ໃຫ້ມີການສູນເສຍ ຄວາມຮ້ອນ ແລະ ມວນສານໃຫ້ແກ່ສິ່ງແວດລ້ອມໃນເວລາທີ່ເຮັດການ ວັດແທກ ດັ່ງນັ້ນ, ເພິ່ນຈຶ່ງເວົ້າວ່າຖັງ ວັດແທກຄວາມຮ້ອນ ແລະ ນ້ຳເປັນລະບົບໂດດດ່ຽວເນື່ອງຈາກບໍ່ມີຄວາມ ຮ້ອນເຂົ້າສູ່ລະບົບ ແລະ ອອກຈາກ ລະບົບເລີຍໃນຂະບວນການນັ້ນຈຶ່ງສາມາດຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$q_{\text{system}} = q_{\text{water}} + q_{\text{bomb}} + q_{\text{combustion}} = 0$$

$$\begin{aligned}\text{heat of combustion} &= q_{\text{water}} + q_{\text{bomb}} \\ q_{\text{rxn}} &= - (q_{\text{water}} + q_{\text{bomb}}) \\ &= -(ms\Delta t) + C_{\text{bomb}}\Delta t\end{aligned}$$

ຕົວຢ່າງ: ເມື່ອເວົ້າແນຟທາລິນ($C_{10}H_8$) 1.28g ໃນບອມ ຄາລໍຣີມີເຕີແບບປະລິມານຄົງທີ່ພົບວ່າອຸນຫະພູມຂອງນ້ຳ ເພີ່ມຈາກ 20°C ເປັນ 26°C ຖັງນ້ຳທີ່ລ້ອມດ້ວຍຄາລໍຣີມີເຕີ ມີປະມານ 2000g ພໍດີ ແລະ ບອມ ຄາລໍຣີມີເຕີບັນຈຸ ຄວາມຮ້ອນ $1.80 \text{ KJ}/^\circ\text{C}$ ຈຶ່ງຊອກຫາຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມ້ຕໍ່ໂມນຂອງ ແນຟທາລິນ ກຳນົດໃຫ້ຄວາມ ຮ້ອນຈຳເພາະຂອງນ້ຳເທົ່າ $4.184 \text{ J/g}^\circ\text{C}$.

ວິທີແກ້:

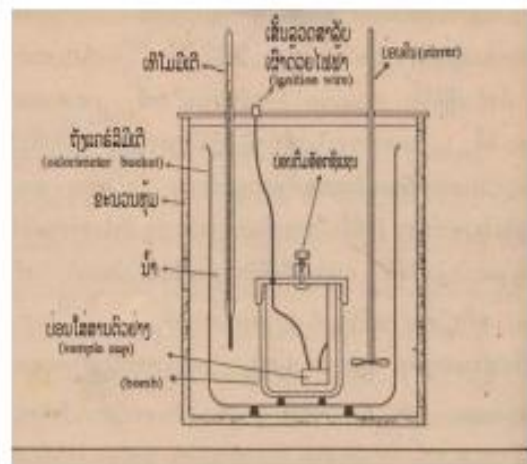
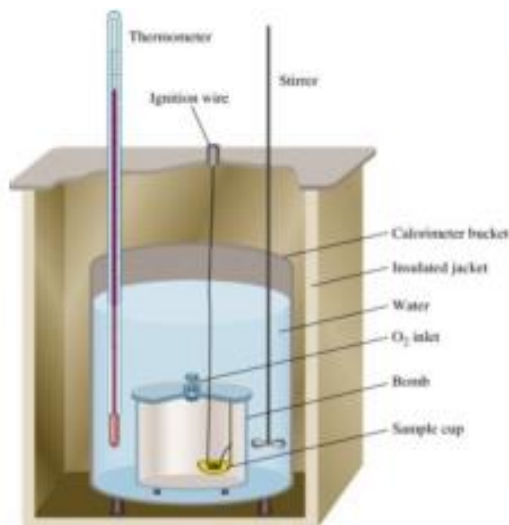
$$\begin{aligned}\text{ຈາກສູດ: } q_{\text{rxn}} &= - (q_{\text{water}} + q_{\text{bomb}}) \\ &= - (m_{\text{H}_2\text{O}} S_{\text{H}_2\text{O}}\Delta t) + C_{\text{bomb}}\Delta t\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{ເຮົາໄດ້: } &= - (2000\text{g} \times 4.184 \text{ J/g} \times (26^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) + (1.80 \times 1000\text{J}/^\circ\text{C})(26^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})) \\ &= -5.02 \times 10^4\text{J} + 1.08 \times 10^4\text{J} \\ &= -6.10 \times 10^4\text{J}\end{aligned}$$

- ຊອກຫາຈຳນວນໂມນໃນ 1.28g

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1.28}{128} = 0.01\text{mol}$$

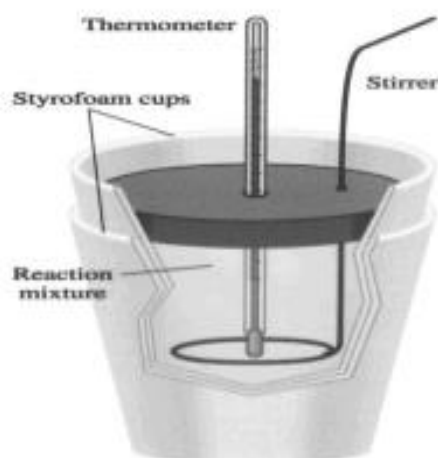
$$\text{ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມ້} = \frac{6.01 \times 10^4}{0.01} = -6.10 \times 10^6 \text{ J/mol}$$



ຮູບທີ1 ເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ ຫຼື ບອມຄາລໍຣີມີເຕີ(Bomb Calorimeter)

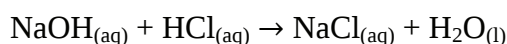
- ຄາລໍຣີມີເຕີແບບທຳມະດາ (Simple Calorimeter) ໃຊ້ວັດຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນ ສະພາວະຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່(1 ບັນຍາກາດ) ແມ່ນເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່ ເຊິ່ງເພິ່ນນຳໃຊ້ ເພື່ອຊອກຫາການປ່ຽນແປງຄວາມຮ້ອນໃນ ປະຕິກິລິຍາ ທີ່ບໍ່ແມ່ນການເຜົາໄຫມ້ເຊັ່ນ: ປະຕິກິລິຍາກະທົບຈາວ ອາຊິດ-ບາເຊີ, ຄວາມຮ້ອນຂອງການລະລາຍ ແລະ ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຈືອຈາງເປັນຕົ້ນ, ວິທີນີ້ປະດິດຂຶ້ນ ຈາກຈອກໄຟມ 2 ອັນດັ່ງ(ຮູບ 2) ເນື່ອງ ຈາກການວັດແທກໄດ້ປະຕິບັດໃນເງື່ອນໄຂ ຄວາມດັນບັນຍາກາດຄົງ ທີ່, ຄວາມຮ້ອນທີ່ຄາຍອອກຈາກ ປະຕິກິລິຍາ($Q_{\text{ປະຕິກິລິຍາ}}$) ເທົ່າກັບການປ່ຽນແປງເອນທາລປີ ΔH , ການ ວັດແທກດັ່ງກ່າວ ໄດ້ປະຕິບັດແບບ ດຽວກັນກັບໃນກໍລະນີຂອງການວັດແທກທີ່ບໍລິມາດຄົງທີ່ຄື ເຮົາຕ້ອງຮູ້ຈັກ

ຄວາມບັນຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງເຄື່ອງ ວັດແທກເປັນ ກາລໍຣີ ແລະ ການປ່ຽນແປງອຸນຫະພູມຂອງທາດຟາລະລາຍ ກ່ອນ (ຂະບວນການເກີດໃນແວດລ້ອມນ້ຳ).



ຮູບທີ2 ເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່

ຕົວຢ່າງ3: ການວັດແທກຄວາມຮ້ອນຂອງການກະທົບຈາວດ້ວຍເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່. ເຝິກປົນທາດລະລາຍ HCl ເຂັ້ມຊັ້ນ 0.500mol/L ຈຳນວນ 1.00×10^2 ml ກັບທາດລະລາຍ NaOH ເຂັ້ມ ຊັ້ນ 0,500mol/L ຈຳນວນ 1.00×10^2 ml ໃນເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນທີ່ຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່ ເຊິ່ງຄວາມບັນຈຸຄວາມຮ້ອນເທົ່າກັບ 335J/°C, ອຸນຫະພູມທຳອິດຂອງທາດລະລາຍທັງສອງເທົ່າກັນຄື 22.50°C ອຸນຫະພູມສຸດທ້າຍຂອງທາດປົນເທົ່າກັບ 24.90°C ຈຶ່ງຊອກຫາການແລກປ່ຽນຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາກະທົບຈາວຕໍ່ໄປນີ້:



ສົມມຸດວ່າມວນສານຈຳເພາະ ແລະ ຄວາມຮ້ອນຈຳເພາະຂອງທາດລະລາຍເທົ່າກັບຂອງນ້ຳ(1,00 g/ml ແລະ 4,184 J/g°C ຕາມລຳດັບ).

ຕອບ: ສົມມຸດວ່າບໍ່ມີການສູນເສຍຄວາມຮ້ອນໃຫ້ແກ່ສິ່ງແວດລ້ອມເລີຍ

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ: } Q_{\text{ລະບົບ}} = Q_{\text{ທາດລະລາຍ}} + Q_{\text{ເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນ}} + Q_{\text{ປະຕິກິລິຍາ}} = 0$$

$$\text{ຫຼື } Q_{\text{ລະບົບ}} = - (Q_{\text{ທາດລະລາຍ}} + Q_{\text{ເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນ}})$$

$$\begin{aligned} Q_{\text{ປະຕິກິລິຍາ}} &= (1.00 \times 10^2 \text{g} + 1.00 \times 10^2 \text{g})(4.184 \text{ J/g}^\circ\text{C})(24.90^\circ\text{C} - 22.50^\circ\text{C}) \\ &= 2.01 \times 10^3 \text{J} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q_{\text{ເຄື່ອງວັດແທກຄວາມຮ້ອນ}} &= (335 \text{ J/}^\circ\text{C})(24.90^\circ\text{C} - 22.50^\circ\text{C}) \\ &= 804 \text{ J} \end{aligned}$$

ເນື່ອງຈາກມວນສານຈຳເພາະຂອງທາດລະລາຍເທົ່າກັບ 100g/ml, ມວນສານຂອງ 100ml ຂອງທາດລະລາຍ ຈຶ່ງເທົ່າກັບ 100g ຈາກນັ້ນ, ຂຽນໄດ້:

$$\begin{aligned} Q_{\text{ປະຕິກິລິຍາ}} &= (2.01 \times 10^3 \text{J} + 804 \text{J}) \\ &= -2.81 \times 10^3 \text{J ຫຼື } = -2.81 \text{ KJ} \end{aligned}$$

ຈາກຄ່າຄວາມເຂັ້ມຊັ້ນ mol/L, ເຝິກຮູ້ວ່າ ໃນ 1.00×10^2 g ຂອງທາດລະລາຍມີ 0.0500mol ຂອງ HCl ແລະ 0.0500mol ຂອງ NaOH. ດັ່ງນັ້ນ, ຄວາມຮ້ອນຂອງການກະທົບຈາວ ເມື່ອ 1 ໂມນຂອງ HCl ປະຕິກິລິຍາກັບ 1 ໂມນຂອງ NaOH ຄື:

$$\text{ຄວາມຮ້ອນຂອງການກະທົບຈາວ} = \frac{-2.1\text{Kj}}{0.0500\text{mol}} = -56.2 \text{ Kj/mol}$$

ເນື່ອງຈາກປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່, ຄວາມຮ້ອນທີ່ຄ້າຍອອກເທົ່າກັບການປ່ຽນແປງຂອງເອນທາລປີ.

2. ການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ ແລະ ເອນທາລປີໃນປະຕິກິລິຍາເຄມີ

ໃນສາຂາຄວາມຮ້ອນເຄມີຈະກ່ຽວຂ້ອງກັບຂະບວນການສະເພາະຂອງປະຕິກິລິຍາເຄມີຖ້າປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວຂຽນທົ່ວໄປເປັນຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ(reaction) → ຜົນປະຕິກິລິຍາ(products).

ການປ່ຽນແປງຂອງພະລັງງານພາຍໃນ(ΔU) ແລະ ການປ່ຽນແປງເອນທາລປີ(ΔH) ສຳພັນກັບພະລັງງານພາຍໃນ(U) ແລະ ເອນທາລປີ(H) ຂອງຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນປະຕິກິລິຍາມີດັ່ງນີ້:

$$\Delta U = U \text{ ຜົນປະຕິກິລິຍາ} - U \text{ ຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ}$$

$$\Delta H = H \text{ ຜົນປະຕິກິລິຍາ} - H \text{ ຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ}$$

ໃນປະຕິກິລິຍາໃດໜຶ່ງຖ້າມີການດູດຄວາມຮ້ອນ ຜົນຂອງປະຕິກິລິຍາຈະມີພະລັງງານຫຼາຍກວ່າຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາຄ່າ ΔU (ທີ່ປະລິມານຄົງທີ່) ແລະ ΔH (ທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່) ປະຕິກິລິຍາຈະມີເຄື່ອງຫມາຍເປັນບວກນັ້ນຄືຄ່າ U ແລະ H ຈະເພີ່ມຂຶ້ນໃນຂະນະເກີດປະຕິກິລິຍາປະຕິກິລິຍາເຊັ່ນນີ້ເອີ້ນວ່າ: **ປະຕິກິລິຍາດູດຄວາມຮ້ອນ (endothermic reaction).**

ປະຕິກິລິຍາທີ່ຄ່າ ΔU ແລະ ΔH ມີຄ່າເປັນລົບເມື່ອເກີດປະຕິກິລິຍາຄ່າຂອງ U ແລະ H ຂອງຜົນປະຕິກິລິຍາຈະຫຼຸດລົງນັ້ນແມ່ນປະຕິກິລິຍານັ້ນຈະຄ້າຍຄວາມຮ້ອນອອກມາເອີ້ນວ່າ: **ປະຕິກິລິຍາຄ້າຍຄວາມຮ້ອນ.**

▪ ການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ:

ປະຕິກິລິຍາເຄມີຕ້ອງມີການດູດກົນ ຫຼື ຄ້າຍພະລັງງານເຊິ່ງຈະຢູ່ໃນຮູບແບບຂອງຄວາມຮ້ອນຈະມີການຖ່າຍເທພະລັງງານຄວາມຮ້ອນລະຫວ່າງລະບົບກັບສິ່ງແວດລ້ອມ.

▪ ເອນທາລປີ:

ຫມາຍເຖິງປະລິມານຄວາມຮ້ອນທີ່ໄຫຼເຂົ້າ ຫຼື ອອກຈາກລະບົບພາຍໃຕ້ຄວາມດັນຄົງທີ່.

ສະຫຼຸບ: ຄ່າ ΔU ແລະ ΔH ເປັນບວກ (+) ປະຕິກິລິຍາດູດຄວາມຮ້ອນ

ຄ່າ ΔU ແລະ ΔH ເປັນລົບ (-) ປະຕິກິລິຍາຄ້າຍຄວາມຮ້ອນ

3. ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງ ΔU ແລະ ΔH

ການວັດແທກຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາປົກກະຕິຈະວັດແທກໄດ້ໂດຍກົງທັງການປ່ຽນແປງພະລັງງານພາຍໃນ ΔU ຫຼື ການປ່ຽນແປງ ເອນທາລປີ ΔH ຂໍ້ມູນຄ່າໜຶ່ງສາມາດນຳໄປຄຳນວນອີກຄ່າໜຶ່ງໄດ້ ຖ້າປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນທີ່ປະລິມານຄົງທີ່ເຊັ່ນໃນ Bomb calorimeter ຈະບໍ່ມີແຮງງານທີ່ເກີດຂຶ້ນເນື່ອງຈາກການຂະຫຍາຍຕົວ, ກໍລະນີນີ້ຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາຈະບໍ່ເທົ່າກັບການປ່ຽນແປງຂອງເອນທາລປີ ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງ ΔU ແລະ ΔH ຈະຝຶຈາລະນາໄດ້ດັ່ງນີ້:

ຈາກນິຍາມຂອງເອນທານປີ ທີ່ກ່າວມາແລ້ວ ໃນກົດຂໍ້ທີ 1 ຂອງອຸນຫະພູມສາດ ດັ່ງນີ້:

$$H = U + PV$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta (PV) \dots\dots\dots (1)$$

ເມື່ອປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່ຜົນຕ່າງລະຫວ່າງ ΔH ແລະ ΔU ຂອງປະຕິກິລິຍາຂຶ້ນຢູ່ກັບການປ່ຽນແປງປະລິມານວາທາດເປັນທາດແຂງ, ທາດແຫຼວ ຫຼື ກ້າສ ດັ່ງນີ້:

1) ຖ້າຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນປະຕິກິລິຍາທັງຫມົດເປັນທາດແຂງ ຫຼື ທາດແຫຼວ

ການປ່ຽນແປງຂອງປະລິມານມີຫນ້ອຍຫຼາຍຂະໜາດທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍານັ້ນຄື: $\Delta(PV)$ ຈະມີຄ່າຫນ້ອຍ ເມື່ອທຽບກັບຄ່າ ΔU ຫຼື ΔH ຈົນເກີນຖືກຕັດຖິ້ມໄດ້ ດັ່ງນັ້ນ: ຄວາມສໍາພັນຕາມສົມຜົນທີ (1) ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\Delta H \approx \Delta U \quad \text{ຫຼື} \quad qp \approx qv$$

2) ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນບັນດາກ້າສ

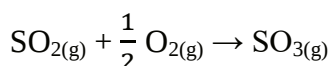
ຄ່າ $\Delta(PV)$ ຈະມີຄວາມສໍາຄັນທີ່ເຮັດໃຫ້ຄ່າ ΔU ແລະ ΔH ແຕກຕ່າງກັນ ຄ່າ $\Delta(PV)$ ຈະຂຶ້ນຢູ່ກັບການປ່ຽນແປງຈໍານວນໂມນຂອງກ້າສໃນປະຕິກິລິຍານັ້ນ

$$\text{ຈາກສົມຜົນຂອງກ້າສສົມມຸດຈຶ່ງຂຽນໄດ້ } \Delta(PV) = \Delta n(RT)$$

ນໍາຄ່າ $\Delta(PV)$ ແທນໃນສົມຜົນ (1) ຈະໄດ້:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n(RT) \quad \dots\dots\dots (2)$$

Δn ຄືຈໍານວນໂມນຂອງໂມນຂອງກ້າສທີ່ເປັນຜົນປະຕິກິລິຍາ ລົບດ້ວຍຈໍານວນໂມນຂອງກ້າສທີ່ເປັນຕົວເຮັດ ປະຕິກິລິຍາ, ໃຫ້ພິຈາລະນາຕົວຢ່າງປະຕິກິລິຍາຕໍ່ໄປນີ້:



ຄ່າ ΔU ຂອງປະຕິກິລິຍານີ້ວັດແທກໄດ້ໂດຍໃຊ້ bomb calorimeter ມີຄ່າເທົ່າກັບ $-97.030 \text{ J mol}^{-1}$ ທີ່ 298K

ຄ່າ ΔH ຈະມີຄ່າເທົ່າໃດນັ້ນ ສາມາດພິຈາລະນາໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\text{ເພາະວ່າ:} \quad \Delta n = 1 - 1 - \frac{1}{2} = -\frac{1}{2}$$

$$\begin{aligned} \text{ດັ່ງນັ້ນ:} \quad \Delta H &= \Delta U - \left(\frac{1}{2} RT\right) \\ &= (-97.030 \text{ Jmol}^{-1}) - \frac{1}{2} (8.314 \text{ Jmol}^{-1} \text{K}^{-1})(298 \text{ K}) \\ &= -98.270 \text{ Jmol}^{-1} \end{aligned}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາຈຶ່ງເປັນການປ່ຽນແປງເອນທານປີ ກໍານົດເປັນ ΔH .

ສະຫຼຸບ: ຄ່າ ΔU ຂອງປະຕິກິລິຍາວັດແທກດ້ວຍ bomb calorimeter.

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ, } \Delta H = \Delta U - \frac{1}{2} (RT).$$

4. ສົມຜົນເຄມີໃນທາງອຸນຫະພູມເຄມີ(Thermochemical equation)

ເນື່ອງຈາກຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາ ຂຶ້ນຢູ່ກັບສະຖານະຂອງຕົວທໍາປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນປະຕິກິລິຍາຈຶ່ງຕ້ອງຂຽນອັກສອນ s , l ຫຼື g ກໍາກັບຂ້າງຫຼັງສຸດຂອງສານນັ້ນໆ ທີ່ມີສະຖານະເປັນຂອງແຂງ, ຂອງແຫຼວ ຫຼື ກ້າສ ເປັນລໍາດັບ ອີກປະການຫນຶ່ງ ຄ່າ ΔH ທີ່ໄດ້ໃນແຕ່ປະຕິກິລິຍາຈະຕ້ອງກໍານົດອຸນຫະພູມ ແລະ ຄວາມດັນທີ່ທົດລອງ ຖ້າຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດ ແລະ ອຸນຫະພູມ 298K ຈະຂຽນແທນດ້ວຍ ΔH°_{298} ເຄື່ອງຫມາຍອີງສາ(° ແທນທີ່ຄວາມດັນມາດຕະຖານ ຄື: 1 ບັນຍາກາດ, ສ່ວນອຸນຫະພູມ (K) ກໍານົດໄວ້ຂ້າງລຸ່ມ.

ຕົວຢ່າງ: ການຂຽນສົມຜົນທາງອຸນຫະພູມເຄມີ ເມື່ອເກີດນໍ້າ 1 ໂມນ ທີ່ ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດ ເປັນດັ່ງນີ້:

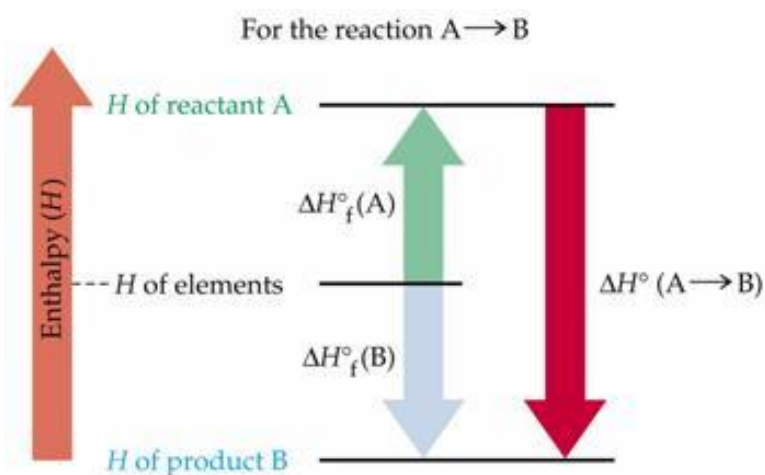


5. ການຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໂດຍທາງອ້ອມ : ກົດຂອງເຮດສ (Hess' Law) (Indirect determination of reaction)

ມີປະຕິກິລິຍາຫຼາຍຊະນິດ ທີ່ບໍ່ສາມາດຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໄດ້ໂດຍວິທີການວັດຄ່າຄວາມ

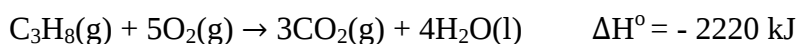
ຮ້ອນໃນແຄລໍຣີມີຕີ ຄ່າ ΔU ແລະ ΔH ຈະຫາໄດ້ໂດຍທາງອ້ອມ (indirect method) ເນື່ອງຈາກຄ່າ ΔH ແລະ ΔU ສຳຫຼັບປະຕິກິລິຍາໃດໆບໍ່ຂຶ້ນຢູ່ກັບວິທີຂອງການເກີດປະຕິກິລິຍາ. ດັ່ງນັ້ນ, ການຊອກຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໂດຍທາງອ້ອມແມ່ນອາໄສກົດເກນລວມຂອງເຮດສ (Hess's law) ທີ່ກ່າວວ່າ: ເມື່ອທາດຕັ້ງຕົ້ນທຳປະຕິກິລິຍາເກີດເປັນທາດຜະລິດຕະພັນ ເອນທາລປີ (ΔH) ຈະມີຄ່າເທົ່າເດີມສະເໝີບໍ່ວ່າປະຕິກິລິຍານັ້ນຈະເກີດຂຶ້ນພຽງຂັ້ນດຽວ ຫຼື ຫຼາຍຂັ້ນກໍຕາມ.

ກົດຂອງເຮດສ໌ ເປັນການປະຍຸກໃຊ້ຂອງກົດຂໍ້ໜຶ່ງຂອງເທີໂຣໂມໄດນາມິກທີ່ມີຄວາມສຳຄັນຫລາຍໃນການຄິດໄລ່ຫາການປ່ຽນແປງເອນທານປີຂອງປະຕິກິລິຍາໜຶ່ງໆ ໂດຍການນຳການປ່ຽນແປງເອນທານປີຂອງປະຕິກິລິຍາຍ່ອຍໆມາລວມກັນ.



ຕົວຢ່າງ ການໃຊ້ Hess' Law

ກຳນົດໃຫ້:

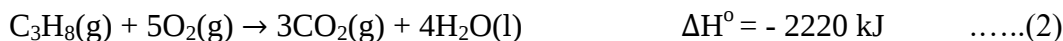


ຈົ່ງຄິດໄລ່ $\Delta_{\text{com}}H^\circ$ ຂອງກົາຊໂຟຣຟິນ

ວິທີແກ້:

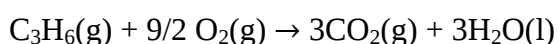


ຈາກທີ່ກຳນົດໃຫ້:



ໝາຍເຫດ : ສົມຜົນທີ (3) ເປັນສົມຜົນທີ່ເຮົາຕ້ອງຮູ້ມາກ່ອນ.

ນຳສົມຜົນ (1), (2) ແລະ (3) ມາລວມກັນຕາມກົດຂອງເຮດສ໌ ຈະໄດ້ວ່າ:



$$\Delta H^\circ = (-124 \text{ kJ}) + (-2220 \text{ kJ}) + (+286 \text{ kJ}) = -2058 \text{ kJ}$$

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ } \Delta_{\text{com}}H^\circ(\text{C}_3\text{H}_6, \text{g}) = -2058 \text{ kJ mol}^{-1}$$

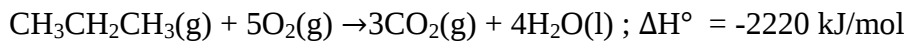
ຕົວຢ່າງ ການໃຊ້ Hess' Law

ກຳນົດປະຕິກິລິຍາເຫຼົ່ານີ້ໃຫ້:

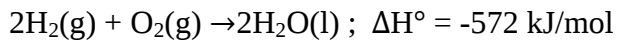
1. Hydrogenation of Propene:



2. Combustion of Propane:



3. Formation of Water:



ຈຶ່ງຫາຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທານປີສຳລັບປະຕິກິລິຍາ Combustion of Propene

ວິທີແກ້:

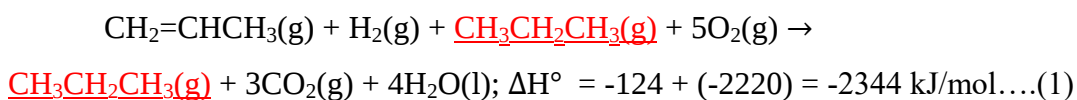
ກ່ອນອື່ນເຮົາຕ້ອງຂຽນສົມຜົນເຄມີ Combustion of Propene (ສົມຜົນການເຜົາໄໝ້ໂດຍທົ່ວໄປ ໝາຍເຖິງ: ການເຮັດປະຕິກິລິຍາຂອງສານໃດໆກັບອອກຊີເຈນ ແລ້ວໄດ້ຜະລິດຕະພັນເປັນ $\text{CO}_2(\text{g})$ ແລະ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ທີ່ເຫຼືອກໍ່ພຽງແຕ່ເຮັດການຊຶ່ງຊາສົມຜົນ) ດັ່ງນັ້ນ, ຈະໄດ້:

▪ Combustion of Propene:

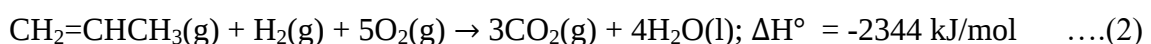


ເມື່ອພິຈາລະນາຈາກສົມຜົນທີ່ກຳນົດໃຫ້ ໂດຍຈະຕ້ອງລອງພິຈາລະນາເບິ່ງວ່າ ເຮົາຕ້ອງນຳມາລວມກັນຢ່າງໃດຈຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ໄດ້ສົມຜົນສຸດທ້າຍທີ່ຕ້ອງການ ຊຶ່ງອາດຈະຕ້ອງມີການຄູນ ຫລື ຫານ ບາງສົມຜົນ ເພື່ອໃຫ້ການລວມຄ່າສຳປະສິດຫລັກໆກັນໄດ້. ໃນການລວມສົມຜົນນັ້ນ ຄ່າ ΔH ກໍ່ຕ້ອງນຳມາລວມກັນດ້ວຍ ການຄູນ ຫລື ຫານ, ສົມຜົນກໍ່ເຊັ່ນດຽວກັນ ກໍ່ຕ້ອງກະທຳໃນລັກສະນະດຽວກັນກັບຄ່າ ΔH .

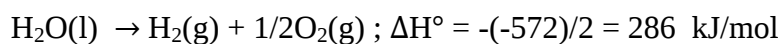
ລອງພິຈາລະນາສົມຜົນທີ 1 ແລະ 2 ຈະເຫັນວ່າເມື່ອນຳທັງສອງຂ້າງຂອງສົມຜົນມາລວມກັນ ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້ (ສານທີ່ຂີດກ້ອງ ໝາຍຄວາມວ່າ: ມີຄືກັນທັງສອງຂ້າງຂອງສົມຜົນຊຶ່ງເຮັດໃຫ້ຫລັກໆກັນໄດ້)



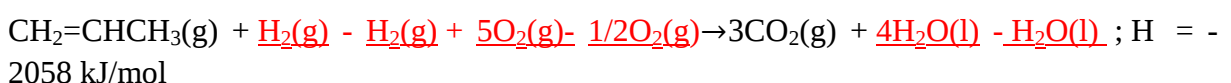
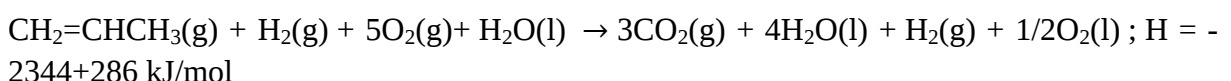
ຈະໄດ້



ຈະເຫັນວ່າເຮົາຍັງບໍ່ໄດ້ສົມຜົນສຸດທ້າຍຕາມທີ່ຕ້ອງການ ນັ້ນຄືມີ $\text{H}_2(\text{g})$ ເກີນມາໃນສົມຜົນ ຄ່າສຳປະສິດຂອງ $\text{O}_2(\text{g})$ ແລະ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ກໍ່ຍັງບໍ່ຖືກຕ້ອງ ຊຶ່ງເຮົາສາມາດກຳຈັດ $\text{H}_2(\text{g})$ ໃນສົມຜົນໄດ້ໂດຍໃຊ້ສົມຜົນທີ 3 ແຕ່ກ່ອນອື່ນຕ້ອງເຮັດການຫານສົມຜົນທີ 3 ດ້ວຍ 2 ແລ້ວກັບຂ້າງສົມຜົນ ຊຶ່ງຈະໄດ້ສົມຜົນນີ້:



ໃນການຍ້າຍຂ້າງຂອງສົມຜົນນັ້ນ ເຮົາຕ້ອງເຮັດການປ່ຽນເຄື່ອງໝາຍຂອງຄ່າ ΔH ແລ້ວການຫານສົມຜົນເຮົາກໍ່ຕ້ອງຫານຄ່າ ΔH ເຊັ່ນກັນ. ຈາກນັ້ນ, ກໍ່ນຳສົມຜົນທີ່ໄດ້ມາລວມກັບສົມຜົນທີ່ໄດ້ຈາກການລວມສອງສົມຜົນທຳອິດ ຊຶ່ງຈະເຮັດໃຫ້ໄດ້ສົມຜົນນີ້:



ຈະໄດ້ສົມຜົນຄຳຕອບສຸດທ້າຍ ຄື:



ຕົວຢ່າງນີ້ໄດ້ສະແດງວິທີການໃຊ້ Hess' Law ໃນການຫາຄ່າ ΔH ຢ່າງລະອຽດ ຊຶ່ງເບິ່ງຄ່ອນຂ້າງຈະງ່າຍ ແຕ່ໂດຍປົກກະຕິແລ້ວການເບິ່ງຕົວຢ່າງເຮົາຈະຮູ້ສຶກວ່າງ່າຍສະເໝີ ແຕ່ໃນການນຳໄປແກ້ບັນຫາແທ້ໆນັ້ນເຮົາຈຳເປັນ ຕ້ອງກຳນົດເຝິກຝົນເພື່ອຈະໄດ້ເບິ່ງອອກວ່າຕ້ອງນຳສົມຜົນໃດແດ່ມາລວມກັນຈຶ່ງຈະໄດ້ສົມຜົນສຸດທ້າຍທີ່ຕ້ອງການ ຊຶ່ງໃນໂຈດບັນຫາຈຶ່ງອາດມີການກຳນົດສົມຜົນຫຼາຍໆ ສົມຜົນທີ່ບໍ່ຈຳເປັນຕ້ອງໃຊ້ມາໃຫ້ ແລະ ສົມຜົນທີ່ງ່າຍໆ ເຊັ່ນ: ການຫຼອມແຫລວ, ການລະເຫີດ, ການເຜົາໄໝ້ ເປັນຕົ້ນ. ອາດຈະບໍ່ຂຽນສົມຜົນເຄມີມາໃຫ້ພຽງແຕ່ກຳນົດຄ່າ ΔH ເທົ່ານັ້ນເອງ.

ຕົວຢ່າງ 2 ການໃຊ້ Hess' Law

ຈົ່ງຄິດໄລ່ຫາຄ່າ ເອນທານປີຂອງການເກີດ hydrogenation ຂອງເບນຊິນ ຈາກປະຕິກິລິຍາທີ່ກຳນົດໃຫ້ ດັ່ງນີ້:

1. Combustion of Benzene: $\Delta H = -3268 \text{ kJ/mol}$
2. Combustion of Cyclohexane: $\Delta H = -3902 \text{ kJ/mol}$

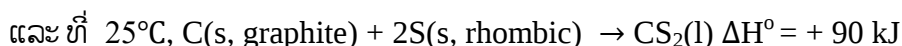
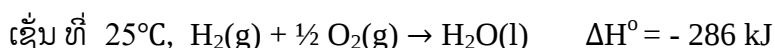
ຂໍ້ແນະນຳ: ຂຽນສົມຜົນເຄມີຂອງແຕ່ລະປະຕິກິລິຍາອອກມາກ່ອນ ນອກຈາກນັ້ນ, ຍັງສາມາດກັບໄປເບິ່ງຕົວຢ່າງແລະ ໃຊ້ບາງປະຕິກິລິຍາໄດ້ອີກດ້ວຍ. (ຄ່າຕອບຂອງຂໍ້ນີ້ ຄື $H = -224 \text{ kJ/mol}$).

6. ເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດສານ(Standard Enthalpy of Formation)

6.1 ເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດ($\Delta_f H^\circ$)

ໃນທາງທິດສະດີ ເຮົາຖືວ່າປະຕິກິລິຍາເຄມີໃດໆເກີດຈາກ 2 ຂັ້ນຕອນ ຄື ((1)ການຫຼຸດລາຍສານ)ຕັ້ງຕົ້ນ ເປັນທາດ ແລະ ((2) ການທັງຫມົດທາດເປັນສານ)ຜະລິດຕະພັນ) ແຕ່ ((1 ເປັນຂະບວນການຍ້ອນກັບຂອງ ((2 ດັ່ງ ນັ້ນ, ຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໃດໆເຮົາສາມາດຂຽນແທນໄດ້ດ້ວຍຄ່າເອນທານປີຂອງການເກີດສານຈາກທາດ ແລະ ເພື່ອໃຫ້ເປັນສາກົນ ຈຶ່ງມີການກຳນົດຄ່າມາດຕະຖານທີ່ຮຽກວ່າເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດ $\Delta_f H^\circ$ ດັ່ງນີ້:

$\Delta_f H^\circ$ ຂອງສານ ຄື ເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງການເກີດສານນັ້ນ 1 ໂມນຈາກທາດໃນສະພາວະທີ່ສະ ຖຽນທີ່ສຸດໃນທຳມະຊາດ.



ເຫັນໄດ້ວ່າທັງສານຕັ້ງຕົ້ນ ແລະ ສານຜະລິດຕະພັນຕ່າງກໍ່ຢູ່ໃນສະພາວະທີ່ສະຖຽນທີ່ສຸດ ໃນທຳມະຊາດ ແລະ ປະຕິກິລິຍາທັງສອງນີ້ເປັນປະຕິກິລິຍາການເກີດ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 1 ໂມນ ແລະ $\text{CS}_2(\text{l})$ 1 ໂມນ ຕາມລຳດັບ. ດັ່ງນັ້ນ, ຈະໄດ້:

$$\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O, l}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{CS}_2, \text{l}) = +90 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ຂໍ້ສັງເກດ: ເມື່ອຮູ້ ΔH° ຂອງປະຕິກິລິຍາການເກີດສານໃດ ເຮົາສາມາດປ່ຽນເປັນ $\Delta_f H^\circ$ ໄດ້ໂດຍການຫານ ΔH° ດ້ວຍຈຳນວນໂມນຂອງສານທີ່ເກີດ)ກໍລະນີຕົວຢ່າງທັງສອງ ຕົວຫານເປັນ 1.

ນອກຈາກນີ້, ເຮົາຍັງກຳນົດອີກວ່າ: ທາດທຸກຊະນິດໃນສະພາວະທຳມະຊາດມີຄ່າ $\Delta_f H^\circ = 0$ ເຊັ່ນ: $\text{C}(\text{s, graphite})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{Cu}(\text{s})$, $\text{O}_2(\text{g})$ ເປັນຕົ້ນ ມີຄ່າ: $\Delta_f H^\circ = 0$

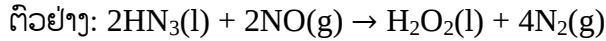
- ສານໃດມີຄ່າ $\Delta_f H^\circ$ ເປັນລົບ ເອີ້ນວ່າ: exothermic compound
- ສານໃດມີຄ່າ $\Delta_f H^\circ$ ເປັນບວກ ເອີ້ນວ່າ: endothermic compound

6.2 ເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງປະຕິກິລິຍາ ($\Delta_r H^\circ$)

ສຳລັບປະຕິກິລິຍາໃດໆ ຫາ $\Delta_r H^\circ$ ໄດ້ຈາກ:

$$\Delta_r H^\circ = \sum n \Delta_f H^\circ(\text{product}) - \sum n \Delta_f H^\circ(\text{reactant})$$

ເມື່ອ n ເປັນ ເລກ stoichiometry ໃນສົມຜົນເຄມີ



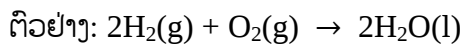
$$\begin{aligned}\Delta_r H^\circ &= \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_2, \text{l}) + 4\Delta_f H^\circ(\text{N}_2, \text{g}) - \{ 2\Delta_f H^\circ(\text{HN}_3, \text{l}) + 2\Delta_f H^\circ(\text{NO}, \text{g}) \} \\ &= \{ -187.78 + 4 \times 0 \} - \{ 2 \times 264.0 + 2 \times 90.25 \} \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= -896.3 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

6.3 ການປ່ຽນແປງເອນທານປີກັບອຸນຫະພູມ

ການຄິດໄລ່ເອນທານປີຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງກັນໃຫ້ຄິດໄລ່ຈາກຜົນຕ່າງຂອງໂມລາຣ໌ເອນທານປີ (H_m°) ຂອງສານຕັ້ງຕົ້ນກັບສານຜະລິດຕະພັນ ຊຶ່ງເມື່ອເພີ່ມອຸນຫະພູມ ຄ່າ H_m° ຂອງສານທຸກຕົວກໍເພີ່ມຂຶ້ນດ້ວຍຕາມສົມຜົນ

$$\Delta H = C_{p,m} \Delta T$$

ໂດຍທົ່ວໄປ ມັກຄິດໄລ່ເອນທານປີທີ່ອຸນຫະພູມຕ່າງຈາກຄ່າເອນທານປີມາດຕະຖານທີ່ 25°C ຊຶ່ງເອີ້ນຮູ້ຄ່າໂດຍຫາໄດ້ຈາກ $\Delta_r H^\circ$ ດັ່ງກ່າວແລ້ວ.



$$\text{ທີ່ } T_1: \Delta_r H^\circ = 2H_m^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) - \{ 2H_m^\circ(\text{H}_2, \text{g}) + H_m^\circ(\text{O}_2, \text{g}) \}$$

$$\text{ທີ່ } T_2: \Delta_r H^\circ = 2H_m^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) - \{ 2H_m^\circ(\text{H}_2, \text{g}) + H_m^\circ(\text{O}_2, \text{g}) \}$$

$$\text{ໂດຍ } H_m^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = H_m^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) + C_{p,m}(\text{H}_2\text{O}, \text{l})\Delta T$$

ກໍລະນີ H_2 ແລະ O_2 ກໍຄິດແບບດຽວກັນ ສຸດທ້າຍຈະໄດ້:

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_r H^\circ + \Delta_r C_p \Delta T$$

$$\text{ຊຶ່ງ } \Delta_r C_p = 2C_{p,m}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) - \{ 2C_{p,m}(\text{H}_2, \text{g}) + C_{p,m}(\text{O}_2, \text{g}) \}$$

ຂຽນໃນຮູບທົ່ວໄປໄດ້:

$$\Delta_r C_p = \sum n C_{p,m}(\text{product}) - \sum n C_{p,m}(\text{reactant})$$

ຄວາມສຳພັນຂ້າງຕົ້ນນີ້ ເອີ້ນເອີ້ນວ່າ: **Kirchhoff's law**

ຂໍ້ສັງເກດ:

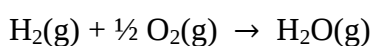
- 1) ການໃຊ້ກົດຂອງ Kirchhoff ຈະຖືວ່າຄ່າ C_p ຄົງທີ່ ຈຶ່ງໃຊ້ໄດ້ສະເພາະໃນຊ່ວງອຸນຫະພູມທີ່ແຄບ (ບໍ່ຄວນເກີນ 100 K)
- 2) ຄ່າ $\Delta_r H^\circ$ ບໍ່ຄ່ອຍປ່ຽນຕາມອຸນຫະພູມ ເນື່ອງຈາກຜົນຕ່າງລະຫວ່າງ C_p ຂອງສານຕັ້ງຕົ້ນກັບສານຜະລິດຕະພັນມີຄ່ານ້ອຍ ຈຶ່ງອາດອະນຸໂລມໄດ້ວ່າ: "ເອນທານປີມາດຕະຖານຂອງປະຕິກິລິຍາບໍ່ຂຶ້ນກັບອຸນຫະພູມ"

ຕົວຢ່າງ:

$$\Delta_f H^\circ \text{ ຂອງ } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \text{ ທີ່ } 25^\circ\text{C} = -241.82 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ ໃຫ້ຄິດໄລ່ຫາ:}$$

$$\Delta_f H^\circ \text{ ຂອງ } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \text{ ທີ່ } 100^\circ\text{C}$$

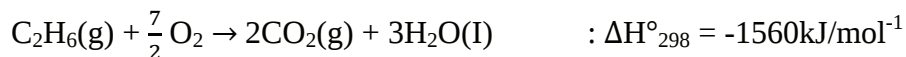
ວິທີແກ້:



$$\begin{aligned}
\Delta_r C_p &= C_{p,m}(\text{H}_2\text{O},g) - \{ C_{p,m}(\text{H}_2,g) + \frac{1}{2} C_{p,m}(\text{O}_2,g) \} \\
&= 33.58 - \{ 28.84 + \frac{1}{2} (29.37) \} \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\
&= -9.95 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\
\Delta_r H^\circ &= \Delta_r H^\circ + \Delta_r C_p \Delta T \\
&= -241.82 \text{ kJ mol}^{-1} + (-9.95 \times 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(75 \text{ K}) \\
&= -242.57 \text{ kJ mol}^{-1}
\end{aligned}$$

7. ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ (Heat of combustion ຫຼື Enthalpy of Combustion: ΔH°_c)

ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ຂອງທາດຫມາຍເຖິງຄວາມຮ້ອນທີ່ຖືກປ່ອຍອອກມາເມື່ອທາດນັ້ນປະລິມານ ຫຼາຍເກີນພໍທີ່ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດ ເຊັ່ນ: ໃນປະຕິກິລິຍາ



ຄ່າ ΔH°_{298} ຂອງສຳລັບປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວຄື: ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ຂອງ $\text{C}_2\text{H}_6(g)$ $\text{C}(\text{graphite})$ ແລະ $\text{H}_2(g)$ ຕາມລຳດັບ ເຊິ່ງເປັນການປ່ຽນແປງເອນທາລປີມາດຕະຖານເມື່ອທາດດັ່ງກ່າວ ເກີດການເຜົາໄໝ້ໄດ້ສົມບູນ.

ໃນການຄຳນວນຫາຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ ເຮັດໄດ້ແບບດຽວກັນກັບການຄຳນວນຄ່າ ΔH°_f ຂອງປະຕິກິລິຍາເມື່ອຮູ້ ΔH°_f ຂອງທາດທີ່ກ່ຽວຂ້ອງດັ່ງທີ່ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວແຕ່ຖ້າເປັນປະຕິກິລິຍາທີ່ທາດນັ້ນເກີດການເຜົາໄໝ້ສົມບູນ (ຄືປະຕິກິລິຍາກັບອອກຊີເຈນທີ່ມີປະລິມານຫຼາຍເກີນພໍ) ຄ່າ ΔH° ທີ່ໄດ້ຄືຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ຂອງທາດນັ້ນໆເອງ. ໃນທາງປະຕິບັດ ຄ່ານີ້ຫາໄດ້ສະດວກຈາກການທົດລອງ ຄ່າຄວາມຮ້ອນການເຜົາໄໝ້ໄດ້ນຳມາໃຊ້ໃນການຄຳນວນຫາຄ່າ ΔH° ຂອງທາດດັ່ງຕາຕະລາງລຸ່ມນີ້:

ສຸດ	$\Delta H^\circ_f (\text{KJmol}^{-1})$
CH_4	-74.75 ± 3.0
C_2H_6	-84.48 ± 0.45
C_3H_8	-103.6 ± 0.5
C_4H_{10}	-124.3 ± 0.6
C_2H_2	226.9 ± 1.0

ຖ້າຮູ້ຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ຂອງທາດກໍ່ໃຊ້ກົດຂອງ Hess ຄຳນວນຫາຄ່າ ΔH ຂອງປະຕິກິລິຍາໃດໆໄດ້

ຕົວຢ່າງ: ຈົ່ງຄຳນວນ ΔH ຂອງປະຕິກິລິຍາ $\text{C}_2\text{H}_4(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(g)$

ກຳນົດໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄໝ້ຂອງ $\text{C}_2\text{H}_4(g)$, $\text{H}_2(g)$, $\text{C}_2\text{H}_6(g)$ ເທົ່າກັບ -1411, -285 ແລະ -1560 kJmol^{-1} ຕາມລຳດັບ.

ວິທີແກ້:

ຈາກຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມ້ຂອງທາດທີ່ກຳນົດໃຫ້ຈະຂຽນເປັນສົມຜົນເຄມີໄດ້ດັ່ງນີ້:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -1411 \text{ kJmol}^{-1}$
- 2) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H^\circ = -285 \text{ kJmol}^{-1}$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \frac{7}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -298 = -1560 \text{ kJmol}^{-1}$

ໂດຍອາໄສກົດເກນຂອງ Hess ສົມຜົນທີ່ຕ້ອງການໄດ້ຈາກ (1)+(2)-(3)ຄື:

$$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) &\rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) \\ \Delta H^\circ &= \Delta H^\circ_{\text{c}}(\text{C}_2\text{H}_4) + \Delta H^\circ_{\text{c}}(\text{H}_2) - \Delta H^\circ_{\text{c}}(\text{C}_2\text{H}_6) \\ &= (-1411) + (-285) - (-1560) \text{ kJ} \\ &= -136 \text{ kJmol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ } \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -136 \text{ kJmol}^{-1}$$

ຈາກຕົວຢ່າງຈະເຫັນໄດ້ວ່າ: ΔH° ຂອງປະຕິກິລິຍາເມື່ອຮູ້ຄ່າ $\Delta H^\circ_{\text{c}}$ ຂອງທາດທີ່ກ່ຽວຂ້ອງສາມາດຂຽນເປັນຄວາມສຳພັນທົ່ວໄປໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\Delta H^\circ = \sum V_i \Delta H^\circ_{\text{c}}(\text{reactants}) - \sum V_i \Delta H^\circ_{\text{c}}(\text{products}) \dots\dots\dots(4)$$

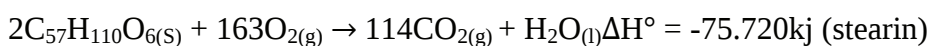
(ຄວາມສຳພັນນີ້ ຈະກັບກັນກັບການຫາຄ່າຂອງ ΔH° -ເມື່ອຮູ້ $\Delta H^\circ_{\text{f}}$) ກ່ຽວກັບຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມ້ທີ່ຫນ້າສົນໃຈອີກກໍລະນີໜຶ່ງຄື: ປະຕິກິລິຍາການເຜົາໄຫມ້ຂອງ Glucose ເຊິ່ງເປັນຄ່າໂບໄຮເດຣດ ແລະການເຜົາໄຫມ້ໄຂມັນໃນຮ່າງກາຍ ອາຫານທັງສອງຊະນິດດັ່ງກ່າວ ຈະໃຫ້ພະລັງງານແກ່ຮ່າງກາຍເຊິ່ງພິຈາລະນາໄດ້ຄ່າໂບໄຮເດຣດ ປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນໄດ້ດັ່ງນີ້:



ເພາະວ່າ 1mol ຂອງ $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ = 180g

$$\begin{aligned} \text{ດັ່ງນັ້ນ, } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ 1g ຈະໃຫ້ພະລັງງານ} \\ &= (-2816 \text{ kJ/mol})(1 \text{ mol}/180 \text{ g}) \\ &= -15.6 \text{ kJg}^{-1} \end{aligned}$$

ຈາກການຄິດໄລ່ຫາຄ່າຂອງຄ່າໂບໄຮເດຣດ 1g ຈະໃຫ້ພະລັງງານ 17kJ ຫຼື 4kcal/g ໄຂມັນ: ເມື່ອເຜົາໄຫມ້ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາ ດັ່ງນີ້:



$$\begin{aligned} \text{ດັ່ງນັ້ນ stearin 1g ໃຫ້ພະລັງງານ} &= (-75.720 \text{ kJ}/2 \text{ mol})(1 \text{ mol}/890 \text{ g}) \\ &= -42.4 \text{ gkJ} \end{aligned}$$

ຈາກການຄິດໄລ່ຄ່າສະເລຍຂອງໄຂມັນ 1g ຈະໄດ້ພະລັງງານ 38 kJ ຫຼື 9 kcal/g ໃນຕຳລາໂພສະນາການທີ່ກ່າວວ່າ: ຄ່າໂບໄຮເດຣດ 1g ໃຫ້ພະລັງງານ 4 kcal ແລະ ໄຂມັນ 1g ໃຫ້ພະລັງງານ 9 kcal ໜ່ວຍຂອງ kcal ດັ່ງກ່າວຄື: ກິໂລແຄລໍລີໃນທາງອຸນຫະພູມເຄມີນັ້ນເອງ.

8. ຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍ(Heat of Solution)

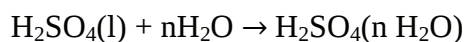
ເມື່ອຕົວຖືກລະລາຍ(solute) ລະລາຍໃນຕົວທຳລະລາຍ(solvent) ຈະເກີດການດູດຄວາມຮ້ອນ ຫຼື ຄ່າຄວາມຮ້ອນອອກມາ ຄວາມຮ້ອນທີ່ປ່ຽນແປງໄປເມື່ອເກີດທາດລະລາຍນີ້ເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍ (Heat of solution $\Delta H^\circ_{\text{s}}$) ໃນທາງອຸນຫະພູມສາມາດຈຳແນກຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍອອກເປັນ 2 ຊະນິດຄື:

- ຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລຂອງທາດລະລາຍ (integral heat of solution)

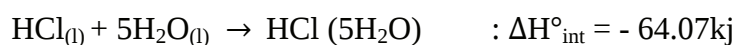
- ຄວາມຮ້ອນດິບເຝີ ເຣນຊຽນ (differential heat of solution)

1) ຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລຂອງທາດລະລາຍ (Integral heat of solution)

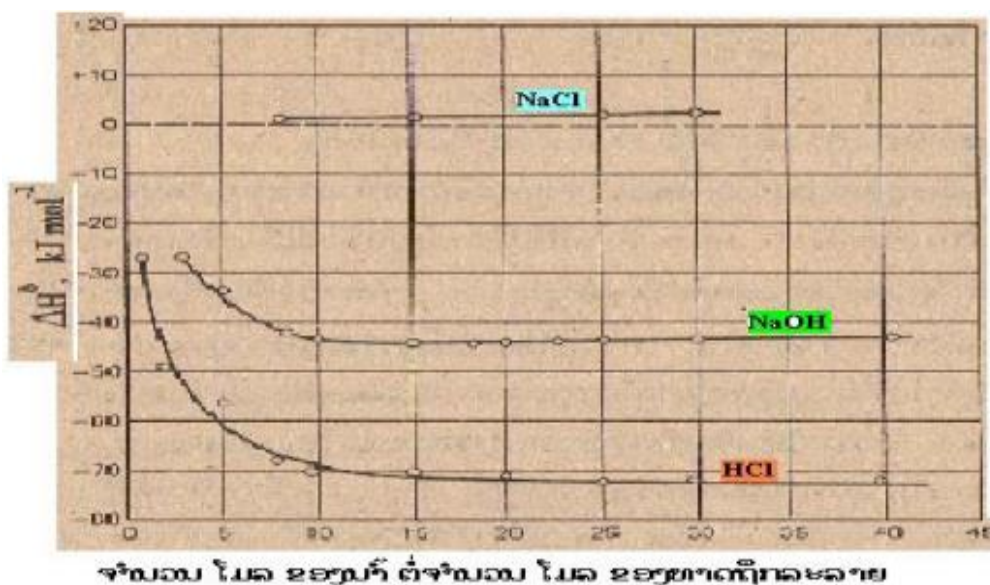
ເປັນຄວາມຮ້ອນທີ່ເກີດຂຶ້ນເມື່ອຕື່ມຕົວຖືກລະລາຍ 1ໂມລ ລົງໃນຕົວທຳລະລາຍ n ໂມລເຊັ່ນ: ກໍລະນີເຮັດໃຫ້ H₂SO₄ ເຈືອຈາງໂດຍການຕື່ມກົດລົງໃນນ້ຳນັ້ນ ທາດລະລາຍຈະຮ້ອນຂຶ້ນ, ຄວາມຮ້ອນທີ່ຖ່າຍເທອອອກມາໃນຕອນທຳອິດຈະຫຼາຍ ຫຼື ຈະຫນ້ອຍລົງ ເມື່ອຕື່ມກົດລົງໄປຫຼາຍໆ. ກໍລະນີຂອງ H₂SO₄ ນີ້ຍົມຂຽນເປັນສົມຜົນດັ່ງຕໍ່ໄປນີ້:



ຄວາມຮ້ອນທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນທາດລະລາຍທີ່ມີ H₂SO₄ 1mol ແລະ H₂O n mol ເອີ້ນວ່າ: Integral heat of solution, $\Delta H^\circ_{\text{int}}$ ຄ່າ $\Delta H^\circ_{\text{int}}$ ຂຶ້ນຢູ່ກັບ n (ຈຳນວນໂມລຂອງທາດລະລາຍ) ດັ່ງນັ້ນ, ໃນການສະແດງຄ່າ $\Delta H^\circ_{\text{int}}$ ຕ້ອງລະບຸຈຳນວນໂມລຂອງຕົວທຳລາຍນຳ ເຊັ່ນ:

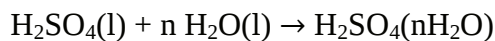


ຕົວຢ່າງ: ຄ່າ $\Delta H^\circ_{\text{int}}$ ສຳລັບ HCl , NaOH ແລະ NaCl ເມື່ອຈຳນວນໂມລຂອງຕົວຖືກລະລາຍເພີ່ມຂຶ້ນທີ່ 25°C ຈະໄດ້ດັ່ງກາຟຕໍ່ໄປນີ້:

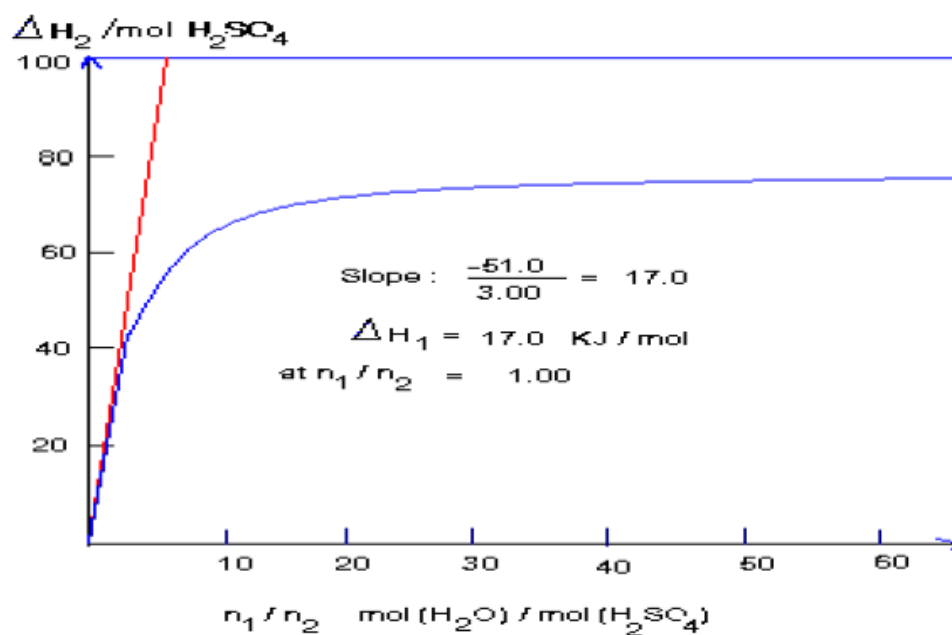


ກາຟສະແດງຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລ ($\Delta H^\circ_{\text{int}}$) ຂອງທາດລະລາຍທີ່ 25°C ເມື່ອຈຳນວນໂມນຂອງຕົວທຳລາຍ ເພີ່ມຂຶ້ນຂໍ້ມູນໃນຕາຕາລາງ 7.4 ສະແດງຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍ ΔH°_s ກໍລະນີນີ້ H₂SO₄ ລະລາຍໃນນ້ຳ ເມື່ອຄ່າ n ຕ່າງກັນຈະເຫັນວ່າ ເມື່ອ n ເພີ່ມຂຶ້ນທາດລະລາຍຈະເຈືອຈາງລົງ ຄ່າ ($-\Delta H^\circ_s$) ຕໍ່ໂມນຂອງ H₂SO₄ ຈະ ເພີ່ມຂຶ້ນຈົນເຖິງ -96.19KJmol⁻¹ ເຊິ່ງເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາສຂອງທາດລະລາຍທີ່ເຈືອຈາງ (Integral heat of solution finite dilution).

ເມື່ອນຳຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາສຂອງທາດລະລາຍ ໃນຕາຕາລາງ7.4 ມາຂຽນກາຟກັບຈຳນວນໂມນຂອງ H₂O/molH₂SO₄ ຈະໄດ້ຮູບມາຂຽນກາຟກັບຕາຕາລາງ7.4 ຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາສຂອງທາດລະລາຍ.



$\frac{n_1}{n_2}(\text{mol H}_2\text{O/mol H}_2\text{SO}_4)$	$-\Delta H_2(298.15\text{K})(\text{KJmol}^{-1} \text{H}_2\text{SO}_4)$
0.5	15.73
1	28.07
1.5	36.90
2	41.92
5	58.03
10	67.03
20	71.50
50	73.35
100	73.97
1.000	78.58
10.000	87.07
100.000	93.64
∞	96.19

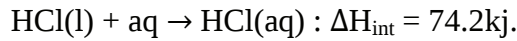


ຄວາມຮ້ອນອິນທິກລັດຂອງທາດລະລາຍ H_2SO_4 ໃນນໍ້າ ຄວາມຊັນຂອງກຳລັງທີ່

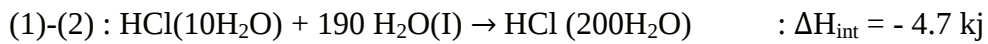
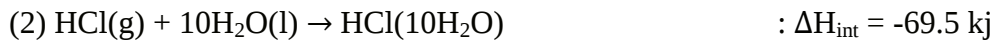
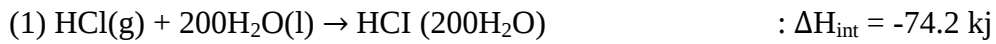
$$\frac{n_1}{n_2} = 1.0 (\text{Equimolar solution})$$

ຈະໃຫ້ $\Delta H_1 = -17.00 \text{ KJmol}^{-1}$

ຖ້າຕື່ມນໍ້າລົງໄປຈົນສາມາດລະລາຍເຈືອຈາງເຖິງຈຸດທີ່ເຮັດໃຫ້ເຈືອຈາງກວ່ານີ້ຈະບໍ່ມີຜົນທາງຄວາມຮ້ອນ ອີກຕໍ່ໄປນັ້ນຈະຂຽນຄຳວ່າ “aq”(aq=aqueous) ແທນນໍ້າຈຳນວນຫຼາຍເຊັ່ນ:

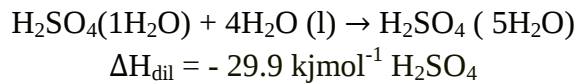


ໃນການເຮັດໃຫ້ທາດລະລາຍທີ່ມີຢູ່ແລ້ວໃຫ້ເຈືອຈາງ ຜົນຕ່າງລະຫວ່າງຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລທີ່ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ ສະເພາະ 2 ຄ່າເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຈືອຈາງ (heat of dilution, ΔH_{int}) ເຊັ່ນ: ຖ້າຕື່ມນ້ຳລົງໃນທາດ ລະລາຍກົດເກືອຈາກ $\text{HCl}(10\text{H}_2\text{O})$ ເປັນ $\text{HCl}(200\text{H}_2\text{O})$ Hess ຄິດໄລ່ຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງການເຈືອຈາງໄດ້ດັ່ງນີ້:



ດັ່ງນັ້ນ f ໃນການເຮັດໃຫ້ທາດລະລາຍດັ່ງກ່າວເຈືອຈາງ ຄວາມຮ້ອນຈະຖືກຍ່ອຍອອກມາ - 1ໃຫ້ kJ ຖ້າພິຈາລະນາ ຄ່າ ΔH_s (ຫຼື ΔH_{int}) ໃນຕາຕະລາງທີ 7.4 ສາມາດຫາຄວາມຮ້ອນຂອງທາດເຈືອຈາງໄດ້ເຊັ່ນ:

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{n_1}{n_2} = 1.0 \right) &\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{n_1}{n_2} = 5.0 \right) \\ \Delta H_{\text{dil}} &= -58.03 - (-28.07) = -29.96 \text{ kJmol}^{-1} : \text{H}_2\text{SO}_4 \\ &\text{ຫຼື} \end{aligned}$$



ດັ່ງນັ້ນ, ຖ້າຮູ້ຄ່າຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລຂອງທາດລະລາຍ(ເຊັ່ນ: ຄ່າຈາກຕາຕະລາງ 7.4) ກໍ່ສາມາດຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງການຈືດຈາງໄດ້ໂດຍໃສ່ຫຼັກການຄຳນວນດັ່ງກ່າວແລ້ວ.

2) ດິບເຝີເລັນຊຽນ (Differential heat of solution)

ຫມາຍເຖິງ ຄວາມຮ້ອນທີ່ຖ່າຍເທເມື່ອຕື່ມຕົວຖືກລະລາຍ 1ໂມນລົງໃນທາດລະລາຍ ທີ່ມີປະລິມານຫຼາຍ ພໍຈົນກະທັ້ງການເຕີມນີ້ເກືອບຈະບໍ່ເຮັດໃຫ້ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງສານລະລາຍປ່ຽນໄປ ຄວາມຮ້ອນດິບເຝີ ເລນຊຽນຂອງສານລະລາຍຂຶ້ນຢູ່ກັບຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງສານລະລາຍຄວາມຮ້ອນຊະນິດນີ້ບໍ່ສາມາດວັດໄດ້ໂດຍກົງແຕ່ສາມາດຄຳນວນໄດ້ຈາກຂໍ້ມູນກ່ຽວກັບຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລຂອງທາດລະລາຍຄວາມຮ້ອນທີ່ມີຜົນຕ່າງການເກີດທາດລະລາຍເຂັ້ມຂຸ້ນ m (molar) ເຊິ່ງປະກອບດ້ວຍຕົວຖືກທຳລາຍ 1000g m ຄື ΔH ໃນທີ່ນີ້ ΔH ຄືຄວາມຮ້ອນອິນເຕີກາລຂອງທາດລະລາຍຕໍ່ໂມນ ຂອງຕົວຖືກລະລາຍ ຖ້າຂຽນເປັນກາຟລະຫວ່າງ ΔH ນີ້ ກັບຈຳນວນໂມນຂອງຕົວຖືກລະລາຍ(m) ຄວາມຊັນຂອງກາຟທີ່ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນໃດໆ, $d(m \Delta H)$ ຄືຄວາມຮ້ອນດິບເຝີເລນຊຽນຂອງທາດລະລາຍທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນນັ້ນໆສົມມຸດວ່າເຮົາວັດການປ່ຽນແປງເອນທາລປີ ຂອງ H_2SO_4 ທີ່ເກີດຈາກການເຕີມ H_2SO_4 ລົງໃນທາດລະລາຍໃນ H_2SO_4 ແລະ H_2O ທີ່ມີອົງປະກອບທີ່ ແນ່ນອນຄ່າຫນຶ່ງສົມມຸດວ່າ n_1 ໂມນຂອງ H_2O ແລະ n_1 ໂມນຂອງ H_2SO_4 ໃຫ້ການປ່ຽນແປງເອນທາລປີ ດັ່ງກ່າວແທນດ້ວຍ ΔH_2 ເຊິ່ງຂຶ້ນຢູ່ກັບອົງປະກອບສະເພາະ.

ດັ່ງນັ້ນ, ຈຶ່ງຂຽນເປັນຟັງຊັນຂອງ n_1 ແລະ n_2 ໄດ້ເປັນ $\Delta H_2(n_1, n_2)$ ປະລິມານນີ້ເອີ້ນວ່າ: ຄວາມຮ້ອນດິບເຝີເລນຂອງທາດລະລາຍ H_2SO_4 ແລະ H_2O ໂດຍບໍ່ໃຫ້ອົງປະກອບຂອງທາດປ່ຽນແປງ.

ດັ່ງນັ້ນ, ເຮົາຈຶ່ງໃຫ້ນິຍາມຂອງດິບເຝີເລນ ຄ່າຄວາມຮ້ອນດິບເຝີເລນຊຽນຂອງສານລະລາຍໃນທາງຄະນິດສາດເປັນລິມິດຂອງ $\Delta H/\Delta n_2$ ທີ່ n_1 ຄົງທີ່ຂະນະທີ່ Δn_2 ເຂົ້າໃກ້ສູນ($\Delta n_2 \rightarrow 0$)ດັ່ງນັ້ນ:

$$\Delta H_2 = \lim_{\Delta n_2 \rightarrow 0} \left(\frac{\Delta H}{\Delta n_2} \right)_{n_1} = \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial n_2} \right)_{n_1} \dots \dots \dots (3)$$

ຈາກຄວາມສຳພັນໃນສົມຜົນ(7.5) ສາມາດຂຽນ ΔH_1 ໃນຮູບຂອງຄ່າປະສົມອະນຸພັນ (differential)

ໃນທຳນອງດຽວກັນຖ້າເກີດເກີດ n_1 ໂມນແລະໃຫ້ n_2 ຄົງທີ່.

$$\Delta H_2 = \lim_{n_2 \rightarrow 0} \left(\frac{\Delta H}{n_2} \right) n_2 = \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial n_2} \right) n_1 \dots \dots \dots (4)$$

ຄວາມຮ້ອນອິນທິກາລຂອງທາດລະລາຍ ແລະ ຄວາມຮ້ອນດູເຊິງຂອງທາດລະລາຍມີຄວາມສຳພັນກັນດັ່ງນີ້:

ເນື່ອງຈາກຄວາມຮ້ອນອິນທິກາລຂອງທາດລະລາຍ ΔH_s ຂຶ້ນຢູ່ກັບຈຳນວນໂມນຂອງອົງປະກອບຄື: n_1 ແລະ n_2 ຈຶ່ງຂຽນໄດ້ເປັນ

$$\Delta H_s = \Delta H_s(n_1, n_2) \dots \dots \dots (5)$$

ສຳລັບການປ່ຽນແປງທີ່ອຸນຫະພູມແລະຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່

$$D(\Delta H_s) = \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial n_1} \right) n_1 d n_1 + \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial n_2} \right) n_2 d n_2 \dots \dots \dots (6)$$

ນຳຄ່າ ΔH_1 ແລະ ΔH_2 ຈາກສົມຜົນ(4), (5) ແລະ (6)

$$\Delta H_s = \Delta H_1 d n_1 + \Delta H_2 d n_2 \dots \dots \dots (7)$$

ເມື່ອອິນທິກາລ ທີ່ອົງປະກອບຄົງທີ່ ΔH_1 ແລະ ΔH_2 ຄົງທີ່ຈະໄດ້ສົມຜົນທີ (8)

$$\Delta H_s = \Delta H_1 n_1 + \Delta H_2 n_2 \dots \dots \dots (9)$$

ຈາກສົມຜົນທີ 10 ຄຳຕ່າງໆມີຄວາມໝາຍດັ່ງນີ້:

ΔH_s ແມ່ນຄວາມຮ້ອນອິນທິກາລຂອງທາດລະລາຍ

$\Delta H_1, \Delta H_2$ ແມ່ນຄວາມຮ້ອນດິບເລນຊຽນຂອງທາດລະລາຍ

(ຫຼື ອາດເອີ້ນວ່າ: (partialmolarenthalpy) n_1, n_2 ຄືຈຳນວນໂມນຂອງຕົວທຳລາຍ ແລະ ຕົວຖືກລະລາຍຕາມລຳດັບ.

ການຫາຄ່າ ΔH_1 ແລະ ΔH_2 ຫາໄດ້ຈາກຄ່າຄວາມຊັນຂອງກາຟທີ່ໄດ້ຈາກການຂຽນກາຟລະຫວ່າງຄ່າ ΔH_s ກັບ n_1/n_2 ແລະ ΔH_s ກັບ n_2/n_1 ຕາມລຳດັບກາຟໃນຮູບ7.3 ແມ່ນໄດ້ຈາກການຂຽນກາຟລະຫວ່າງ ΔH_s ກັບ n_1/n_2 ຄ່າຄວາມຊັນທີ່

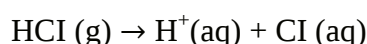
$$n_1/n_2 = 100 \text{ (equimolar solution)} = -28.07 = (-17.00)(1.00) + \Delta H_2$$

$$\Delta H_2 = -11.07 \text{ KJmol}^{-1}$$

(ຄ່າ ΔH_2 ໃນຕາຕະລາງມີຫົວຫນ່ວຍເປັນ ກິໂລຢູນ (kj) ຕໍ່ໂມນ (mol) ຂອງ H_2SO_4 ແຕ່ມີ H_2SO_4 n_2 ໂມນ ຄ່າຕໍ່ໂມນຈຶ່ງ ເອົາ n_2 ຫານຕະຫຼອດ)

3) ຄວາມຮ້ອນມາດຕະຖານຂອງການເກີດໄອອອນ(standard Heat of Formation of ions)

ໃນທາດລະລາຍທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວທຳລາຍໃນຫົວຂໍ້ VII ທີ່ກ່າວມາແລ້ວກ່ຽວກັບຄວາມຮ້ອນ ມາດຕະຖານຂອງການເກີດສານນັ້ນທີ່ກ່ຽວຂ້ອງໃນປະຕິກິລິຍາຈະຢູ່ໃນສະພາວະແຂງ, ຂອງແຫຼວ ຫຼື ກາສ ໃນຫົວຂໍ້ນີ້ຈະພິຈາລະນາເມື່ອທາດລະລາຍເຂົ້າມາກ່ຽວຂ້ອງ ແລະ ໃນປະຕິກິລິຍາຈະກ່ຽວຂ້ອງກັບໄອອອນໃນທາດລະລາຍທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວທຳລາຍທີ່ເປັນທາດລະລາຍເຈືອຈາງ ຫຼື ກ່າວວ່າເປັນທາດລະລາຍເຈືອ N ຕາຕະລາງຄ່າ ΔH_f° ຂອງໄອອອນຄ່າຄວາມຮ້ອນມາດຕະຖານຂອງການເກີດສານນີ້ ສາມາດໃຊ້ຄຳນວນຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບໄອອອນໃນສານລະລາຍທີ່ເຈືອຈາງຫຼາຍໄດ້ໃຫ້ພິຈາລະນາປະຕິກິລິຍາເມື່ອ $HCl(g)$ 1ໂມນ ລະລາຍໃນນໍ້າຈຳນວນຫຼາຍເມື່ອເປັນສານລະລາຍຈະແຕກຕົວໃຫ້ ໄຮເດດໄຮໂດຣເຈນໄອອອນ(Hydrated H^+) ຫຼື H_3O^+) ແລະ Cl^- ປະຕິກິລິຍາໄດ້ດັ່ງນີ້:



ຈາກປະຕິກິລິຍານີ້ຈະໃຫ້ຄວາມຮ້ອນອອກມາ 75.14 KJ ທີ່ອຸນຫະພູມ 25°C ຫຼື ($\Delta H^\circ = -75.14 \text{ KJ}$)

ຄວາມສຳພັນ: $\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{Products}) - \Delta H_f^\circ(\text{reactants})$

$= \Delta H_f^\circ \{ \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \} - \Delta H_f^\circ \text{HCl}(\text{g})$ ໃນທີ່ນີ້ $\Delta H^\circ = -75.14 \text{ KJ}$

$\Delta H_f^\circ \text{HCl}(\text{g}) = -92.91 \text{ KJ}$ (ຈາກຕາຕະລາງ 7.2)

$\Delta H_f^\circ \{ \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \} = -75.14 + (-92.31) \text{ KJ}$
 $= -167.45 \text{ KJ}$

ໂດຍວິທີດຽວກັນ ຖ້າຮູ້ວ່າຄວາມຮ້ອນຂອງທາດລະລາຍຂອງ KCl ເທົ່າກັບ 17.18 KJ ທີ່ 25°C ແລະ ΔH_f° ຂອງ KCl(s) ເທົ່າກັບ -435.87 kJ ຈາກຂໍ້ມູນນີ້ວ່າ:

$\text{KCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \quad : \quad \Delta H^\circ = -75.14 \text{ KJ}$

$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ \{ \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \} - \Delta H_f^\circ \text{KCl}(\text{s})$

$\Delta H_f^\circ \{ \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \} = \Delta H^\circ + \Delta H_f^\circ \text{KCl}(\text{s})$

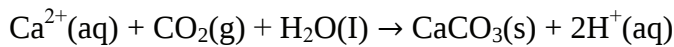
$= 17.18 + (-435.87) \text{ KJ}$

$= 418.69 \text{ KJ}$

ຕາຕະລາງທີ 6.4 ຄວາມຮ້ອນມາດຕະຖານຂອງການເກີດໄອອອນໃນທາດລະລາຍ
ທີ່ມີນ້ຳເປັນຕົວທຳລາຍ ທີ່ 25°C

ໄອອອນ	$\Delta H_f^\circ (\text{KJ mol}^{-1})$	ໄອອອນ	$\Delta H_f^\circ (\text{KJ mol}^{-1})$
H^+	0.00	NH_4^+	-132.80
H_3O^+	-285.85	Li^+	-278.44
OH^-	-229.95	Na^+	-239.66
F^-	-329.11	K^+	-251.21
Cl^-	-167.44	Mg^{2+}	-461.95
Br^-	-120.92	Ca^{2+}	-542.96
I^-	-55.94	Be^{2+}	-389.00
S_2^-	+41.8	Cu^{2+}	+64.39
H_2SO_4^-	-885.75	Zn^{2+}	-152.42
SO_4^{2-}	-907.51	Pb^{2+}	+1.63
ClO_2^-	-69.0	Ag^{2+}	+105.90
ClO_3^-	-98.3	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	-111.80
ClO_4^-	-131.42	$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	+363.6
HCO_3^-	-691.11	Mn^{2+}	-218.8
CO_3^{2-}	-676.26	MnO_4^-	-518.4
CH_3COO^-	-488.86	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	-1460.6
NO_3^-	-206.56	CrO_4^{2-}	-894.33

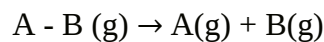
ໂດຍອາໄສຄ່າ ΔH_f° ໃນຕາຕະລາງ 6.3 ແລະ ຕາຕະລາງ 6.4 ສາມາດຄິດໄລ່ຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິເມື່ອ CaCO_3 ຕົກລົງຈາກຈາກທາດລະລາຍເມື່ອເຕີມກາສຄາບອນໄດອອກໄຊລິງໃນທາດລະລາຍທີ່ມີນ້ຳເປັນຕົວທຳລາຍຂອງໄອອອນ Ca^{2+} ທີ່ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕໍ່ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນ ຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:



$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= 2\Delta H_f^\circ \text{H}^+(\text{aq}) + \Delta H_f^\circ \text{CaCO}_3(\text{s}) - \Delta H_f^\circ \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) - \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \\ &= 2(0) + (-1206.87) - (-393.51) - (-285.83) \text{KJ} \\ &= 17.43 \text{K J}\end{aligned}$$

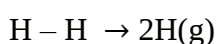
9. ພະລັງງານພັນທະ(Bond Energy ຫຼື Bond Enthalpy)

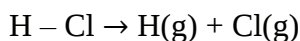
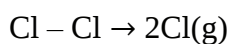
ການເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີ ຈະມີການທຳລາຍ ແລະ ສ້າງພັນທະລະຫວ່າງສານທີ່ເຂົ້າເຮັດປະຕິກິລິຍາກັນສະນັ້ນ, ເຮົາອາດພິຈາລະນາໄດ້ວ່າຄວາມຮ້ອນທີ່ຖ່າຍເທຍ່ອມກ່ຽວຂ້ອງກັບພະລັງງານທີ່ໃຊ້ໃນການທຳລາຍພັນທະ ແລະ ພະລັງງານທີ່ຖືກຄາຍອອກມາເມື່ອມີພັນທະໃໝ່ເກີດຂຶ້ນໃນການພິຈາລະນາຈະຕ້ອງກ່າວເຖິງພະລັງງານພັນທະ ຫຼື ເອນທາລປີພັນທະ(bond enthalpy) ຖ້າພິຈາລະນາປະຕິກິລິຍາ ເຊິ່ງມີການທຳລາຍ ພັນທະ A-B ໃຫ້ແຕກອອກເປັນອາຕອມ A ແລະ B ດັ່ງນີ້:



- 1) ຄ່າພະລັງງານທີ່ປ່ຽນໄປທີ່ສູນອົງສາສີມບູນ (Absolute zero, 0 K). Δ
- 2) ຄ່າເອນທາລປີທີ່ປ່ຽນໄປທີ່ສູນອົງສາສີມບູນ, ΔH°_0
- 3) ຄ່າເອນທາລປີທີ່ປ່ຽນໄປທີ່ 298.15K, ΔH°_{298}
 - ນິຍາມ: ແບບທີ (1) ແລະ ແບບທີ (2) ມີປະໂຫຍດຫຼາຍໃນການພິຈາລະນາໂຄງສ້າງຂອງໂມເລກຸນ.
 - ນິຍາມ: ແບບທີ (3) ນິຍົມໃຊ້ກັນເນື່ອງຈາກສະດວກ ແລະ ເປັນຄ່າທີ່ເຮົາວັດໄດ້. ດັ່ງນັ້ນ, ຈຶ່ງຄວນເອີ້ນວ່າ: ເອນທາລປີພັນທະ (Bond enthalpy) ຫຼາຍກວ່າພະລັງງານພັນທະ (Bond energy). ເຖິງຢ່າງໃດກໍ່ຕາມໃນປັດຈຸບັນຍັງນິຍົມໃຊ້ທັງ 2 ຄ່າ.
 - **ເອນທາລປີພັນທະ ຄື:** ພະລັງງານເພື່ອເຮັດໃຫ້ພັນທະເຄມີຂອງໂມເລກຸນທີ່ເປັນກາສໃຫ້ແຕກອອກເປັນອາຕອມທີ່ເປັນກາງໃນພາວະກາສ ຫຼື ອະນຸພາກທີ່ເປັນກ້າສ(Gaseous radical) ໃນເລື່ອງກ່ຽວກັບພະລັງງານພັນທະມີຄ່າກ່ຽວຂ້ອງ 2 ຄ່າຄື: ພະລັງງານສະຫຼາຍພັນທະ(Dissociation bond energy) ເຊິ່ງຫມາຍເຖິງ: ພະລັງງານທີ່ທຳລາຍພັນທະຊະນິດນັ້ນໆໃນໂມເລກຸນທີ່ເຮົາເຈາະຈົງລົງໄປ. ອີກຊະນິດໜຶ່ງເອີ້ນວ່າ: ພະລັງງານພັນທະສະເລ່ຍ(Average bond energy) ຫມາຍເຖິງ: ຄ່າພະລັງງານສະເລ່ຍທີ່ໃຊ້ທຳລາຍພັນທະລະຫວ່າງອາຕອມຄູ່ໜຶ່ງໆບໍ່ວ່າຈະຢູ່ໃນໂມເລກຸນໃດໆ.

ພະລັງງານພັນທະທີ່ກ່າວເຖິງທົ່ວໄປໃນບົດນີ້ຄື: ພະລັງງານພັນທະສະເລ່ຍນັ້ນເອງພະລັງງານພັນທະສະເລ່ຍດັ່ງກ່າວ ເປັນກໍລະນີສະເພາະພັນທະ C-H ໃນ CH_4 ເຊິ່ງມີຄ່າເທົ່າ 416 kJ mol^{-1} ເຖິງຢ່າງໃດກໍ່ຕາມພະລັງງານສະເລ່ຍຂອງພັນທະຂອງ C-H ໃນທາດແຕ່ລະຊະນິດຈະບໍ່ເທົ່າກັນຄື: ຈະບໍ່ເທົ່າກັບ 416 kJ mol^{-1} ແຕ່ກໍ່ຢູ່ໃນ ຊ່ວງ $\pm 10 \text{ kJ mol}^{-1}$ ຂອງຄ່ານີ້ຄ່າພະລັງງານພັນທະສະເລ່ຍຂອງພັນທະ C-H ບໍ່ໄດ້ໃຊ້ຄ່າຈາກ CH_4 ຢ່າງດຽວແຕ່ໃຊ້ ຄ່າທີ່ໄດ້ຈາກເອນທາລປີ(C_2H_6) , ໂປຼເພນ(C_3H_8) ແລະ ທາດອື່ນໆນຳຄ່າສະເລ່ຍທີ່ໃຊ້ຄື 413 kJ mol^{-1} (ຫຼື 99 kcal mol^{-1}) ສຳລັບໂມເລກຸນທີ່ມີ 2 ອາຕອມ (diatomic molecules)ເຊັ່ນ: O_2 , H_2 ຫຼື HCl ພະລັງງານພັນທະຄືພະລັງງານທີ່ຕ້ອງໃຊ້ເພື່ອເຮັດໃຫ້ໂມເລກຸນເຫຼົ່ານີ້ສະລາຍຕົວເປັນອາຕອມທີ່ເປັນກາງໃນສະຖານະກາສດັ່ງນີ້:





ພະລັງງານທີ່ໃຊ້ໃນກໍລະນີດັ່ງກ່າວອາດເອີ້ນວ່າ:ພະລັງງານການເກີດອາຕອມ(atomization energy) ຫຼື ເອນທາລປີຂອງການເກີດອາຕອມ(Enthalpy of atomization) ທາດບາງທາດມີຄ່າພະລັງງານການເກີດອາຕອມ ດັ່ງຕາຕະລາງທີ 6.6

ຕາຕະລາງທີ 6.6 ເອນທາລປີມາດຕະຖານການເກີດອາຕອມຂອງທາດບາງຊະນິດ
(Standard Enthalpies of Atomization of elements)

ທາດ	$\Delta H^\circ_{298}(\text{KJ})$	ທາດ	$\Delta H^\circ_{298}(\text{KJ})$
H	217.97	N	472.70
O	249.17	P	314.6
F	78.99	C	716.68
Cl	121.68	Si	455.6
Br	111.88	Hg	60.84
I	106.84	Ni	425.14
S	278.81	Fe	404.5

ພະລັງງານພັນທະສະເລ່ຍປະເພດພັນທະດ່ຽວ,ພັນທະຄູ່ ແລະ ພັນທະສາມ(kJ mol^{-1})

ພັນທະສາມ	ΔH°	ພັນທະຄູ່	ΔH°	ພັນທະດ່ຽວ	ΔH°	ພັນທະດ່ຽວ	ΔH°
$\text{N} \equiv \text{N}$	946	$\text{H}_2 = \text{CH}_2$	682	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}$	368	$\text{H}_3\text{C}-\text{H}$	435
$\text{HC} \equiv \text{CH}$	962	$\text{H}_2\text{C}=\text{O}$	732	$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$	243	$\text{H}_2\text{N}-\text{H}$	431
$\text{HC} \equiv \text{N}$	937	$\text{O}=\text{O}$	498	$\text{HO}-\text{OH}$	213	$\text{HO}-\text{H}$	498
		(bond in O_2)		$\text{F}-\text{F}$	159	$\text{F}-\text{H}$	569
		$\text{HN}=\text{O}$	481	$\text{H}_3\text{C}-\text{Cl}$	349	$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$	331
		$\text{HN}=\text{NH}$	456	$\text{H}_2\text{N}-\text{Cl}$	251	$\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$	381
		$\text{H}_2\text{C}=\text{NH}$	644	$\text{HO}-\text{Cl}$	251	$\text{H}_3\text{C}-\text{F}$	452
				$\text{F}-\text{Cl}$	255	$\text{H}_3\text{C}-\text{I}$	234

ຄ່າພະລັງງານພັນທະດັ່ງກ່າວສາມາດນຳໄປຄິດໄລ່ຫາເອນທາລປີຂອງການເກີດສານ(ΔH_f°)ຂອງ ປະຕິກິລິຍາໄດ້ຈາກຄ່າພະລັງງານພັນທະທີ່ຮູ້ຄ່າແລ້ວ ແລະ ຈາກຄ່າ(ΔH_f°)ທີ່ໄດ້ຈາກການທົດລອງສາມາດນຳໄປ ຄິດໄລ່ຫາຄ່າພະລັງງານພັນທະຄູ່ອາຕອມອື່ນໆໄດ້ດັ່ງຕົວຢ່າງຕໍ່ໄປນີ້:

ຕົວຢ່າງ: ຈົ່ງຄິດໄລ່ ΔH_f° ຂອງ $\text{NH}_3(\text{g})$ ໂດຍໃຊ້ຂໍ້ມູນຈາກຕາຕະລາງທີ 7.6 ວິທີແກ້ ΔH_f° ຂອງ $\text{NH}_3(\text{g})$ ຫາໄດ້ ຈາກສົມຜົນ



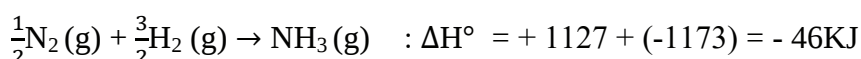
ໃນປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວຈະຕ້ອງມີສານລະລາຍພັນທະໃນ N_2 ແລະ H_2 ກ່ອນແລ້ວຈຶ່ງເກີດການສ້າງພັນທະໃນ NH_3 ΔH° ໃນປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວຄື: ΔH_f° ນັ້ນເອງພະລັງງານການສະຫລາຍພັນທະ(bond breaking): ΔH° ມີຄ່າບວກຄື:

$$\frac{1}{2} E(N \equiv N) = \frac{1}{2} \times 946 = 473 \text{ KJ}$$

$$\frac{3}{2} E(H - H) = \frac{3}{2} \times 436 = 654 \text{ KJ}$$

ໃນການສະຫລາຍພັນທະ: $\Delta H^\circ = 473 + 654 = 1127 \text{ kJ}$ ພະລັງງານໃນການສ້າງພັນທະ(bond making): ΔH° ມີຄ່າເປັນລົບຄື: $3E(N-H) = -3 \times 391 = -1173 \text{ KJ}$

ດັ່ງນັ້ນ, ໃນປະຕິກິລິຍາ

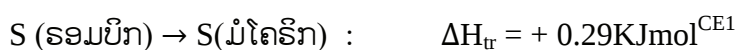
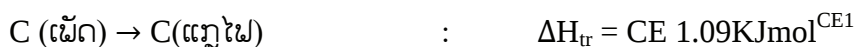


ດັ່ງນັ້ນ, : ΔH_f° ຂອງ $NH_3(g) = -46 \text{ KJmol}^{-1}$

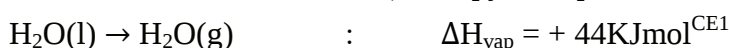
9.1 ເອນທາລປີຂອງການປ່ຽນພາວະ

ໃນການປ່ຽນແປງເອນທາລປີ ΔH ໃນທາງເຄມີມີຊື່ເອີ້ນສະເພາະປະຕິກິລິຍາເຊັ່ນ: ເອນທາລປີຂອງການເກີດທາດ, ເອນທາລປີຂອງການເຜົາໄຫມ້ ແລະ ເອນທາລປີຂອງການເຈືອຈາງ ເປັນຕົ້ນໃນການປ່ຽນແປງສະຖານະຂອງທາດທີ່ມີການປ່ຽນແປງຄ່າເອນທາລປີເຊັ່ນກັນເອີ້ນວ່າ: ເອນທາລປີຂອງການປ່ຽນແປງສະຖານະ ເຝິກນິຍົມເອີ້ນອີກຊື່ໜຶ່ງວ່າ: ຄວາມຮ້ອນແຝງ (latent heat) ໂດຍທົ່ວໄປມັກລະບຸລົງໄປວ່າເປັນຄວາມຮ້ອນສໍາລັບການປ່ຽນແປງຊະນິດໃດເຊັ່ນ:

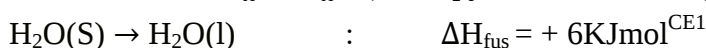
- ເອນທາລປີຂອງການປ່ຽນຮູບ (enthalpy of transformation, ΔH_{tr}) ເຊັ່ນ:



- ເອນທາລປີຂອງການກາຍເປັນອາຍ (enthalpy of vaporization, ΔH_{vap}) ເຊັ່ນ:



- ຄວາມຮ້ອນຂອງການຫຼອມແຫຼວ (enthalpy of fusion, ΔH_{fus}) ເຊັ່ນ:



- ຄວາມຮ້ອນຂອງການລະເຫີດ enthalpy of sublimation, ΔH_{sub}) ເຊິ່ງຂຽນໃນຮູບແບບຂອງຄວາມສໍາພັນໄດ້ດັ່ງນີ້: (ທຸກຄ່າວັດທີ່ອຸນຫະພູມດຽວກັນ).

$$\Delta H_{sub} = \Delta H_{fus} + \Delta H_{vap}$$

9.2 ການປ່ຽນແປງຄ່າເອນທາລປີຂອງປະຕິກິລິຍາກັບອຸນຫະພູມ

ເພື່ອຊອກຫາປະລິມານການຖ່າຍເທຄວາມຮ້ອນເຂົ້າ ຫຼື ອອກຈາກລະບົບໃນປະຕິກິລິຍາທີ່ຄວາມໜັ້ນຄົງທີ່ ຫຼື ການປ່ຽນແປງຄ່າເອນທາລປີຂອງປະຕິກິລິຍາກັບອຸນຫະພູມເຝິກນິຍົມວັດແທກໄດ້. ດັ່ງນັ້ນ, ເອນທາລປີຂອງປະຕິກິລິຍາກັບອຸນຫະພູມແມ່ນຜົນລົບລະຫວ່າງເອນທາລປີຂອງຜະລິດຕະພັນກັບເອນທາລປີຂອງທາດ ຕັ້ງຕົ້ນ.

$$\Delta H = H_{(\text{ຜະລິດຕະພັນ})} - H_{(\text{ທາດຕັ້ງຕົ້ນ})}$$

ຄ່າການປ່ຽນແປງເອນທາລປີ ΔH ໃນປະຕິກິລິຍາສ່ວນຫຼາຍວັດແທກທີ່ອຸນຫະພູມ 298.15 K ຕາຕະລາງຄ່າ ΔH ສ່ວນຫຼາຍມີຢູ່ຈຶ່ງເປັນຄ່າສໍາລັບການເກີດປະຕິກິລິຍາທີ່ອຸນຫະພູມນີ້ໃນບາງຄັ້ງເຮົາສົນໃຈປະຕິກິລິຍາທີ່ອຸນຫະພູມອື່ນໆເຊິ່ງຄ່າ ΔH ຈະປ່ຽນໄປເມື່ອອຸນຫະພູມປ່ຽນໄປໃນກໍລະນີຕ້ອງການຮູ້ຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ(heat capacity) ຂອງສານປະກອບທີ່ກ່ຽວຂ້ອງເພາະວ່າ:

$$\Delta H = H \text{ ແມ່ນຜົນປະຕິກິລິຍາ} - H \text{ ແມ່ນຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ} \dots\dots\dots (11)$$

ເມື່ອເຮັດອຸນຫະພູມທຽບກັບອຸນຫະພູມ (T) ໂດຍໃຫ້ຄວາມຫມັ້ນຄົງທີ່ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\left(\frac{\partial(\Delta H)}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial H_{\text{products}}}{\partial T}\right)_p \text{CE} \left(\frac{\partial H_{\text{reactants}}}{\partial T}\right)_p \dots\dots\dots (12)$$

ເນື່ອງຈາກການປ່ຽນເອນທາລປີທີ່ທຽບກັບອຸນຫະພູມເມື່ອຄວາມດັນຄົງທີ່ຄື:ຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນ(heat capacity) ທີ່ຄວາມດັນຄົງທີ່ນັ້ນເອງດັ່ງນັ້ນສົມຜົນທີ(7.14)ຈະໄດ້ເປັນ

$$\begin{aligned} \left(\frac{\partial(\Delta H)}{\partial T}\right)_p &= C_p(\text{products}) \text{CE} C_p(\text{reactants}) \dots\dots\dots (13) \\ &= \Delta C_p \end{aligned}$$

$$\text{ຫຼື } d(\Delta H) = \Delta C_p \, Dt$$

ຖ້າຊ່ວງອຸນຫະພູມມີຄ່າຫນ້ອຍບໍ່ແຕກຕ່າງກັນຫຼາຍຄ່າ ΔC_p ຈະມີຄ່າຄົງທີ່ເມື່ອເຮົາສັງເກດສົມຜົນທີ່ (7.13) ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p(T_2 - T_1) \dots\dots\dots (14)$$

: ΔH_1 ຄືການປ່ຽນແປງເອນທາລປີທີ່ອຸນຫະພູມ T_1

- ΔH_2 ຄືການປ່ຽນແປງເອນທາລປີທີ່ອຸນຫະພູມ T_2

$$\Delta C_p = \sum C_p(\text{products}) - \sum C_p(\text{reactants})$$

ຖ້າໃນກໍລະນີ ΔC_p ບໍ່ຄົງທີ່ໃນຊ່ວງທີ່ອຸນຫະພູມທີ່ສຶກສາເມື່ອເຮົາໃຊ້ວິທີການສັງເກດຈະໄດ້ ດັ່ງນີ້:

$$\Delta H_2 \text{CE} \Delta H_1 = \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p \, DT \dots\dots\dots (15)$$

$C_p = a + bT + cT^2 + \dots\dots$ ຄ່າ a, b, c ເປັນຄ່າຄົງຕົວສໍາລັບທາດແຕ່ລະຊະນິດ ຄ່າຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງກາສບາງຊະນິດທີ່ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດດັ່ງຕາຕາລາງທີ 7.7 ຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງກາສບາງຊະນິດທີ່ຄວາມດັນ 1 ບັນຍາກາດທີ່ອຸນຫະພູມ 273 ເຖິງອຸນຫະພູມ 1500 K.

$$C_p = a + bT + cT^2 \text{ (ຄ່າ } C_p \text{ ມີຫົວຫນ່ວຍເປັນ } \text{Jmol}^{\text{CE1}} \text{K}^{\text{CE1}})$$

ກ້າສ	a x 10	b x 10 ³	c x 10 ⁷
H ₂	29.07	CE 0.836	20.1
O ₂	25.72	12.98	CE 38.6
Cl ₂	31.70	10.14	CE 2.72
Br ₂	35.24	4.075	CE 14.9
N ₂	27.30	5.23	CE 0.04
CO	26.86	6.97	CE 8.20
HCl	28.17	1.82	15.5
HBr	27.52	4.00	6.61
H ₂ O	30.36	9.61	11.8
CO ₂	26.00	43.5	CE 148.3
Benzene	CE1.18	32.6	CE 11.00
nCEhexane	30.6	438.9	CE 1355
CH ₄	14.15	75.5	CE 180.0

ຜູ້ທີ່ສຶກສາກ່ຽວກັບການປ່ຽນແປງເອນທາລປີເມື່ອອຸນຫະພູມປ່ຽນໄປເປັນຄົນທໍາອິດແມ່ນໃນປີ ຄ.ສ 1858 ຄື:G.R. Kirchhoff ເພິ່ນໄດ້ສະແດງຄວາມຄິດເຫັນວ່າອັດຕາການປ່ຽນແປງເອນທາລປີຂອງປະຕິກິລິຍາກັບ

ອຸນຫະພູມເມື່ອມີຄ່າກັບຜົນຕ່າງຂອງຄວາມຈຸຄວາມຮ້ອນຂອງຜົນປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຕົວປະຕິກິລິຍາ ຫຼື ຂຽນເປັນສູດໄດ້ດັ່ງນີ້:

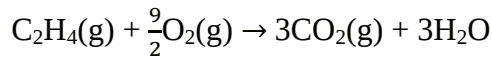
$$\frac{d(\Delta H)}{dT} = \Delta C_p$$

ສະຫຼຸບ:

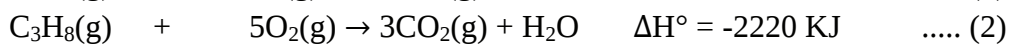
$$\begin{array}{ll} \Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p(T_2 - T_1) & \text{ເມື່ອ } C_p \text{ ຄົງທີ່} \\ \text{ຫຼື} \quad \Delta H_2 = \Delta H_1 + \int_{T_2}^{T_1} \Delta C_p dT & \text{ບໍ່ຄົງທີ່} \end{array}$$

ບົດເຝິກຫັດ

1. ຄວາມຮ້ອນເຄມີສຶກສາກ່ຽວກັບຫຍັງແມ່ນຫຍັງ ?
2. ເຄື່ອງ Calorimeter ມີຈັກປະເພດ? ຄືປະເພດໃດແດ່ ?
3. ຈົ່ງຂຽນສູດຄິດໄລ່ການວັດຄ່າຄວາມຮ້ອນມາເບິ່ງ ?
4. ຈົ່ງຊອກຫາ ΔH° ຂອງປະຕິກິລິຍາດັ່ງນີ້:



ກຳນົດໃຫ້:



5. ປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ມີການຖ່າຍເທພະລັງງານໃຫ້ສິ່ງແວດລ້ອມເອີ້ນວ່າປະຕິກິລິຍາໃດ ?
 - ກ. ປະຕິກິລິຍາດູດຄວາມຮ້ອນ
 - ຂ. ປະຕິກິລິຍາຄາຍຄວາມຮ້ອນ
 - ຄ. ປະຕິກິລິຍາອອກຊີເດຊັນ
 - ງ. ປະຕິກິລິຍາການເຜົາໄຫມ
6. ເອນທາລປີຫມາຍເຖິງຫຍັງ ?
7. ຈະຕ້ອງໃຊ້ພະລັງງານຈັກກິໂລເຄໂລຣີໃນການປ່ຽນແປງນ້ຳ 4kg ໃນອຸນຫະພູມ 40 ອົງສາເຊໃຫ້ກາຍເປັນນ້ຳອຸ່ນຫະພູມ 80 ອົງສາເຊ ?
8. ΔU ແລະ ΔH ມີຄວາມສຳຄັນແນວໃດ ?
9. ການຫາຄ່າຄວາມຮ້ອນຂອງປະຕິກິລິຍາໂດຍທາງອ້ອມແມ່ນອີງຕາມກົດເກນຂອງທ່ານໃດ ?
10. ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມເປັນຄວາມຮ້ອນແບບໃດ ?
11. ຄວາມຮ້ອນຂອງສານລະລາຍແມ່ນຫຍັງ ?
12. ຈົ່ງຄິດໄລ່ ΔH° ຂອງປະຕິກິລິຍາ $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ ກຳນົດໃຫ້ຄວາມຮ້ອນຂອງການເຜົາໄຫມຂອງ $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$, $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ ເທົ່າກັບ -1411, -285 ແລະ -1560 KJmol^{-1} ຕາມລຳດັບ ?
13. ໃນສົມຜົນ $\text{A}_2(\text{g}) + \text{B}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{AB}(\text{g})$ ຖ້າພະລັງງານທຳລາຍພັນທະຂອງ

$$\text{A}_2 = 436\text{KJ}$$

$$\text{B}_2 = 242\text{KJ}$$
 ແລະ ພະລັງງານໃນການທຳລາຍພັນທະຂອງ A-B = 431KJ. ໃນ ປະຕິກິລິຍາຂ້າງເທິງຈະມີການປ່ຽນແປງປະລິມານຄວາມຮ້ອນ ຂອງປະຕິກິລິຍາຈັກ KJ ?
14. ຕາມສົມຜົນຄວາມຮ້ອນເຄມີ $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + 297\text{KJ}$
 ຈົ່ງຄິດໄລ່ຄວາມຮ້ອນທີ່ແຜ່ອອກໃນແຕ່ລະກໍລະນີຈະມີເທົ່າໃດ?
 - ກ. ການຈູດມາດ 1kg
 - ຂ. ເມື່ອໄດ້ກາສຊຸນຝູເຮີ (SO_2) 1kg

ບົດທີ 7

ເຄມີໄຟຟ້າ(Electro chemistry)

ເວລາ 12 ຊົ່ວໂມງ

ຈຸດປະສົງ: ໃຫ້ນັກສຶກສາສາມາດ:

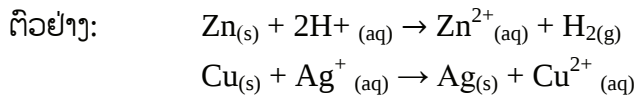
- ບອກເຊວອີເລັກໂທຣໄລຕ(Electrolytic Cell)ໄດ້.
- ອະທິບາຍການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ(Electrolysis)ໄດ້.
- ບອກເຊວວອນເທວິກ(Voltaic Cell) ຫຼື ເຊວແກລແວນິກ(Galvanic Cell)ໄດ້.
- ອະທິບາຍແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າ(Electro motive Force, EMF) ຫຼື ໂປຕັງຊຽນຂອງເຊວ(Cell potential) ໄດ້.
- ບອກໂປຕັງຊຽນຂົ້ວໄຟຟ້າ(Electrode potential)ໄດ້.
- ອະທິບາຍຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງໂປຕັງຊຽນມາດຕະຖານ ຂອງເຊວ (E^0 , Cell), ການປ່ຽນແປງ ພະລັງງານເສລີ ແລະ ມາດຕະຖານ(G^0)ໄດ້.
- ອະທິບາຍການພົວພັນລະຫວ່າງໂປຕັງຊຽນມາດຕະຖານຂອງເຊວ(E^0 , Cell) ກັບຄ່າດຸ່ນດ່ຽງທາງອຸນຫະພູມສາດໄດ້.
- ບອກຜົນຂອງຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕໍ່ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊວແກລແວນິກ
- ບອກເຊວຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ(Concentration Cell)ໄດ້.

1. ບົດນໍາ

ເຄມີໄຟຟ້າ ເປັນການສຶກສາຂະແໜງໜຶ່ງທີ່ຄົ້ນຄ້ວາກ່ຽວກັບຄຸນລັກສະນະຂອງສານລະລາຍອີເລັກໂທຣໄລຕ ໄລທ ແລະການເຄື່ອນທີ່ຂອງໄອອອນໃນສານລະລາຍເຮັດໃຫ້ມີປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ເກີດກະແສໄຟຟ້າ ຫຼື ກະແສ ໄຟຟ້າເຮັດໃຫ້ເກີດປະຕິກິລິຍາເຄມີໂດຍການຖ່າຍໂອນອີເລັກຕອນ ຫຼື ເວົ້າໄດ້ວ່າ ປະຕິກິລິຍາໄຟຟ້າເຄມີເປັນ ປະຕິກິລິຍາອອກຊີເດຊັນ-ຣີດັກຊັນ ໂດຍຕົວທໍາປະຕິກິລິຍາບໍ່ໄດ້ສໍາພັນກັນໂດຍກົງເອີ້ນວ່າ: ປະຕິກິລິຍາຣີ ດອກສ ຫຼື ປະຕິກິລິຍາເຄມີໄຟຟ້າ, ການຖ່າຍໂອນອີເລັກຕອນເກີດຂຶ້ນໄດ້ຢ່າງໃດ ແລະໃຫ້ພະລັງງານໃນຮູບແບບ ຂອງພະລັງງານໄຟຟ້າແນວໃດກໍຈະກ່າວເຖິງໃນບົດນີ້ ນອກນີ້ຍັງໄດ້ສຶກສາເຖິງເຊວໄຟຟ້າເຄມີເປັນປະເພດເຊວກັລ ວານິກ ແລະ ປະເພດເຊວອີເລັກໂທຣໄລຕ, ການປ່ຽນແປງຂອງລະບົບເຊວໄຟຟ້າເຄມີທັງສອງປະເພດມີຄວາມ ແຕກຕ່າງກັນຫຼືບໍ່, ນໍາໄປໃຊ້ປະໂຫຍດຕໍ່ອຸດສາຫະກໍາເຄມີ ແລະ ສາມາດປະຍຸກໃຊ້ໃນຊີວິດປະຈຳວັນແນວໃດ ລວມທັງສາເຫດ ແລະ ການປ້ອງກັນດ້ວຍວິທີການຂອງເຄມີໄຟຟ້າກໍຈະໄດ້ຮຽນຮູ້ໃນບົດນີ້.

- ປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບເຄມີໄຟຟ້າຄື:ປະຕິກິລິຍາ Oxidation-reduction ຫຼື ປະຕິກິລິຍາ redox ຫມາຍເຖິງປະຕິກິລິຍາທີ່ກ່ຽວກັບການຖ່າຍໂອນອີເລັກຕອນ ໂດຍຕົວທໍາປະຕິກິລິຍາບໍ່ໄດ້ສໍາພັນກັນໂດຍ ກົງ ເຊິ່ງການຖ່າຍໂອນອີເລັກຕອນລະຫວ່າງຕົວທໍາປະຕິກິລິຍານັ້ນ ຈະເຮັດໃຫ້ຕົວທໍາປະຕິກິລິຍາໜຶ່ງມີເລກ ອອກຊີເດຊັນເພີ່ມຂຶ້ນ ແລະ ຕົວທໍາປະຕິກິລິຍາອີກອັນໜຶ່ງມີເລກອອກຊີເດຊັນລົດລົງ. ການຖ່າຍໂອນອີເລັກ ຕອນ

ຈະເກີດຈາກການໄຫຼຂອງອີເລັກຕອນຜ່ານໂລຫະນໍາໄຟຟ້າເຊິ່ງເປັນຕົວນໍາກະແສໄຟຟ້າ ດັ່ງນັ້ນປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນຈຶ່ງເປັນປະຕິກິລິຍາເຄມີໄຟຟ້າທີ່ກ່ຽວຂ້ອງສະເພາະກັບກະແສໄຟຟ້າ



ຂະບວນການທາງເຄມີໄຟຟ້າ(Electrochemical Process) ເປັນຈຳນວນຫຼາຍທີ່ມີຄວາມສໍາຄັນຕໍ່ວິທະຍາສາດແລະອຸດສາຫະກຳເຊັ່ນ:ການນໍາໃຊ້ເອເລັກໂທໄລໃນການຜະລິດກ້າສຳນຶກໂຄຣແຊນ, ອີກຊີແຊນ, ຫຼໍ່ ແລະ ນາຕ້ອມຮີດກິດເປັນຕົ້ນ, ນອກຈາກນີ້ຍັງໃຊ້ໃນການເຮັດໂລຫະໃຫ້ບໍລິສຸດ, ໃນການຊຸບໂລຫະ ແລະ ໂລຫະປະສົມ ແລະ ທີ່ສໍາຄັນໃນອຸດສາຫະກຳກໍຄື: ເຊລວອລທາອີກໃນການຜະລິດກະແສໄຟຟ້າຈາກເຄມີເຊັ່ນ: ໃນຫມໍ້ໄຟຟ້າແບບຕ່າງໆ ສະພາບນໍາໄຟຟ້າ(Conductivity)ການນໍາໄຟຟ້າຂອງສານຕ່າງໆທີ່ເກີດຈາກອະນຸພາກໄຟຟ້າທີ່ປະຈຸເຄື່ອນທີ່ໄດ້ ອະນຸພາກເຫຼົ່ານີ້ອະດີດເປັນເອເລັກຕຣົງ ຫຼື ອີອົງຕ່າງໆທີ່ສະຫຼຸບໄດ້ 4 ຊະນິດດັ່ງນີ້:

ກ. ການນໍາໄຟຟ້າໃນກ້າສ

ເກີດຈາກເອເລັກຕຣົງ ແລະ ໃນອາຍອ່ອນໃນພາວະເປັນກ້າສເກີດຈາກການເຄື່ອນທີ່

ຂ. ການນໍາໄຟຟ້າໃນໂລຫະ ແລະ ຕົວນໍາ(Metallic conduction)

ເກີດຈາກການເຄື່ອນທີ່ຂອງເອເລັກຕຣົງໃນໂລຫະນັ້ນ ຫຼື ວ່າເກີດຈາກການເຄື່ອນທີ່ເອເລັກຕຣົງໃນແຖບການນໍາ(Conduction band) ຂອງໂລຫະ

ຄ. ການນໍາໄຟຟ້າໃນທາດເຄິ່ງຕົວນໍາ(semiconductor)

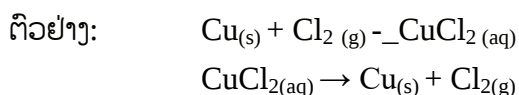
ເກີດຈາກການກະຕຸ້ນ(Promotion) ໃຫ້ເອເລັກຕຣົງເຄື່ອນທີ່ຈາກແຖບວາແລ (Valenceband) ໃນ ເທິງແຖບການນໍາ(Conduction band) ໃນເຄິ່ງໂລຫະ(Metalloid) ແລະ ອາຕອມກໍບໍ່ໄດ້ເຄື່ອນທີ່ ຫຼື ເກີດ ປະຕິກິລິຍາເຄມີເຊັ່ນດຽວກັນກັບໂລຫະທີ່ສະເໜີມາແລ້ວ.

ງ. ການນໍາໄຟຟ້າຂອງສານຝວກເອເລັກໂທໄລ(Electrolytic conduction)

ເກີດຈາກອີອົງບວກ ແລະອີອົງລົບ ເຄື່ອນທີ່ໃນຕົວກາງທີ່ເປັນຂອງແຫຼວການນໍາໄຟຟ້າທີ່ຈະກ່າວໃນບົດນີ້ແມ່ນກ່ຽວກັບເອເລັກໂທໄລ ການປະກອບບາງຢ່າງ(ສ່ວນຫຼາຍໄດ້ແກ່ສານອີອົງນົກ) ເມື່ອຫຼອມແຫຼວ ຫຼື ຢູ່ໃນ ສານລະລາຍທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ (Aqueous Solution) ເມື່ອໄປປະຈຸຢູ່ໃນເຊລເອເລັກໂທໄລ ສານເຫຼົ່ານີ້ຈະ ນໍາໄຟຟ້າໄດ້ເອີ້ນສານນີ້ວ່າ: ເອເລັກໂທໄລ (electrolyte).

2. ເຊວອີເລັກໂທໄລ(Electrolytic Cell)

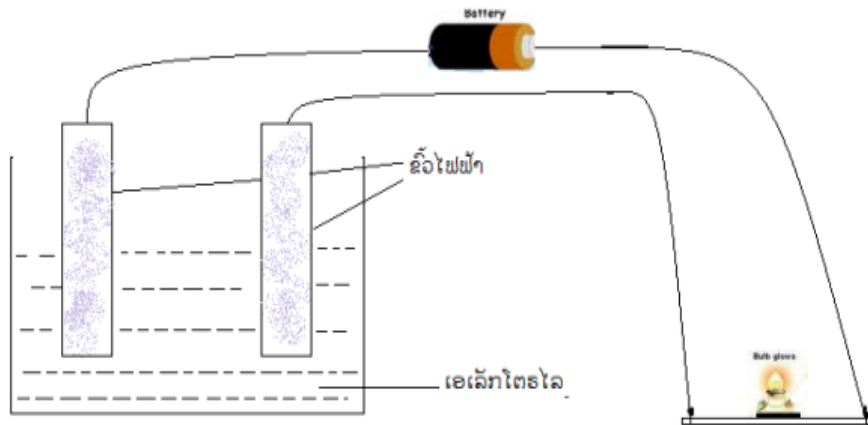
ເຊວເຄມີໄຟຟ້າມີ 2 ປະເພດ ໄດ້ແກ່: ປະເພດທີ່ໃຫ້ກະແສໄຟຟ້າຈາກປະຕິກິລິຍາອອກຊີເດຊັນ-ຮີດກິດຊັນເປັນເຊວກິລວານິກ ແລະ ເຊວອີເລັກໂທໄລ ຊຶ່ງປະຕິກິລິຍາອອກຊີເດຊັນ-ຮີດກິດຊັນຈະເກີດຂຶ້ນໄດ້ກໍຕໍ່ເມື່ອ ຜ່ານກະແສໄຟຟ້າຈາກພາຍນອກໄປຍັງເຊວ ແລະ ຂະບວນການທີ່ໃຊ້ກະແສໄຟຟ້າຜັກດັນໃຫ້ເກີດປະຕິກິລິຍາ ອອກຊີເດຊັນ-ຮີດກິດຊັນເອີ້ນວ່າ: ອີເລັກໂຕລິຊິສ.



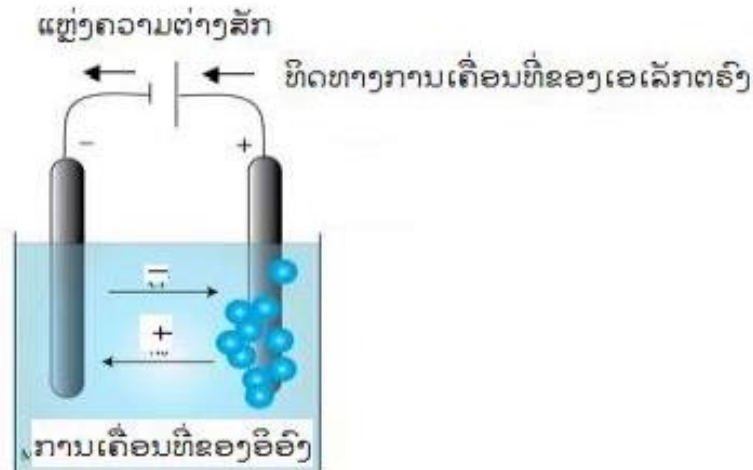
- ປະຕິກິລິຍາທໍາອິດເກີດຈາກການຖ່າຍໂອນອີເລັກຕອນຈາກອາຕອມທອງໄປໃຫ້ແກ່ອາຕອມຂອງກູ້ເຊິ່ງເປັນປະຕິກິລິຍາອອກຊີເດຊັນ-ຮີດກິດຊັນແບບເຊວກລວງນິກ
- ປະຕິກິລິຍາທີ 2 ເປັນປະຕິກິລິຍາຜັນກັບຈາກປະຕິກິລິຍາທໍາອິດ ປະຕິກິລິຍາຈະເກີດຂຶ້ນໄດ້

ເມື່ອມີກະແສໄຟຟ້າຈາກພາຍນອກຜັກດັນໃຫ້ອີເລັກຕອນຈາກໄອອອນຫນຶ່ງໄປຍັງໄອອອນຫນຶ່ງໂດຍຜ່ານກະແສໄຟຟ້າເຂົ້າໄປຫາເຊນອີເລັກໂທຣໄລທ ທີ່ມີຄອບເປີ 2 ຄໍລໍລາຍ ເປັນສານລະລາຍເອເລັກໂທຣໄລທ ຈະຕ້ອງມີກະແສໄຟຟ້າທີ່ມີໂວນເຕດເທົ່າ 1.02V ເປັນຢ່າງຕໍ່າຜ່ານໄປຫາສານລະລາຍຄອບເປີ 2 ຄໍລໍລໄລ ປະຕິກິລິຍາອີ ເລັກໂທລິຊິດຈຶ່ງຈະເກີດ.

ເມື່ອຕໍ່ຂົ້ວທັງສອງຂອງລໍໄຟຟ້າ(ເຊິ່ງຈັດເປັນເຊລອອລທາອີກ)ເຂົ້າກັບຂົ້ວໄຟຟ້າ2ອັນເຂົ້າກັນທີ່ເຮັດດ້ວຍລວດໂລຫະ ແລະ ເປັນຕົວນຳໄຟຟ້າທີ່ດີ ຊຶ່ງຈຸ່ມຢູ່ໃນຂອງແຫຼວທີ່ນຳໄຟຟ້າໄດ້ດັ່ງຮູບ(1)ຫຼອດໄຟຈະຮຸ່ງຂຶ້ນ



ຮູບທີ1 ອຸປະກອນທີ່ໃຊ້ສະແດງການນຳໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ

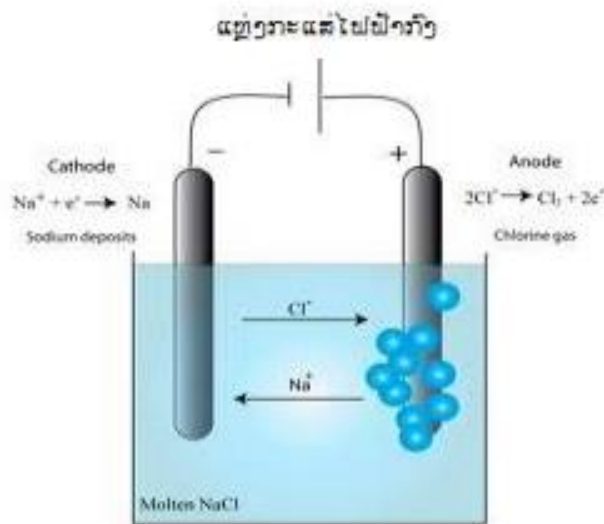


ຮູບທີ2 ເຊລເອເລັກໂທຣໄລ

ການສະແດງການເຄື່ອນທີ່ຂອງອີອົງ ແລະ ເອເລັກຕຣົງໃນວົງຈອນ

ອີອົງລົບ ຫຼື ອານີອົງ(Anion) ໃນສານລະລາຍເຊິ່ງເປັນຜົນຈາກເອເລັກຕຣົງເຄື່ອນທີ່ຈາກຂົ້ວໄຟຟ້າອັນຫນຶ່ງໄປ ຍັງອີກໜຶ່ງໂດຍອາໄສໄຟຟ້າພະລັງງານຈາກຖານໄຟຟ້າທີ່ມີເອເລັກຕຣົງແລ່ນເຂົ້າຂົ້ວລົບເອີ້ນວ່າ: ກາໂຕດ(Cathode) ຂົ້ວໄຟຟ້າແລ່ນອອກຂົ້ວບວກເອີ້ນວ່າ: ອາໂນດ(Anode)ກາຈຸອົງໃນສານລະລາຍຈະຖືກດູດໃຫ້ແລ່ນໄປກາໂຕດແລ້ວຮັບເອເລັກຕຣົງຈາກກາໂຕດ ແລະ ອານີອົງຈະຖືກດູດແລ່ນໄປຫາດູດອາໂນດ ແລະໃຫ້ ເອເລັກຕຣົງແກ່ອາໂນດເທົ່າກັບວ່າຂົ້ວໄຟຟ້າເປັນທີ່ຖ່າຍທອດເອເລັກຕຣົງນັ້ນເອງການນຳໄຟຟ້າແບບທີ່ມີການເຄື່ອນທີ່ຂອງອີອົງສານລະລາຍເອີ້ນວ່າ: ການນຳໄຟຟ້າແບບເອເລັກໂທໄລ(Electrolytic conduction)ຂອງແຫຼວທີ່ນຳ ໄຟຟ້າໄດ້

ອາດເປັນການເຄື່ອນທີ່ທີ່ຫຼອມແຫຼວ ຫຼື ເປັນສານລະລາຍທີ່ມີນ້ຳເຊັ່ນ: ສານລະລາຍຂອງກົດເກືອເປັນຕົ້ນຕົວຢ່າງ: ເມື່ອອີງຂອງທາດແຫຼວສຳຜັດກັບຂົ້ວໄຟຈະເກີດປະຕິກິລິຍາຂຶ້ນອີງທີ່ມີປະຈຸລົບ ຫຼື ອານີອົງຈະ ເຄື່ອນທີ່ເຂົ້າຫາ ຫຼື ເສຍເອເລັກຕຣົງ ໃຫ້ແກ່ຂົ້ວໄຟບວກ ຫຼື ອາໂນດ(ເຊິ່ງມີເອເລັກຕຣົງ) ຄືປະຕິກິລິຍາ oxidation ຂຶ້ນທີ່ຮົ່ວໄຟລົບ ຫຼື ກາໂຕດ(ເຊິ່ງມີເອເລັກຕຣົງຫຼາຍ) ກາຈີອົງຈະເຄື່ອນທີ່ເຂົ້າມາຫາ ແລະ ຮັບອີ ອີງຈາກຂົ້ວໄຟນັ້ນຄືປະຕິກິລິຍາ reduction ດັ່ງນັ້ນໃນລະຫວ່າງເກີດການນຳໄຟຟ້າຂອງສານພວກ Electrolytic ປະຕິກິລິຍາ oxidation ຈະເກີດຂຶ້ນ ທີ່ ອາໂນດ ແລະ ປະຕິກິລິຍາ reduction ຈະເກີດຢູ່ກາ ໂຕດ ເອເລັກຕຣົງທີ່ເກີດຂຶ້ນຈາກປະຕິກິລິຍາ Oxidation ຈະ ຖືກຍູ້ອອກມາຈາກສານລະລາຍດ້ວຍແຫ່ງ ຄວາມຕ່າງ(Voltage source) ໃຫ້ໄປທີ່ກາໂຕດທັນທີ ດັ່ງນັ້ນໃນ ລະຫວ່າງເກີດການນຳໄຟຟ້າຂອງສານ Electrolytic ຈະມີເອເລັກຕຣົງ ເຄື່ອນທີ່ພາຍນອກແລະອີອົງຈະເຄື່ອນທີ່ຜ່ານ ສານລະລາຍດັ່ງຮູບ(2).



ຮູບທີ3 ເຊລເອເລັກໂທລໄລ

ການສະແດງການເຄື່ອນທີ່ຂອງອີອົງ ແລະ ເອເລັກຕຣົງໃນວົງຈອນ

ຮູບ: Electrolytic Cell ສະແດງການເຄື່ອນທີ່ຂອງອີອົງ ແລະ ເອເລັກຕຣົງໃນວົງຈອນແຫ່ງຄວາມຕ່າງ ຕາມຮູບ ໄດ້ແກ່ແຫ່ງກຳເນີດໄຟຟ້າກະແສຊື່(D.C.generator) ເຊິ່ງເປັນແຫ່ງຂອງໄຟຟ້າກະແສຊື່(Direct current,D.C) ເຊິ່ງເຮັດໜ້າທີ່ຄືເຄື່ອງສູບ (Pump) ເອເລັກຕຣົງຍູ້ໃຫ້ເອເລັກຕຣົງເຄື່ອນທີ່ໄປຍັງຂົ້ວໄຟລົບ ແລະ ມີເອເລັກຕຣົງເກີດຍັງໄຟຟ້າບວກໃນ Electrolytic Cell ມີ: ອາໂນດ(anode) ຄື: ຂົ້ວໄຟຟ້າບວກກາໂຕດ (Cathode) ຄື: ຂົ້ວໄຟຟ້າລົບ.

▪ ຄຸນປະໂຫຍດຂອງເຊລອີເລັກໂທລໄລ

ເຊລອີເລັກໂທລໄລເກີດຈາກການໃຊ້ກະແສໄຟຟ້າຈາກພາຍນອກໄປຜັກດັນໃຫ້ປະຕິກິລິຍາອອກຊິເດ ຊັ້ນ-ລີ ດັກຊັ້ນ ໃຫ້ເກີດຂຶ້ນ ແລະ ຂະບວນການນັ້ນເອີ້ນວ່າ: ອີເລັກໂທລລິຊິສ ເຊິ່ງສາມາດນຳໄປໃຊ້ປະໂຫຍດໃນ ທາງ ອຸສາຫະກຳຕ່າງໆໄດ້ດັ່ງນີ້:

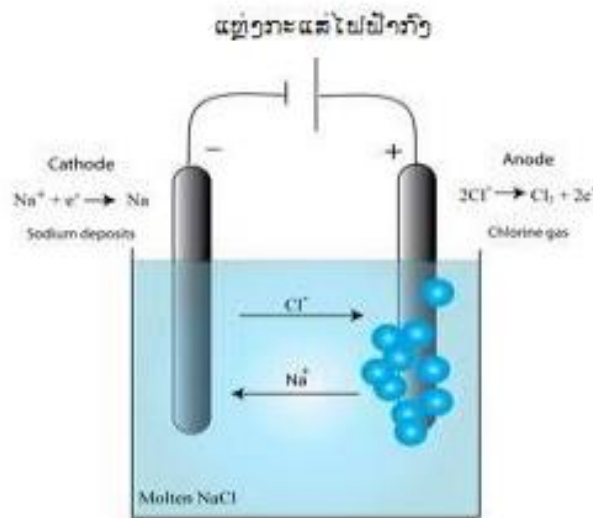
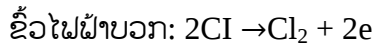
- 1) ການຊຸບໂລຫະດ້ວຍໄຟຟ້າ
- 2) ການເຮັດໂລຫະບໍລິສຸດດ້ວຍໄຟຟ້າ

- 3) ການເຮັດອີເລັກໂທຣລິຊິສໃນການຜະລິດໂລຫະເຊັ່ນ: ການຜະລິດອາລູມິນຽມ, ການຜະລິດໂລຫະເມັກນີຊຽມ, ການຜະລິດໂຊດຽມ ແລະ ແກສຄໍລິນ.

3. ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ(Electrolysis)

ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໄຟຟ້າ ລະຫວ່າງເກີດການນໍາໄຟຟ້າຂອງສານ Electrolytic ເອີ້ນວ່າ: ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ CI ຈະເຄື່ອນທີ່ໄປຍັງຂົ້ວໄຟຟ້າບວກດັ່ງຮູບ:

ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າທັງສອງຄື:

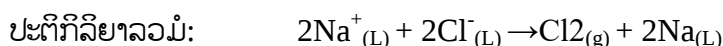
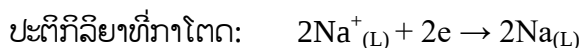
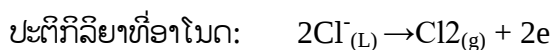


ຮູບທີ4 ການແຍກສະຫຼາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງເກືອກິນທີ່ຫຼອມແຫຼວ

ໃນສາຂາເຄມີໄຟຟ້າໄດ້ກໍານົດ ກາໂຕດ(Cathode) ແລະ ອາໂນດ(anode) ຂຶ້ນຕາມປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ເກີດຂຶ້ນມີຂົ້ວໄຟຟ້າຄື: ປະຕິກິລິຍາເຄມີ Oxidation ຈະເກີດຂຶ້ນທີ່ ອາໂນດ(Anode) ແລະ ປະຕິກິລິຍາ Reduction ຈະເກີດຂຶ້ນທີ່ຢູ່ກາໂຕດ(cathode) ປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າແຕ່ລະຂົ້ວເອີ້ນວ່າ: ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ(Cathode) ຫຼື ເຄິ່ງເຊລ (Half cell).

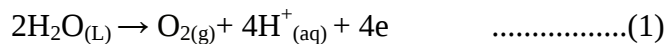
ດັ່ງນັ້ນ, ໃນປະຕິກິລິຍາແຍກດ້ວຍໄຟຟ້າດັ່ງກ່າວ ເຊິ່ງເຊລເອເລັກໂທໄລ ຈຶ່ງກໍານົດໃຫ້ກາໂຕດ(Aathode) ແທ່ນຂົ້ວໄຟຟ້າລົບ ແລະ ໃຫ້ອາໂນດ(Anode) ແທ່ນຂົ້ວໄຟຟ້າບວກ(ແຕ່ໃນເຊລແກລວານິກກໍານົດໃຫ້ກາໂຕດແທ່ນຂົ້ວໄຟຟ້າບວກແລະອາໂນດ ແທ່ນຂົ້ວໄຟຟ້າລົບ).

ການປ່ຽນແປງທາງເຄມີທັງທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນເຊລເອເລັກໂທໄລ(ຫຼື ເອີ້ນວ່າ: ປະຕິກິລິຍາຂອງເຊລ) ໄດ້ຈາກຜົນລວມຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ ອາໂນດ ແລະ ກາໂຕດໂດຍຝົຈາລະນາໃຫ້ຈໍານວນເອເລັກຕຣົງທີ່ໃຫ້ ແລະ ຮັບໃນ ແຕ່ລະປະຕິກິລິຍາເທົ່າກັນເບິ່ງວິທີຄືກັນກັບວິທີເຮັດສົມຜົນ oxidation reduction ຈາກປະຕິກິລິຍາການແຍກ ສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງເກືອກິນທີ່ຫຼອມແຫຼວດັ່ງກ່າວຈຶ່ງຂຽນປະຕິກິລິຍາຂອງເຊລ ໄດ້ດັ່ງນີ້:

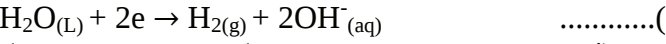


ດັ່ງນັ້ນ, ໃນເຊລເອເລັກໂທໄລນີ້: ນາຕີອອມ ຈະເກີດຂຶ້ນທີ່ກາໂຕດ ແລະ ກຳສວຣ໌ເກີດຂຶ້ນອາໂນດໃນສະຫະລັດ ອາເມລິກາໄດ້ໃຊ້ວິທີນີ້ເປັນຫຼັກໃນການຜະລິດ ໂລຫະນາຕີອອມ ແລະ ກຳສກໍຕົວໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍ ໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວທຳລະລາຍບາງຄັ້ງຈະຊັບຊ້ອນຂຶ້ນເພາະວ່ານໍ້າອາດຖືກອອກຊິໄດ້ ຫຼື ຖືກລີດໄດ້ຄື:

ປະຕິກິລິຍາ oxidation ຂອງນໍ້າເກີດຂຶ້ນດັ່ງນີ້:



ປະຕິກິລິຍາ reduction ຂອງນໍ້າເກີດຂຶ້ນດັ່ງນີ້:



ໃນສານລະລາຍທີ່ເປັນກົດ ປະຕິກິລິຍາທີ່ reduction ຂອງ H^+ ອາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ດັ່ງນີ້:

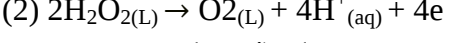
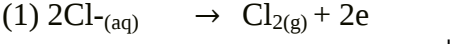


ແຕ່ຢ່າງໃດກໍຕາມປະຕິກິລິຍາທີ່ (3) ບໍ່ແມ່ນປະຕິກິລິຍາທີ່ສຳຄັນທີ່ເຮົາຈະຕ້ອງພິຈາລະນາໃນສານ ລະລາຍເຈືອຈາງຫຼາຍ

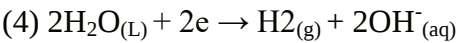
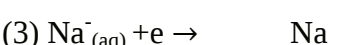
ໃນສານລະລາຍທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວທຳລະລາຍ ຈະຕ້ອງຈຳໄວ້ສະເໝີວ່າຈະເກີດປະຕິກິລິຍາ Oxidation ຂອງພວກ ອານິສົງ ແລະ ເກີດປະຕິກິລິຍາ Reduction ຂອງພວກກາຈຸອົງ ຂອງຕົວຖືກລະລາຍ (Solution) ຮ່ວມກັບການເກີດປະຕິກິລິຍາ Oxidation-reduction ຂອງນໍ້າການທີ່ຈະພິຈາລະນາວ່າ ອານິສົງຂອງຕົວຖືກ ລະລາຍ ຫຼື ກາຈຸອົງຂອງຕົວຖືກລະລາຍ ຫຼື ນໍ້າຈະຖືກຮີດົວນັ້ນຂຶ້ນຢູ່ກັບຄວາມຍາກງ່າຍຂອງສານປະຕິກິລິຍາທີ່ ກ່ຽວຂ້ອງ ເຊິ່ງຈະພິຈາລະນາໄດ້ໃນຂໍ້ຕໍ່ໄປນີ້:

3.1 ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍເກືອກົນທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ(Electrolysis of aqueous NaCl)

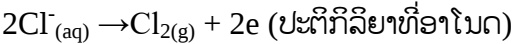
ໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍເກືອກົນທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ(aqueous NaCl) ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ອາໂນດ(anodic reaction ຄື oxidation) ອາດເກີດໄດ້ 2 ປະຕິກິລິຍາຄື:



ແລະ ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ກາໂຕດ(Cathodic reaction ຄື reduction) ອາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ 2 ປະຕິກິລິຍາຄື:



ໃນທາງປະຕິກິລິຍາພິຈາລະນາວ່າ ເກີດປະຕິກິລິຍາແບບໃດ ເບິ່ງໄດ້ຈາກຜົນປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດ ຂຶ້ນທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າ ກໍລະນີດັ່ງກ່າວພົບວ່າໃນສານລະລາຍເຂັ້ມຊັ້ນຈະເກີດກຳສກໍຮົວທີ່ ອາໂນດ ແລະ ກຳສໂດຣ ແຊນທີ່ກາໂຕດດັ່ງນັ້ນໃນລະຫວ່າງການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງເຊລ(Eellreacton) ຈະເປັນດັ່ງນີ້:

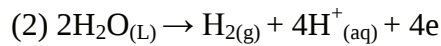
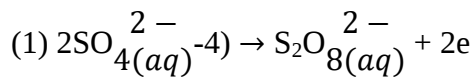


ໃນກໍລະນີ Na^+ ຈະຖືກຮີດົວໄດ້ຍາກກວ່າ H_2O ແລະ Cl^- ຈະຖືກອອກຊິໄດ້ ໄດ້ງ່າຍກວ່າ H_2O ດັ່ງນັ້ນເຮົາຈຶ່ງໄດ້ປະຕິກິລິຍາ oxidation ຂອງ Cl^- ແລະ ປະຕິກິລິຍາຂອງ H_2O ເປັນທີ່ສັງເກດວ່າ ໃນລະຫວ່າງ ທີ່ເຮັດການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ຈະມີ OH^- ເກີດຂຶ້ນສ່ວນ Cl^- ຈະຖືກໃຊ້ໄປນີ້ເອງຈາກ Na^+ ໃນເຊລມີ ຄວາມເຂັ້ມຊັ້ນຄົງທີ່

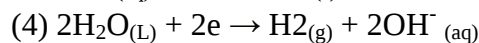
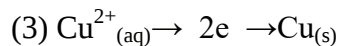
ຈິ່ງເກີດ NaOH ສະສົມພາຍໃນເຊລຫຼາຍຂຶ້ນເລື້ອຍໆເມື່ອຂະບວນການແຍກສະລາຍດ້ວຍ ໄຟຟ້າດຳເນີນໄປການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍເກືອກົນທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວທຳລະລາຍ ມີຄວາມ ສຳຄັນທາງອຸດສາຫະກຳ ດັ່ງກ່າວໃຊ້ບາຫຼອດ ເປັນຂົ້ວໄຟຟ້າ ດັ່ງກູຊິວ ແລະ ນາຕີຣີດກຊິດ ແຕ່ນີ້ເອງຈາກອຸດສາຫະກຳດັ່ງກ່າວໃຊ້ບາຫຼອດ ເປັນຂົ້ວໄຟຟ້າດັ່ງນັ້ນບາຫຼອດຈິ່ງສູນເຍາະລົງໃນນໍ້າເສຍ ຈິ່ງເປັນສາເຫດໃຫ້ເກີດ ບັນຫາມົນລະພິດນີ້ເອງຈາກໂລຫະບາຫຼອດ (Mercury pollution) ໄດ້.

3.2 ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍ CuSO_4 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ(electrolysis aqueous CuSO_4)

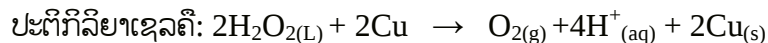
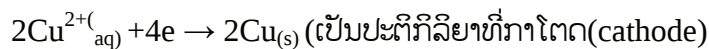
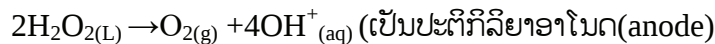
ໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ CuSO_4 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍໂດຍໃຊ້ຂົ້ວໄຟຟ້າແບບເຊື່ອມ(inert electrodes) ເຊັ່ນ: ແກຣັດໄຟ ຫຼື ໂລຫະແຟຣດທິນຳປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນປະກອບດ້ວຍ ປະຕິກິລິຍາ oxidation ແລະ Reduction ດັ່ງນີ້: ທີ່ອາໂນດ(Anode): ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation ທີ່ເປັນໄປໄດ້ດັ່ງນີ້:



ແລະ ທີ່ກາໂຕດ(cathode):ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາ Reduction ທີ່ເປັນໄປໄດ້ດັ່ງນີ້:



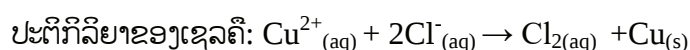
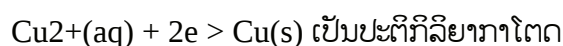
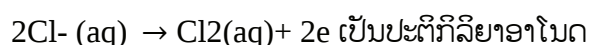
ໃນລະຫວ່າງການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ຈະພົບວ່າເກີດກ້າສ ອີກຊິແຊນທີ່ອາໂນດ(Anode) ແລະ ໂລຫະທອງເກາະຢູ່ທີ່ກາໂຕດ(Cathode) ດັ່ງນັ້ນປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນແທ້ໆໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ສານລະລາຍ CuSO_4 ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາທັງສອງ ແລະປະຕິກິລິຍາຂອງເຊລດັ່ງນີ້:



ດັ່ງນັ້ນ, ໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ CuSO_4 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍນໍ້າຈະຖືກອອກຊິໄດ້ໄດ້ງ່າຍກວ່າ SO ແລະ Cu^* ຈະຖືກຮີດົວໄດ້ກວ່ານໍ້າ.

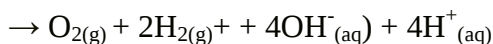
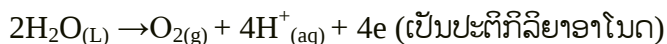
3.3 ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍ CuCl_2 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ(electrolysis of aqueous CuCl_2)

ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ(CuCl_2) ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ອາດເກີດຂຶ້ນໄດ້, ອາໂນດ(Anode) ແລະ ກາໂຕດ(Cathode) ປະກອບດ້ວຍປະຕິກິລິຍາ oxidation ແລະ reduction ຢ່າງລະສອງປະຕິກິລິຍາ ເຊັ່ນດຽວກັນກັບກໍລະນີຂອງ CuSO_4 ຄື: ນໍ້າ ແລະ Cl^- ອາດຖືກອອກຊິ ໄດ້ກັບນໍ້າ ອາດຖືກຮີດົວໄດ້ແຕ່ຈາກການທົດລອງພົບວ່າເກີດກ້າສວຸ້ວຮົວທີ່ອາໂນດ(anode) ແລະ ເກີດທອງທີ່ກາໂຕດ(cathode) ສະແດງວ່າ: Cl^- ຖືກອອກຊິໄດ້ໄດ້ດີກວ່ານໍ້າ ແລະ Cu^{2+} ຖືກຮີດົວໄດ້ດີກວ່ານໍ້າເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າສອງ ແລະ ປະຕິກິລິຍາຂອງເຊລຈະເປັນດັ່ງນີ້:

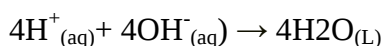


3.4 ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງທາດລະລາຍ Na_2SO_4 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ(electrolysis of aqueous Na_2SO_4)

ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ Na_2SO_4 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍພົບວ່າໂມເລ ກຸນຂອງນໍ້າ ຖືກອອກຊີໄດຕິກວ່າ SO_4^{2-} ແລະ ເວລາດ່ຽວກັນໂມເລກຸນຂອງນໍ້າກໍ່ຖືກຮີວໄດ້ກວ່າ Na^+ ດັ່ງນັ້ນໃນສານລະລາຍ ນີ້ໂມເລກຸນຂອງນໍ້າຈະຖືກອອກຊີໄດ ແລະ ມີກາຮີວໄດ້ທັງສອງຢ່າງ ດັ່ງນີ້:



ແຕ່ນີ້ເອງຈາກ H^+ ແລະ OH^- ສາມາດລວມກັນເປັນນໍ້າໄດ້ດັ່ງນັ້ນໃນປະຕິກິລິຍາຂອງເຊລດັ່ງກ່າວ H^+ ແລະ OH^- ທີ່ເກີດຂຶ້ນຈະລວມຕົວກັນດັ່ງນີ້:



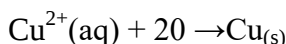
ດັ່ງນັ້ນ, ປະຕິກິລິຍາແຍກດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ Na_2SO_4 ທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍຄື:



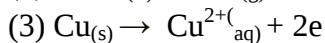
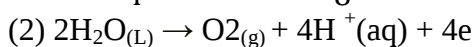
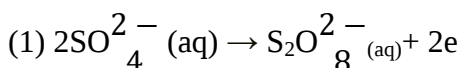
ເຊິ່ງຈະເຫັນວ່າ: ປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນຄືກັບການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງນໍ້າ Na_2SO_4 ບໍ່ມີສ່ວນໃນ ການແຍກສະລາຍ ແລະ ຈາກການທົດລອງກໍ່ພົບວ່າມີເກືອຫຼາຍຊະນິດທີ່ໃຫ້ປະຕິກິລິຍາ ຄ້າຍຄືກັນ.

ໃນປະຕິກິລິຍານີ້ Na_2SO_4 ເຮັດຫນ້າທີ່ຮັກສາສະພາບ(Maintain) ຄວາມເປັນກາງທາງໄຟຟ້າ (Electrical neutrality) ຂອງສານລະລາຍ ກ່າວຄື ໃນລະຫວ່າງການເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation ຂອງ H_2O ຈະເກີດຂຶ້ນ H^+ ທີ່ ອາໂນດ ຈະຕ້ອງມີອີອົງລົບ ເພື່ອເຮັດໃຫ້ອີອົງບວກດັ່ງກ່າວເປັນກາງນັ້ນຄື: SO_4^{2-} ນັ້ນເອງ ແລະ ກໍາລັງ ດ່ຽວກັນທີ່ ກາໂຕດ ຈະເກີດ OH^- ຈະຕ້ອງມີອີອົງບວກຄື: Na^+ ເພື່ອເປັນຕົວກາງທາງປະຈຸໄຟຟ້າເຊັ່ນດຽວກັນ.

ໃນບາງກໍລະນີອາດໃຊ້ຂົ້ວໄຟຟ້າທີ່ຕົວເອງເກີດປະຕິກິລິຍາລະຫວ່າງທີ່ເຮັດການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ເຮັດ ໃຫ້ຂົ້ວໄຟຟ້າລະລາຍລົງໄປໃນສານລະລາຍໃນສານລະລາຍໃນຮູບຂອງອີອົງເຊັ່ນ: ການໃຊ້ທອງເຮັດຂົ້ວໄຟຟ້າ ໃນການ ແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍ CuSO_4 reduction ຂອງ Cu^{2+} ຢ່າງດ່ຽວດັ່ງນີ້:



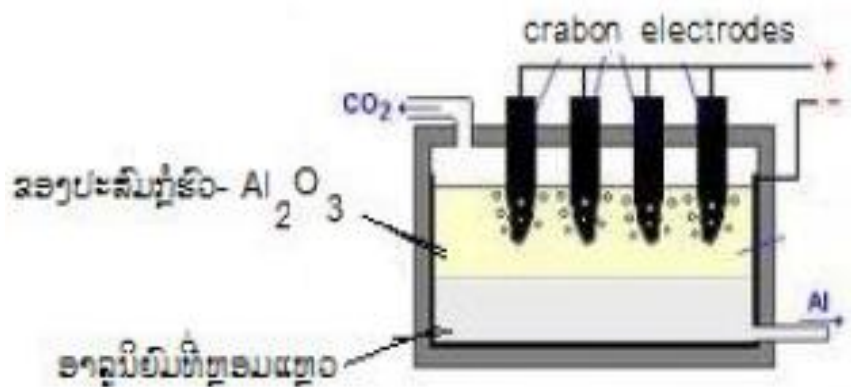
ທີ່ ອາໂນດ ອາດເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation ໄດ້ເຖິງ 3 ແບບຄື:



ຈາກການທົດລອງປາກົດວ່າ ໂລຫະທອງທີ່ໃຊ້ເຮັດຂົ້ວໄຟຟ້າຖືກ ອອກຊີໄດ ທີ່ອາໂນດ)ຈຶ່ງມີການລະລາຍ ອອກໄປເປັນອີອົງ ຄືເປັນ Cu^{2+} ແລະ ທີ່ກາໂຕດ Cu^{2+} ຈະເກີດຮີດັກຊັນເກີດເປັນທອງເກາະຢູ່ທີ່ກາໂຕດຈຶ່ງໃຊ້ ຂະບວນການນີ້ເຮັດໃຫ້ທອງບໍລິສຸດ ໂດຍການນໍາໂລຫະທອງທີ່ບໍ່ບໍລິສຸດ (Impure copper) ມາເຮັດເປັນອາ ໂນດ ຂອງເຊລເອເລັກໂທໄລ ເຊິ່ງມີສານລະລາຍ CuSO_4 ເປັນເອເລັກໂທໄລ ເມື່ອຜ່ານກະແສໄຟຟ້າເຂົ້າໄປໂລຫະ ທອງ ບໍລິສຸດຈະໄປເກາະທີ່ກາໂຕດການເຮັດໂລຫະທອງໃຫ້ບໍລິສຸດ ໂດຍວິທີການແຍກສານລະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ສະແດງດັ່ງ ຮູບທີ(5)

3.5 ເຊລເອເລັກໂທໄລທີ່ໃຊ້ປະໂຫຍດໃນທາງອຸດສາຫະກໍາ

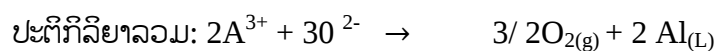
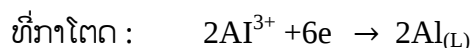
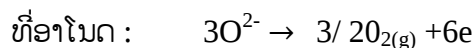
ຖ້ານໍາສານເອເລັກໂທໂລຊີຂອງເກືອອາລູມີນຳມີ ເອລູມີນຳມີອາລູມີນຳມີ (AlCl₃) ມາທໍາການແຍກສະລາຍ ດ້ວຍໄຟຟ້າ ຈະພົບວ່າ H₂O ຈະຖືກຮີຣ໌ໄດ້ງ່າຍກວ່າ Al³⁺ ດັ່ງນັ້ນການສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ຂອງສານລະລາຍ ທີ່ ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍຂອງເກືອອາລູມີນຳມີ ຈະບໍ່ເກີດໂລຫະຂຶ້ນໃນປີ ຄ.ສ 1886 ຮອລ (Charles Hall ອາຍຸ 22 ປີ ຂະນະນັ້ນເປັນການສຶກສາປະລິຍາໂທທີ່ Oberlin ປະສົມລະຫວ່າງ Al₂O₃ ກັບ ໄກໂອໄລ (cryolite, Na, AlF) ແລ້ວທາການແຍກດ້ວຍໄຟຟ້າໃນສະພາບຫຼອມແຫຼວເຂົ້າພົບວ່າການຕື່ມ ໄກໂອໄລ ລົງໄປນັ້ນ ຈະ ເຮັດໃຫ້ຊ່ວຍລຸດ ອຸດທະພູມຂອງການຫຼອມແຫຼວຂອງ Al₂O₃ ຈາກ 2000°C ເປັນ 1000°C ເມື່ອຢູ່ໃນສະພາບ ປະສົມ, ເຊລເອເລັກ ໂທໂລຊີທີ່ໃຊ້ໃນການຜະລິດໂລຫະອາລູມີນຳມີໂດຍຂະບວນການຂອງ ຮອລ(Hall process) ດັ່ງຮູບ(4)



ຮູບທີ5 ການຜະລິດອາລູມີນຳມີ ໂດຍຂະບວນການຮອລ

ແຜນຮູບທີ(4) ຕົວຢ່າງຂະບວນການຜະລິດໂລຫະດ້ວຍເຫຼັກ ແລະ ເຮັດຫນ້າທີ່ເປັນກາໂຕດແທງກາກບອນທີ່ ຈຸ່ມລົງໃນໃນຂອງປະສົມທີ່ຫຼອມແຫຼວ(molten cryolite Al₂O₃ mixture) ທີ່ເຮັດຫນ້າທີ່ເປັນອາໂນດ.

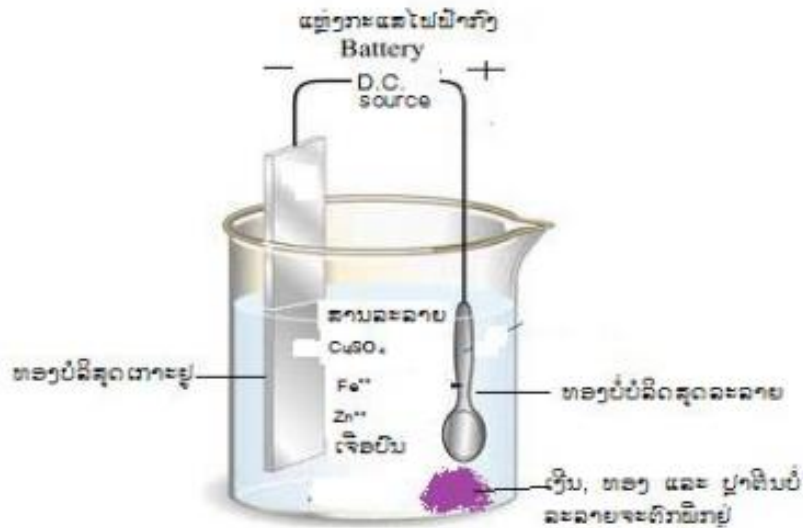
ເມື່ອທໍາການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ຫຼື ປ່ອຍໃຫ້ເກີດປະຕິກິລິຍາຮີດອກໂລຫະອາລູມີນຳມີທີ່ບໍລິສັດຈະ ເກີດຂຶ້ນທີ່ໂຕດ ແລະ ຕົກລົງທີ່ກິ້ນຂອງຜາຊະນະປະຕິກິລິຍາທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າເປັນດັ່ງນີ້:



(2) ໂລຫະທອງ

ປະໂຫຍກທີ່ຫນ້າສົນໃຈຂອງການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າອີກຢ່າງຫນຶ່ງຄືການເຮັດໂລຫະທອງໃຫ້ບໍລິສຸດ, ໂລຫະທອງທີ່ຊຸດພົບໄດ້ຄັ້ງທໍາອິດຈາກແຮງທອງຈະມີຄວາມບໍລິສຸດປະມານ 99% ໂດຍມີສິ່ງເຈື່ອປົນທີ່ສໍາຄັນ ຄື: ສັງກະສີ, ເງິນ, ຄໍາ ແລະ ປຼາຕິນ.

ໃນຂະບວນການເຮັດໃຫ້ບໍລິສຸດຈະໃຊ້ທອງທີ່ບໍ່ບໍລິສຸດເປັນອາໂນດໃນເຊລເອເລັກໂທໂລຊີໃຊ້ທາດລະລາຍ ທອງ ຊຸນຟາດທີ່ມີນໍ້າເປັນຕົວລະລາຍ ເປັນເອເລັກໂທໂລຊີສື່ນກາໂຕດເຮັດດ້ວຍໂລຫະທອງບໍລິສັດດັ່ງຮູບ(5)

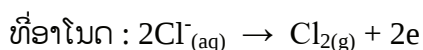
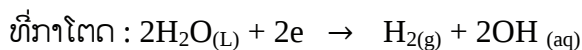


ຮູບທີ6 ການເຮັດທອງໃຫ້ບໍລິສຸດໂດຍການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ

ເມື່ອທຳການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າປັບຄວາມຕ່າງສັກທີ່ຜ່ານເຊລ ເພື່ອໃຫ້ໂລຫະທອງ ແລະ ໂລຫະກຳມັນ(active metals) ອື່ນເຊັ່ນ: ເຫຼັກ ຫຼື ສັງກະສີ ໃຫ້ສາມາດລະລາຍໄດ້ທົ່ວໂລຫະສ່ວນ ເງິນ, ຄຳ ແລະ ປຼາຕິ ບໍລະລາຍຈຶ່ງແຍກຕົວໄປກອງກັນຢູ່ກັ້ນພາຊະນະທີ່ກາໂຕສະເພາະຊະນິດ(species) ທີ່ຖືກຮີດົວໄດ້ງ່າຍທີ່ສຸດ ຄື: Cu^{2+} ຈະຮັບເອເລັກຕຣົງແລ້ວເກີດເປັນໂລຫະທອງເກາະຕົວຢູ່ທີ່ກາໂຕ

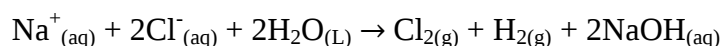
ໃນການເຮັດທອງບໍລິສຸດດັ່ງກ່າວ Fe^{2+} ແລະ Zn^{2+} ກໍຍັງຄົງລະລາຍ, ສ່ວນສິ່ງເຈືອປົນທີ່ແຍກອອກມາ ທີ່ອາໂນດ(anode sludge) ຈະປະກອບດ້ວຍເງິນ, ຄຳ ແລະ ປຼາຕິເຊິ່ງເມື່ອແຍກອອກ ແລະ ນຳໄປຈຳຫມ່າຍ, ກໍ່ ຈະໄດ້ເງິນ ພຽງພໍກັບຄ່າໃຊ້ຈ່າຍໄຟຟ້າທີ່ໃຊ້ໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ, ຈະເອີ້ນວ່າໃນຂະບວນການເຮັດ ທອງໃຫ້ບໍລິສຸດຂັ້ນສຸດທ້າຍ(ປະມານ 99,95% ເກືອບຈະບໍ່ຕ້ອງເສຍຄ່າໃຊ້ຈ່າຍເລີຍ).

(4) ກາສຫຼໍ່ໂລ, ກຳສຮີໂດຣແຊນ ແລະ ນາຕີຣີດກຊິດ ຈາກສານລະລາຍເກືອກິນໃນການແຍກສະລາຍ ດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍເກືອຕ່າງໆ ໃນນ້ຳມີຄວາມສະດວກ ແລະ ຄ່າໃຊ້ຈ່າຍຖືກກວ່າການແຍກສະລາຍ ໄຟຟ້າຂອງເກືອກິນທີ່ຫຼອມແຫຼວຈະໄດ້ໂລຫະນາຕີທີ່ກາໂຕ ແລະ ກາສຈູໂຮ ທີ່ອາໂດດັ່ງກ່າວແລ້ວຕົ້ນ, ແຕ່ ການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍເກືອກິນໃນນ້ຳ, ໂດຍໃຊ້ຂົ້ວໄຟຟ້າທີ່ທຳດ້ວຍແກຣໄຟຫຼືຈະໄດ້ ກຳສຮີໂດຣແຊນທີ່ກາໂຕ, ກຳສກຳໂຮທີ່ອາໂນດ ແລະ ໃນການປະຕິກິລິຍານີ້ຈະໄດ້ NaOH ດ້ວຍ ຈຶ່ງໃຊ້ວິທີໃນ ການຜະລິດ ໂຊດາໄຟ (NaOH) ໃນອຸດສາຫະກຳດ້ວຍປະຕິກິລິຍາຂຶ້ນດັ່ງນີ້:



ສຳລັບ Na^+ ເຊິ່ງຖືກຮີດົວໄດ້ຍາກກວ່າ H_2O ຈະເຫຼືອຢູ່ໃນສານລະລາຍດັ່ງປະຕິກິລິຍາຮ່ວມ

ສຳລັບຂະບວນການແຍກສານລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງສານລະລາຍເກືອກິນໃນນ້ຳຈຶ່ງຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:



ອຸດສາຫະກຳການຜະລິດໂຊດາໄຟ(caustic soda ຫຼື Sodium hydroxide) ເປັນອຸດສາຫະກຳເຄມີພື້ນຖານທີ່ສຳຄັນຫຼາຍຢ່າງຫນຶ່ງເພາະອຸດສາຫະກຳຫຼາຍປະເພດຕ້ອງໃຊ້ NaOH ເປັນວັດຖຸດິບເຊັ່ນ: ອຸດສາຫະກຳຜະລິດສະບູ, ຜົງຊັກຟອກ(ແຟບ), ນ້ຳມັນບີໂຕລຽມ, ເຍື້ອເຈ້ຍ(ອຸດສາຫະເຈ້ຍ) ແລະ ນ້ຳມັນຟິດ ເປັນຕົ້ນ.

3.6 ການຊຸບໂລຫະດ້ວຍໄຟຟ້າ(electroplating)

ຈາກການເຮັດໃຫ້ທອງບໍລິສັດທີ່ກ່າວມາແລ້ວຈັນວ່າທອງທີ່ບໍລິສັດຈະໄປເກາະທີ່ກາໂຕດເຊິ່ງເຮັດດ້ວຍທອງບໍລິສັດ(ຕາມຮູບທີ 5) ຖ້າໃຊ້ໂລຫະອື່ນແທນທອງແລ້ວເຮັດເປັນກາໂຕດ ທອງກໍ່ຈະໄປເກາະທີ່ກາໂຕດ ເຊັ່ນດຽວກັບເຮົາເອີ້ນຂະບວນການແບບນີ້ວ່າ: ການຈຸ່ມໂລຫະເຊິ່ງຈັດເປັນປະໂຫຍດຢ່າງໜຶ່ງຂອງຂະບວນການ ແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າຄືການນຳໄປໃຊ້ໃນການຈຸ່ມໂລຫະຕ່າງໆໃນເຊັ່ນ: ກໍລະນີ ຈຸ່ມເງິນ ແລະ ທອງ ເພື່ອ ເຮັດໃຫ້ຜື້ຮູ້ຜິວເປັນເງົາ, ທິນ ຕໍ່ການຫຼຽມ ແລະ ການຈຸ່ມໂລຫະສັງກະສີ ຫຼື ຊີນເທິງແຜ່ນເຫຼັກກ້າເພື່ອປ້ອງກັນ ການເກີດຫມຽງເປັນຕົ້ນ.

ໃນປີ ຄ.ສ 1832 ຟາລາເດ(Michael Faraday ຄ.ສ. 1791-1867) ເປັນວິທະຍາສາດຄົນທຳອິດທີ່ ໄດ້ພົບຄວາມສຳຄັນລະຫວ່າງປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ໃຊ້ກັບການປ່ຽນແປງທາງເຄມີທີ່ເກີດທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າລະຫວ່າງການ ແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ຄວາມສຳຄັນໄດ້ມາຈາກເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ(Half-reaction)ເຊິ່ງເກີດທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າ ແລະ ຈະສຳພັນກັບຈຳນວນໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງທີ່ເສຍໄປ ຫຼື ຮັບເຂົ້າມາໃນປະຕິກິລິຍາ Oxidation-reduction ເຊັ່ນ:

ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ	ປະລິມານບັນຈຸໄຟຟ້າ	ປະລິມານຂອງປະຕິກິລິຍາ
$\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	1 ໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງ	1 ໂມລຂອງເງິນ 108.87 ກຣາມ
$\text{Na}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Na}_{(\text{s})}$	1 ໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງ	1 ໂມລຂອງນາຕີ 23.0 ກຣາມ
$\text{Mg} + 2\text{e} \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$	2 ໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງ	1 ໂມລຂອງມາເຢ 24.3 ກຣາມ
$2\text{Cl}^- + 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})}$	2 ໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງ	1 ໂມລຂອງກູໂລ 71.0 ກຣາມ

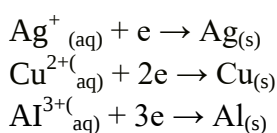
ຟາລາເດ ໄດ້ຕັ້ງກົດກ່ຽວກັບການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າເຊິ່ງເປັນຜົນໄດ້ຈາກການທົດລອງດັ່ງນີ້:

ກົດຂໍ້ 1 ເວົ້າວ່າ: ປະລິມານຂອງສານທີ່ເກີດຂຶ້ນ ຫຼື ໃຊ້ໄປເຊິ່ງກ່ຽວຂ້ອງກັບການປ່ຽນແປງທາງເຄມີ ທີ່ແຕ່ລະຂົ້ວໄຟຟ້າໃນລະຫວ່າງເກີດການແຍກດ້ວຍໄຟຟ້າຈະເປັນສັດສ່ວນໂດຍກົງກັບປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ ຜ່ານເຂົ້າໄປໃຊ້ເຊລເອເລັກໂທໂລນັ້ນ”

ກົດຂໍ້ 2 ເວົ້າວ່າ: ເມື່ອຜ່ານປະລິມານໄຟຟ້າເທົ່າກັນເຂົ້າໃນປຣິດົວໃນສານລະລາຍເອເລັກໂທໂລ ຕ່າງຊະນິດກັນເຊິ່ງບັນຈຸໃນເຊລເອເລັກໂທໂລຫຼາຍອັນທີ່ຕໍ່ກັນແບບອະນຸກົມ, ປະລິມານ(ມວນສານ) ຂອງສານແຕ່ລະຊະນິດທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາ Redox ທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າຈະປ່ຽນຜັນເປັນສັດສ່ວນໂດຍກົງກັບມວນສານ ໂມເລກຸນຂອງທາດນັ້ນ”

▪ ການຄຳນວນຂອງກົດຟາລາເດ ດັ່ງຈະໄດ້ເວົ້າດັ່ງນີ້:

ການຄຳນວນປະລິມານ(ມວນສານ) ແລະ ຈຳນວນໂມລຂອງສານທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າ ປະລິມານສານທີ່ກ່ຽວຂ້ອງໃນຂະບວນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າ ເປັນໃນປຣິດົວຕາມຫຼັກປະລິມານຕາມ ສຳພັນທາງເຄມີ (Stoichiometry) ຈຳນວນໂມລຂອງສານທີ່ຖືກອອກຊີໄດ ຫຼື ຖືກ ຮິດົວທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າຈະສຳພັນ ກັບປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ຜ່ານເຊລເຊັ່ນ: ໃນປະຕິກິລິຍາ



ຈຳນວນເອເລັກຕຣົງ 1 ໂມລຈະໃນປຣິດົວຂອງ $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ ໃຫ້ກາຍເປັນ $\text{Ag}_{(\text{s})}$ 1 ໂມລ, ເຊັ່ນດຽວກັນກັບເອເລັກຕຣົງ 2 ໂມລ ຈະໃນປຣິດົວ $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ 1 ໂມລ ແລະ ເອເລັກຕຣົງ 3 ໂມລ ຈະໃນປຣິດົວ, $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$ 1 ໂມລຕາມລຳດັບ.

ໃນການນັບຈຳນວນອາຕອມ ຫຼື ຈຳນວນໂມລຂອງສານເຮັດໄດ້ງ່າຍໂດຍການຊົ່ງຊາສົມຜົນ, ແຕ່ການນັບຈຳນວນໂມລເອເລັກຕຣົງທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າເຮັດໄດ້ງ່າຍໂດຍການວັດບັນຈຸໄຟຟ້າທັງຫມົດ, ເນື່ອງຈາກບັນຈຸຂອງ 1 ເອ

ເລັກຕຣົງເທົ່າກັບ $1,602 \times 10^{-19} \text{C}$ ແລະ ເອເລັກຕຣົງ 1 ໂມລ ມີປະມານ $6,02 \times 10^{23}$ ເອເລັກຕຣົງ ດັ່ງນັ້ນ, ບັນຈຸຂອງ 1 ໂມລເອເລັກຕຣົງຈະມີຄ່າ

$$= 1,602 \times 10^{-19} (\text{C / electron}) \times 6,02 \times 10^{23} (\text{electron / mol})$$

$$= 96,487 \text{ C / mol}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ເອເລັກຕຣົງ 1 ໂມລ ມີບັນຈຸ 96,487 C/111ol ເຊິ່ງມີຈຳນວນໄຟຟ້າຈຳນວນນີ້ເອີ້ນວ່າ: 1 ຟາຣາເດ ປະລິມານໄຟຟ້າ 1 ຟາຣາເດ(F) = 96,487°C

(ເພື່ອຄວາມສະດວກໃນການຄານວນ ອາດໃຊ້ຄ່າ IF=96,500)

ຈາກຕົວຢ່າງດັ່ງກ່າວຈະໄດ້ວ່າໃນການປຣິຕົວ Ag^+ ໂມລ ໃຫ້ເປັນໂລຫະເງິນ 1 ໂມລ ຈະຕ້ອງໃຊ້ປະລິມານໄຟຟ້າ 1F ແລະ ໃນການປຣິຕົວ Cu^{2+} Ag^+ ໂມລ ໃຫ້ເປັນ Cu ແລະ Ag 1ໂມລ ຈະຕ້ອງໃຊ້ປະລິມານ ໄຟຟ້າ 2 ແລະ 3 ຟາຣາເດ ຕາມລຳດັບ.

ໃນທາງປະຕິບັດ ປະລິມານໄຟຟ້າເປັນ C ທີ່ໄຫຼຜ່ານເຊລ,ໃນຂະບວນການແຍກສະລາຍດ້ວຍ ໄຟຟ້ານັ້ນໄດ້ຈາກກະແສໄຟຟ້າ ແລະ ໄລຍະເວລາໄຟຟ້າໄຫຼຜ່ານນັ້ນຄື: $tiQ]=$

ປະລິມານໄຟຟ້າ = ກະແສໄຟຟ້າ x ເວລາ

ຫຼື $Q = i \dots \dots \dots (1)$

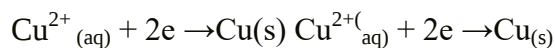
ໃຊ້ທີ່: $Q =$ ປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ມີຫົວຫນ່ວຍເປັນກູລົງ (coulomq, C)

$I =$ ກະແສໄຟຟ້າມີຫົວຫນ່ວຍເປັນ ອາມແປ (amqere, A)

$t =$ ເວລາການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າມີຫົວຫນ່ວຍເປັນວິນາທີ (s)

ຕົວຢ່າງ: ການຄຳນວນຕາມກົດຂໍ້ທີ 1 ຂອງຟາຣາເດ .

ຕົວຢ່າງທີ 1: ຖ້າຜ່ານກະແສໄຟຟ້າ 5,0 ອາມແປ ລົງໃນທາດລະລາຍ CuSO_4 ເປັນເວລາ 2 ຊົ່ວໂມງຈະມີໂລຫະທອງໄປຈັບທີ່ຂົ້ວທີ່ກາໂຕດ ຈັກກຣາມ($\text{Cu}=63,5$) ວິທີການປະຕິບັດ: ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ(hatf-reaction) ທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ກາໂຕດ(ປະຕິກິລິຍາ reduction) ຄື:



ຈະເຫັນວ່າ: ຖ້າໃຊ້ເອເລັກຕຣົງ 2 ໂມລ(2ຟາຣາເດ) ຈະຮັດໃຫ້ເກີດໂລຫະທອງ 1 ໂມລອາຕອມ ຫຼື 63,5 ກຣາມ

ຊອກປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ໃຊ້ທັງຫມົດ: ຈາກຄວາມສຳພັນໃນສົມຜົນ (1)

$$Q = i \cdot t$$

$$= (5,0\text{A}) \times (2 \times 60 \times 60\text{s})$$

$$= 36000 \text{ C}$$

ເພາະວ່າ C = As

$$= 36000/96,487\text{F} \quad (1\text{F} = 96,487\text{C})$$

ຈາກສົມຜົນປະລິມານໄຟຟ້າ 2 ຟາຣາເດ ໃຫ້ໂລຫະທອງ = 63,5 ກຣາມ

$$\frac{3600}{96.487} = \frac{63,5 \times 36000}{96,487 \times 2} \text{ g}$$

$$= 11,8 \text{ g}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ເກີດໂລຫະທອງເກາະຕາມທີ່ກາໂຕດ ຫນັກ 11.8 ກຣາມ ams

ຕົວຢ່າງທີ 2: ຖ້າຜ່ານກະແສໄຟຟ້າ 4.0 ອາມແປ ລົງໃນເຊລເອເລັກໂທໄລ ທີ່ບັນຈຸນໍ້າເປັນເວລາ 10 ຊົ່ວໂມງ ຈຶ່ງຊອກຫາປະລິມານຂອງ $\text{H}_{2(\text{g})}$ ແລະ $\text{O}_{2(\text{g})}$ ທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ກາໂຕດ ແລະ ອາໂນດ ຕາມລຳດັບ

ວິທີແກ້: ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາແບບ oxidation ແລະ reduction ນໍ້າເປັນດັ່ງນີ້: ທີ່

ອາໂນດ (ເກີດ oxidation) $2\text{H}_2\text{O}(\text{L}) \rightarrow 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}$

ກາໂຕດ (ເກີດ reduction) $2\text{H}_2\text{O}(\text{L}) + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$.

ປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ໃຊ້ທັງຫມົດ (Q) = (4,00A) = (10x60x60s)

$$= 144000 \text{ C}$$

$$= \frac{144000}{96,487} \text{ F}$$

ຈາກປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ໃຊ້ທັງຫມົດ (ທີ່ກາໂຕດ) ຈະໄດ້ວ່າອາຍ ຮີໂດແຊນ 1 ໂມລ ຫຼື 22,4 ລິດທີ່ STP ໄດ້ ຈາກການຜ່ານໄຟຟ້າ 2 ຟາຣາເດ(ຫຼື 2 ໂມລເອເລັກຕຣົງ) ນັ້ນຄື: ປະລິມານໄຟຟ້າ 2 ຟາຣາເດໃຫ້ອາຍ $\text{H}_2 = 22.4\text{L (S.T.P)}$

$$\begin{aligned} \frac{14400}{96,487} &= \frac{22,4 \times 144000}{2 \times 96,487} \\ &= 16.7 \text{ L(S.T.P)} \end{aligned}$$

ຈາກປະຕິກິລິຍາ oxidation(ທີ່ກາໂຕດ) ຈະໄດ້ກ້າສອີກຊີແຊນ 1 ໂມລ ຫຼື 22,4 ລິດ ທີ່ STP ໄດ້ໄຟຟ້າ 4 ຟາຣາເດ ໃຫ້ກ້າສ(4ໂມລເອເລັກຕຣົງ)

ປະລິມານໄຟຟ້າ 4 ຟາຣາເດ ໃຫ້ກ້າສ

$$\text{O}_2 = 22.4\text{L(S.T.P)}$$

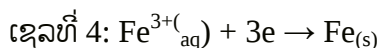
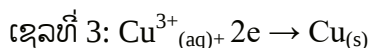
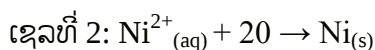
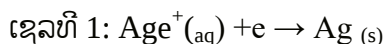
$$\begin{aligned} \frac{14400}{96,487} &= \frac{22,4 \times 144000}{4 \times 96,487} \\ &= 8.35\text{L(S.T.P)} \end{aligned}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຈະເກີດກ້າສຮີໂດແຊນ ແລະ ອີກຊີແຊນເທົ່າກັບ 16.7 ແລະ 8.35 ລິດ ທີ່ STP ຕາມລຳດັບ.

ຕົວຢ່າງທີ 3: ເມື່ອຜ່ານປະລິມານໄຟຟ້າເທົ່າກັນເຂົ້າໃນປຣິດົວໃນທາດລະລາຍຕໍ່ໄປນີ້: $\text{AgNO}_3(\text{aq})$, $\text{NiSO}_4(\text{aq})$, $\text{CuCl}_2(\text{aq})$ ແລະ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{aq})$ ເຊິ່ງບັນຈຸໃນເຊລເອເລັກໂທໄລ 4 ເຊລທີ່ຕໍ່ກັນແບບປະສົມຖ້າມີ ໂລຫະ Ag ເກາະທີ່ກາໂຕດຂອງເຊລທີ່ 1 ເທົ່າກັບ 5.40 ກຣາມ ຈຶ່ງຊອກຫາປະລິມານຂອງ Ni, Cu ແລະ Fe ທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນເຊລ 2, 3, 4 ຕາມລຳດັບ.

$$(\text{Ag} = 108, \text{Ni} = 58,7; \text{Cu} = 63,5; \text{re} = 56)$$

ວິທີແກ້: ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ (ເປັນປະຕິກິລິຍາ reduction) ທີ່ເກີດຂຶ້ນກັບກາໂຕດ ໃນເຊລ 1, 2, 3 ແລະ 4 ເປັນດັ່ງນີ້:



ຈາກເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ ຈະໄດ້ມວນສົມມຸດຂອງ Ag; Ni; Cu, Fe ເທົ່າກັບ Ag/1 ; Ni/2; Cu/2 ແລະ Fe/3 ຕາມລຳດັບ.

$$\begin{aligned} \frac{\text{ມວນຂອງ Ag}}{\text{ມວນສົມມຸດຂອງ Ag}} &= \frac{\text{ມວນຂອງ Ni}}{\text{ມວນສົມມຸດຂອງ Ni}} \\ &= \frac{\text{ມວນຂອງ Cu}}{\text{ມວນສົມມຸດຂອງ Cu}} \\ &= \frac{\text{ມວນຂອງ Fe}}{\text{ມວນສົມມຸດຂອງ Fe}} \end{aligned}$$

ໃນປະຕິກິລິຍາເກີດ Ag ໃນເຊລທີ່ 1 = 5,40 ກຳມ ມວນຂອງ Ni; Cu, Fe ຫາໄດ້ຈາກຄວາມສຳພັນ ດັ່ງກ່າວຄື:

$$= \frac{\text{ມວນຂອງ Ni}}{\text{ມວນສົມມຸດຂອງ Ni}} = \frac{\text{ມວນຂອງ Ni}}{\text{ມວນສົມມຸດຂອງ Ni}}$$

$$\text{ມວນຂອງ Ni ທີ່ເກີດຂຶ້ນ} = \frac{5,40\text{g}}{108\text{g}} \times \text{ມວນສົມມຸດຂອງ Ni}$$

$$\frac{5,40 \times 58,7}{108 \times 2}$$

$$= 1,47\text{g}$$

ໃນທຳນອງດຽວກັນ:

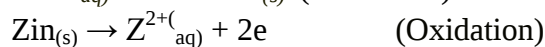
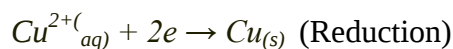
$$\text{ມວນຂອງ Cu ທີ່ເກີດຂຶ້ນ} = \frac{5,40 \times 63,5}{108 \times 2}$$

$$= 1,59\text{g}$$

$$\text{ມວນຂອງ Fe ທີ່ເກີດຂຶ້ນ} = \frac{5,40 \times 56}{108 \times 3}$$

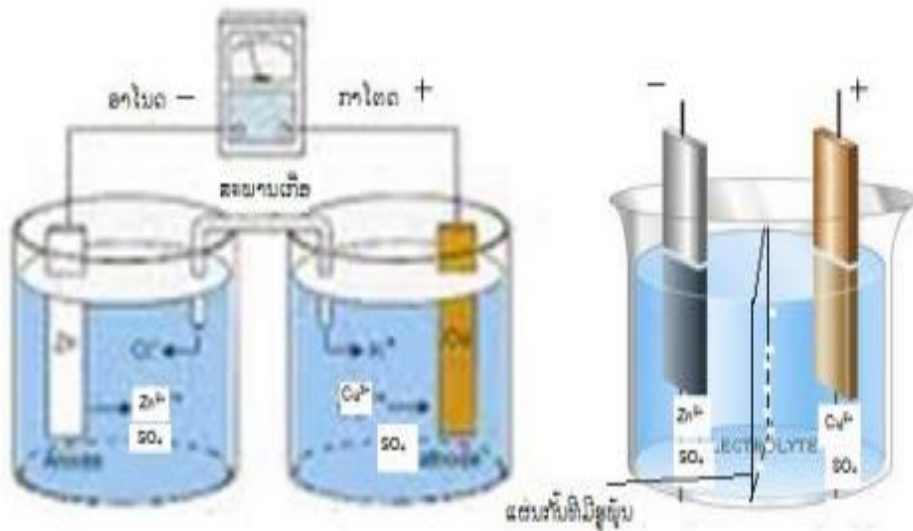
4. ເຊວອລເທອິກ(Voltaic Cell) ຫຼື ເຊວແກລແວນິກ(Galvanic Cell)

ເຊວໄຟຟ້າທີ່ກາວມາແລ້ວ ຄື: ເຊວເອເລັກໂທໂລນັ້ນກະແສໄຟຟ້າເຮັດໃຫ້ເກີດປະຕິກິລິຍາ redox ທີ່ ກາໂຕດ ແລະ ອາໂນດ ໃນຫົວບົດນີ້ຈະໄດ້ເວົ້າເຖິງເຊວໄຟຟ້າອີກປະເພດໜຶ່ງເຊິ່ງກະແສໄຟຟ້າ ຫຼື ເອເລັກຕຣົງທີ່ ໄຫຼໃນວົງຈອນເປັນຜົນຈາກປະຕິກິລິຍາ redox ທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນສານລະລາຍ ຫຼື ເຊວອລເທອິກ ຫຼື ເຊວແກລວານິກ, ເຊິ່ງເປັນພະລັດພະລັງງານໄຟຟ້າຈາກປະຕິກິລິຍາ redox ທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງຕາມທຳມະຊາດ(spontaneous redox reaction) ນັກວິທະຍາສາດ 2 ທ່ານທີ່ເຮັດການທົດລອງກ່ຽວກັບເຊວໄຟຟ້າແບບນີ້ຄື: ວອລຕາ(Alessandro Volta ຄ.ສ 1745-1827 ໃນ ຄ.ສ 1880 ແລະ ກາວານີ(Luigi Galvani ຄສ 1737-1797) ໃນ ຄ.ສ 1780 ເຊວອລເທອິກ,ເຮົາເຄີຍໃຊ້ໃນຊີວິດປະຈຸບັນເຊັ່ນ:ຖານໄຟສາຍ ຫຼືແບັດເຕີລີ ແຜ່ນກົວທີ່ໃສ່ໃນລົດຍົນ(Lead storage battery) ເປັນຕົ້ນ. ກ່ອນທີ່ຈະທຳຄວາມເຂົ້າໃຈວ່າເຊວອລເທອິກ, ເຮັດວຽກຫຼືພະລັງງານໄຟຟ້າໄດ້ແນວນັ້ນໃຫ້ພິຈາລະນາ ປະຕິກິລິຍາ Redox ທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງໃນສານລະລາຍເມື່ອລຸ່ມແຜ່ນສັງກະສີລົງໃນທາດລະລາຍ CuSO₄ ເມື່ອປ່ອຍໄວ້ໃນໄລຍະເວລາໃດໜຶ່ງຈະພົບວ່າມີໂລຫະທອງມີລັກສະນະຄ້າຍຄືຟອງນ້ຳສີນ້ຳຕານແກມແດງ (ນ້ຳຕານໄຫມ້) ໄປເກາະທີ່ຜິວໂລຫະຂອງສັງກະສີ ແລະສີຟ້າຂອງທາດລະລາຍ CuSO₄ ຈະຈາງລົງສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນແລະອຸນຫະພູມຂອງທາດລະລາຍຈະສູງຂຶ້ນເພາະມີຄວາມຮ້ອນໃຫ້ອອກມາຈາກ ປະຕິກິລິຍາສົມຍົມສະແດງດັ່ງລຸ່ມນີ້:

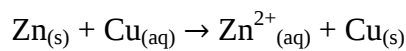


ໃນປະຕິກິລິຍານີ້: Cu²⁺(aq) ຖືກ ຣີດິວເປັນ Cu(s) ໂດຍການຮັບເອເລັກຕຣົງຈາກ Zn(s) ໃນຂະນະດຽວກັນ Zn(s) ຈະໃຫ້ເອເລັກຕຣົງ,ກາຍເປັນ Zn²⁺(aq) ການໄຫຼຂອງເອເລັກຕຣົງໃນລັກສະນະນີ້ຈະນຳໄປໃຊ້ປະໂຫຍດບໍ່ໄດ້, ແຕ່ ການແຍກທາດລະລາຍ CuSO₄ ອອກຈາກແຜ່ນສັງກະສີໂດຍກຸ່ມແຜ່ນສັງກະສີໃນພາສະນະອັນໜຶ່ງ ແລະ ໃສ່ທາດລະລາຍ CuSO₄ ອີກໃບໜຶ່ງເພື່ອໃຫ້ເອເລັກຕຣົງທີ່ກະຈາຍອອກຈາກແຜ່ນສັງກະສີເຄື່ອນຜ່ານຫຼອດຕົວນຳໄຟຟ້າພາຍນອກທີ່ຕໍ່ເຂົ້າກັບຂົ້ວທີ່ເຮັດດ້ວຍໂລຫະທອງນັ້ນ,ຄື ຈະມີພະລັງງານໄຟຟ້າພະລັດອອກມາຈາກເຊວ ໄຟຟ້າ, ກ່ອນທີ່ເອເລັກຕຣົງຈະໄປຮວມກັບ Cu²⁺(aq) ກາຍເປັນ Cu(s)ເຊວອລເທອິກ ມີ 2 ແບບຄື:

- 1) ແບບດາແລເຊລ(Daniel Cell) ເຊິ່ງບໍ່ມີສະພາບອີອົງ ຫຼືສະພາບເກືອ(Salt bridge)
- 2) ແບບທີ່ມີສະພາບອີອົງ ຫຼື ສະພາບເກືອ



ຮູບທີ7 ເຊລແກລວານິກ ຫຼື ເຊລວອລທີອີກທີ່ໃຊ້ປະຕິກິລິຍາ

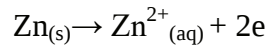


ຈາກຮູບ(7) ຈະເຫັນວ່າພາສະນະທາງຊ້າຍມີແທງສັງກະສີເປັນຂົ້ວໄຟຟ້າ, ຈົ່ມໃນທາດລະລາຍຂອງເກືອສັງກະສີ(ເຊິ່ງໃນນີ້ໃຊ້ ZnSO_4) ສ່ວນພາສະນະທາງຂວາມີທອງເປັນຂົ້ວໄຟຟ້າ, ຈົ່ມໃນທາດລະລາຍຂອງເກືອ ທອງ (ໃນທີ່ເລືອກໃຊ້ CuSO_4) ຂົ້ວໄຟຟ້າທັງສອງຕໍ່ເປັນວົງຈອນດ້ວຍເສັ້ນ ແລະຕໍ່ກັບມາດຕາຄວາມຕ່າງສັກ (voltmeter) ປະຕິກິລິຍາເຄມີຈະເກີດຂຶ້ນທັນທີໂດຍໃຊ້ Zn ຈະໃຫ້ເອເລັກຕຣົງ ແລະ Zn ເຂົ້າສູ່ທາດ ລະລາຍໃນຮູບຂອງ ZnSO_4 ເອເລັກຕຣົງທີ່ໃຫ້ຈະແລ່ນຜ່ານເສັ້ນລວດໄປຫາຂົ້ວທອງເຊິ່ງ Cu^{2+} ໃນທາດ ລະລາຍຈະຮັບເອເລັກຕຣົງຈາກຂົ້ວນີ້ກາຍເປັນ $\text{Cu}_{(s)}$ ໄປເກາະທີ່ຂົ້ວທອງ, ການມີເອເລັກຕຣົງໄຫຼຜ່ານຫຼອດ ພາຍນອກເຮັດໃຫ້ເກີດມີໄຟຟ້າຂຶ້ນແຕ່ລະຂົ້ວໄຟຟ້າເຂົ້າເປັນເຊລໄຟຟ້າໃນລັກສະນະນີ້ພົບວ່າອີກເອເລັກຕຣົງຈະ ເຊົາໄຫຼ, ທັງນີ້ເນື່ອງຈາກພາສະນະທາງຊ້າຍມີໄຟຟ້າບັນຈຸບວກ(Zn^{2+}) ຫຼາຍກວ່າໄຟຟ້າບັນຈຸລົບ, ສ່ວນພາສະນະທາງຂວາມີໄຟຟ້າບັນຈຸລົບ (SO_4^{2-}) ຫຼາຍກວ່າໄຟຟ້າບັນຈຸບວກ ຫຼື ເວົ້າອີກຢ່າງວ່າເກີດພາວະບໍ່ສົມດຸນຂອງໄຟຟ້າບັນຈຸລົບຂອງແຕ່ລະພາສະນະ ຢູ່ໃນພາວະສົມດຸນ(balance) ເຊິ່ງເຮັດໄດ້ໂດຍການໃຊ້ພາສະນະເກືອ(salt bridge) ຫຼື ແຜ່ນພູມເຮັດຫນ້າອີອົງບວກແລະອີອົງລົບໄຫຼຜ່ານໄດ້ຈຶ່ງເຮັດໃຫ້ໄຟຟ້າບັນຈຸບວກ ແລະໄຟຟ້າບັນຈຸລົບຢູ່ໃນພາວະສົມດຸນສະເຫມີ

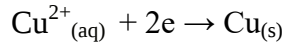
ໂດຍທົ່ວໄປພາສະນະເກືອເປັນຮູບໂຕຢູ, ພາຍໃນບັນຈຸເອເລັກໂທໄລແກ່ເຊັ່ນ: KNO_3 ຫຼື KCl ໃນ ວຸ້ນທັງນີ້ເທື່ອປ້ອງກັນບໍ່ໃຫ້ທາດລະລາຍຂອງເກືອທີ່ບັນຈຸໃນຫຼອດແກ້ວນັ້ນໄຫຼອອກໄປປະປົນກັບທາດລະລາຍ ZnSO_4 ໃນພາສະນະທາງຊ້າຍ ຫຼືປົນກັນທາດລະລາຍ CuSO_4 ໃນພາສະນະທາງຂວາ, ພາສະນະເກືອນີ້ ຍອມໃຫ້ອີອົງເຄື່ອນທີ່ໄດ້ ຫຼືນຳໄຟຟ້າໄປຕະຫຼອດທັງເຊລແຕ່ປ້ອງກັນການສຳຜັດກັບທາດລະລາຍຂອງ Cu^{2+} ກັບແຜ່ນ Zn ເຊິ່ງຖ້າປ່ອຍໃຫ້ສົມຜົນໂດຍກົງຈະເກີດການລັດວົງຈອນໃຊ້ຜະລິດກະແສໄຟຟ້າບໍ່ໄດ້

ຈາກຕົວຢ່າງປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວເມື່ອມີປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນ, ພາສະນະທາງຊ້າຍມີເກີດໄຟຟ້າບັນຈຸບວກ ຫຼາຍ ກວ່າໄຟຟ້າບັນຈຸລົບເພາະມີ Zn^{2+} ເຂົ້າສູ່ທາດຫມາຍ, ອີອົງລົບຈາກພາສະນະເກືອຈະເຄື່ອນທີ່ເຂົ້າສູ່ພາສະນະນັ້ນ ເພື່ອດູດໄຟຟ້າບັນຈຸບວກທີ່ເກີນ, ຂະນະດຽວກັນພາສະນະທາງຂວາມີຈະເກີດໄຟຟ້າບັນຈຸລົບຫຼາຍກວ່າໄຟຟ້າ ບັນຈຸບວກເພາະ Cu^{2+} ລຸດລົງໂດຍໄປເກາະຢູ່ແທງທອງ, ອີອົງບວກຈາກພາສະນະເກືອຈະເຄື່ອນທີ່ເຂົ້າດູດໄຟຟ້າບັນຈຸລົບທີ່ເກີນ, ໃນລັກສະນະເຊັ່ນນີ້: ເກີດດູດໄຟຟ້າບັນຈຸທັງສອງຫຼອດພາສະນະປະຕິກິລິຍາດຳເນີນຕໍ່ໄປ ແລະ ເອເລັກຕຣົງໄຫຼໄປເລື້ອຍໆພາຍໃນວົງຈອນໄຟຟ້າ

ການພິຈາລະນາວ່າຂົ້ວໄຟຟ້າໄດ້ເປັນຂົ້ວບວກ ແລະ ຂົ້ວໄຟຟ້າໄດ້ເປັນຂົ້ວລົບ ນັ້ນຈາກປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ເຄິ່ງເຊລ(half-cell) ທາງຂວາມີຄື:



ເຊິ່ງເປັນປະຕິກິລິຍາ oxidation ດັ່ງນັ້ນ ຊົ່ວສັງກະສີຈະເປັນຂົ້ວອາໂນດ(ເພາະປະຕິກິລິຍາ Reduction ເກີດ ທີ່ອາໂນດສະເຫມີ) ສ່ວນປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ເຄິ່ງເຊລໃນຂົ້ວມີຄື:



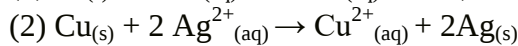
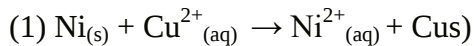
ເຊິ່ງເປັນປະຕິກິລິຍາ reduction ດັ່ງນັ້ນຂົ້ວທອງຈຶ່ງເປັນກາໂຕດ (ເພາະປະຕິກິລິຍາ Reduction ເກີດ ຂຶ້ນທີ່ກາໂຕດສະເຫມີ) ເຊິ່ງເຂົ້າໃຈວ່າ: ການລະບຸອາໂນດ ຫຼື ກາໂຕດ ລະບຸຕາມປະຕິກິລິຍາໄຟຟ້າເຄມີທີ່ເກີດຂຶ້ນສະເຫມີ ການພິຈາລະນາວ່າຂົ້ວໃດໄຟຟ້າບວກຫຼື ລົບສ່ວນແທ່ງທອງແດງ, ແທ່ງສັງກະສີຈຶ່ງມີເອເລັກຕຣົງຫຼາຍ ກວ່າແທ່ງທອງ ດັ່ງນັ້ນແທ່ງສັງກະສີຈະເປັນຂົ້ວລົບ, ສ່ວນແທ່ງທອງເປັນຂົ້ວບວກ.

ຈຶ່ງສະຫຼຸບໄດ້ວ່າ ສາລັບເຊລແກວານິກ ຫຼື ເຊລວອລເທອິກ

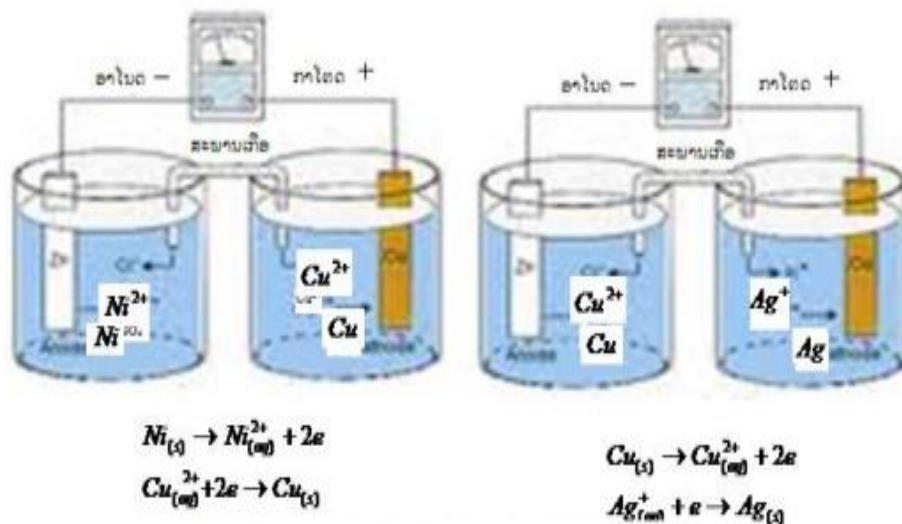
ອາໂນດຄື: ລົບ ແລະ ກາໂຕດຄື: ບວກ

ພິສັດເກດວ່າຂົ້ວໄຟຟ້າບວກຫຼື ຂົ້ວໄຟຟ້າລົບຂອງເຊລແກວານິກ, ກັບຂົ້ວໄຟຟ້າບວກຫຼືຂົ້ວໄຟຟ້າຂອງເຊລເອເລັກໂທໄລທີ່ກນນິດວ່າ: ອາໂນດ ຄື: ບວກ ແລະ ກາໂຕດຄື: ລົບ

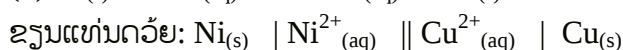
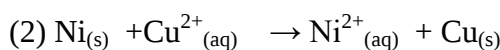
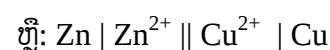
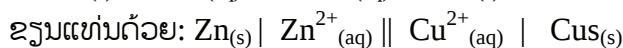
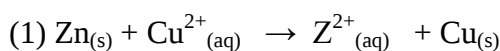
ຕົວຢ່າງ: ປະຕິກິລິຍາ redox ທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ແລະ ທີ່ໃຊ້ໃນການຜະລິດຜະລິດງານໄຟຟ້າເຊັ່ນ:

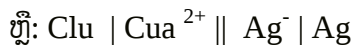
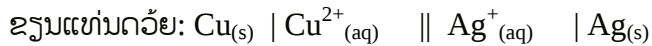
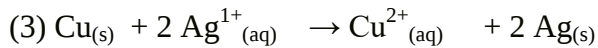
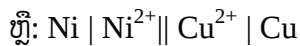


ເຊິ່ງສາມາດຂຽນຮູບສະແດງເຊລແກວານິກໄດ້ດັ່ງນີ້:



ຈາກຕົວຢ່າງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນເຊລ ແກວານິກທີ່ສະເຫມີມາແລ້ວນັ້ນ, ສາມາດຂຽນສັນຍາລັກຂອງເຊລ(cell notation) ຕາມຂັ້ນຢືມໃຊ້ກັນໄປໄດ້ດັ່ງນີ້:





ເຄື່ອງຫມາຍ | ໃຊ້ຂຽນແທນຂອບເຂດລະຫວ່າງ ເຟດ(Phase boundary) ສະແດງທາດຢູ່ທັງ 2 ດ້ານຂອງເສັ້ນນັ້ນມີສະຖານະຕ່າງກັນເຊັ່ນ: $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+}$ ຮຽກວ່າເຄິ່ງເຊລຂອງສັງກະສີທີ່ມີ Zn ເປັນຂອງແຂງ ແລະ Zn^{2+} ເປັນທາດລະລາຍ.

ເຄື່ອງຫມາຍ [ໃຊ້ແທນສະພາບຂອງອີອົງ ຫຼື ສະພາບເກືອ(salt bridge)

ເຄື່ອງຫມາຍທາງຊ້າຍເປັນອາໂນດເຮັດໜ້າທີ່ເປັນຂົວລົບແລະ ເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation ສ່ວນເຄິ່ງເຊລທາງຂວາເປັນກາໂຕດເຮັດໜ້າທີ່ເປັນຂົວບວກແລະ ເກີດປະຕິກິລິຍາ Reduction, ເອເລັກຕຣົງຈະໄຫຼຈາກ ອາໂນດໄປຍັງກາໂຕດ, ຖ້າຕໍ່ເຄິ່ງເຊລສອງອັນຈະມີສັກຂົວໄຟຟ້າ(Electrode potential) ບໍ່ເທົ່າກັນເຮັດໃຫ້ເກີດຄວາມຕ່າງສັກຂຶ້ນເຊິ່ງວັດໄດ້ຈາກມາດຖານຄວາມຕ່າງສັກ(voltmeter) ແລະເຂັ້ມຈະປັ້ນໄປໃນທິດທາງການ ໄຫຼຂອງເອເລັກຕຣົງ.

5. ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າ(Electro motive Force, EMF) ຫຼື ໂປຕັງຊຽນຂອງເຊລ(Cell potential)

ກະແສໄຟຟ້າທີ່ໄດ້ຈາກເຊລແກວານິກ, ເປັນຜົນຈາກເອເລັກຕຣົງຖືກຜັນໄດ້ໃຫ້ໄຫຼຈາກຂົວລົບໂດຍປະຕິກິລິຍາເຄມີຜ່ານທາງວົງຈອນນອກຂົວບວກແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ເອເລັກຕຣົງເຄື່ອນທີ່ດັ່ງກ່າວເອີ້ນວ່າ: ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າ (Electromotive force) ຂຽນຫຍໍ້ວ່າ: Emf ມີຫົວໜ່ວຍໃຊ້ແມ່ນ ໂວລ volt ດັ່ງໂວລ ກໍ່ຄືຜະລິດງານທີ່ ວັດໄດ້ຈາກການໄຫຼຜ່ານຂອງເອເລັກຕຣົງນັ້ນເອງ. Emf 1 ໂວນເປັນງານທີ່ໄດ້ຈາກການໄຫຼຜ່ານຂອງໄຟຟ້າບັນຈຸບວກ iC ຄືງານ J

$$V = \frac{1J}{C} \text{ ຫຼື } J = C \cdot V$$

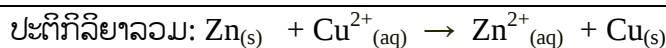
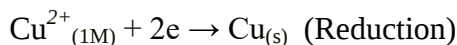
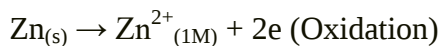
(ໃນນີ້ J = ຜະລິດງານ joule, V= ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າເປັນ volt, C= ເປັນໄຟຟ້າບັນຈຸ coulomb) ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊລແກວານິກ ຈະຫຼາຍ ຫຼື ນ້ອຍຂຶ້ນຢູ່ກັບແຟກເຕີຫຼາຍຢ່າງເຊັ່ນ:

- 1) ຊະນິດຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນພາຍໃນເຊລ
- 2) ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງທາດທີ່ກ່ຽວຂ້ອງໃນປະຕິກິລິຍາ Redox ພາຍໃນເຊລ
- 3) ອຸນຫະພູມ

ໂດຍທົ່ວໄປການິດອຸນຫະພູມເປັນຖ້າເປັນອຸນຫະພູມອື່ນໆຕ້ອງບວກໃຫ້ຊັດເຈນ, ເນື່ອງຈາກແຟກເຕີທັງສາມທີ່ກ່າວມາແລ້ວມີຜົນຕໍ່ອັດຕາການເກີດປະຕິກິລິຍາທັງຫມົດ(ດັ່ງລາຍລະອຽດໃນຫົວບົດກ່ຽວກັບທາດເຄມີ) ດັ່ງນັ້ນຖ້າປະຕິກິລິຍາໃນເຊລມີແວໂມເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ດີ ຫຼື ມີອັດຕາການເກີນປະຕິກິລິຍາແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າ ກໍ່ຍ້ອມສູງ.

ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊລອາດເອີ້ນວ່າ: ທ່າຕັ້ງຂອງເຊລ(Cell potential) ສັນຍາລັກດ້ວຍ E_{cell} ເນື່ອງຈາກທ່າຕັ້ງຂອງເຊລຂຶ້ນກັບຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງທາດ, ໃນການປຽບທຽບທ່າຕັ້ງຂອງເຊລ(ໃຊ້ສັນຍະລັກ ເປັນ E°_{cell}) ເຊິ່ງເປັນຄ່າແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊລທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງອີອົງບວກ ຫຼື ອີອົງລົບໃນເຊລໄຟຟ້າ ເທົ່າກັບ 1 ໂມນ

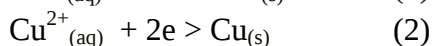
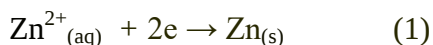
ຕໍ່ລິດ ຫຼື 1 M ຖ້າໃນເຄື່ອງປະຕິກິລິຍາໃດມີກ້າສເຂົ້າມາກ່ຽວຂ້ອງດ້ວຍໃຊ້ຄວາມດັນຂອງ ກາສນັ້ນເປັນບັນຍາກາດ, ປະຕິກິລິຍາໃນເຊລແກວານິກສໍາລັບສັງກະສີ ແລະ ທອງຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:



ຄ່າທ່າຕັ້ງຂອງເຊລ(E_{cell}) ອາດວັດແທກໄດ້ໂດຍເຄື່ອງມືທີ່ເອີ້ນວ່າ: ມາດຖານວັດຄວາມຕ່າງທ່າຕັ້ງ (voltmeter) ແຕ່ຄ່າ E_{cell} ທີ່ລະອຽດ ຫຼື ໃກ້ຄຽງກັບຄ່າຈິງຫຼາຍທີ່ສຸດ, ຄວນໃຊ້ເຄື່ອງມືທີ່ເອີ້ນວ່າ: ໂພເທຊີໄອ ມີເຕີ ເຊິ່ງຕໍ່ເຂົ້າກັບວົງຈອນຂອງເຊລແກວານິກ.

6. ໂປຕັງຂຽນຂົ້ວໄຟຟ້າ(Electrode potential)

ຈາກຕົວຢ່າງເຊລແກວານິກ ຂອງ ດັ່ງຮູບ(7) ເຊິ່ງເຊລທາງຊ້າຍມີລັອມຮອບຂົ້ວໄຟຟ້າອີຂົ້ວ ຫນຶ່ງອີງແຕ່ ລະຊະນິດມີແວໂມທີ່ຈະດຶງເອເລັກຕຣົງຈາກຂົ້ວໄຟຟ້າ ຫຼື ຖືກຣີດົວ ດັ່ງນີ້:



ແວໂມຂອງອີງບວກຖືກຣີດົວນີ້ເອີ້ນວ່າ: ສັກ reduction(reduction potential) ໃນພາວະມາດຕະຖານ ເອີ້ນວ່າ: ທ່າຕັ້ງຣີດັກຊັນມາດຕະຖານ(standard reduction potential) ຖ້າປະຕິກິລິຍາມີທ່າຕັ້ງຂົ້ວໄຟຟ້າ (standard reduction potential) ທ່າຕັ້ງຂົ້ວໄຟຟ້າ ຂອງປະຕິກິລິຍາໃດໆກໍຕາມເຮັດໃຫ້ເປັນທ່າຕັ້ງຂົ້ວໄຟຟ້າ ມາດຖານ(standart electrode potential) ໄດ້ໂດຍການົດພາວະບາງປະການໄວ້ດັ່ງນີ້:

“ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງອີງທີ່ເຂົ້າຮ່ວມປະຕິກິລິຍາເປັນ 1 ໂມລ ຖ້າເປັນຂົ້ວໄຟຟ້າກ້າສ ຄວາມດັນຂອງ ກ້າສໃຫ້ເທົ່າກັບ 1 ບັນຍາກາດ ແລະ ຖ້າເປັນຂອງແຂງກໍໃຫ້ຢູ່ໃນຮູບທີ່ຫມັ້ນຄົງສ່ວນອຸນຫະພູມກໍານົດໃຫ້ເປັນ 25°C ສັນຍາລັກຂອງທ່າຕັ້ງຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຖານຄື E°

ໃນກໍລະນີຂອງ Zn / Cu ຈາກການທົດລອງພົບວ່າ Cu^{2+} ມີສັກ reduction ສູງກວ່າ Zn^{2+} ສະແດງວ່າ Cu^{2+} ສາມາດຮັບເອເລັກຕຣົງໄດ້ດີກວ່າ Zn^{2+} ທ່າຕັ້ງຂອງເຊລ(cell potential) ທີ່ວັດໄດ້ຈິງເປັນຜົນຕ່າງລະຫວ່າງ ຄວາມສາມາດໃນການຖືກຣີດົວຂອງທັງສອງ, ທ່າຕັ້ງຂອງເຊລໃນພາວະ ມາດຕະຖານໃນສັນຍະລັກ E°_{cell}

ນັ້ນຄື: $E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}}$

ໃນທີ່ E°_{Cu} ແລະ E°_{Zn} ເປັນທ່າຕັ້ງ reduction ມາດຕະຖານຂອງ Cu^{2+} ແລະ Zn^{2+} ຕາມລາດັບເນື້ອງ ຈາກ E°_{Cu} ຄືທ່າຕັ້ງ reduction ມາດຕະຖານທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ກາໂຕດ ສ່ວນ E°_{Zn} ຄືທ່າຕັ້ງ ທີ່ເກີດຂຶ້ນທີ່ອາໂນດ, ດັ່ງນັ້ນ ຄວາມສໍາພັນໂດຍທົ່ວໄປສໍາລັບ E°_{cell}

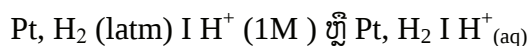
ຄື: $E^\circ_{\text{cell}} = \text{ທ່າຕັ້ງ reduction ຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ເກີດ reduction ສັກ reduction ມາດຕະຖານເຄິ່ງເຊລທີ່ເກີດ oxidation} \dots\dots\dots (1)$

$$\text{ຫຼື } E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{reduction}} - E^\circ_{\text{oxidation}}$$

ທ່າຕັ້ງຂອງເຊລ(E°_{cell}) ທີ່ໄດ້ຈາກການທົດລອງຈິງເປັນຜົນຕ່າງທ່າຕັ້ງໄຟຟ້າ reduction ມາດຕະຖານ ຂອງເຄິ່ງເຊລທັງສອງໃນທາງປະຕິວັດການເຮົາສາມາດຫາຄ່າສົມບູນ(absolute value) ຂອງສັກຂອງເຄິ່ງເຊລ ດ່ຽວໄດ້, ແຕ່ໃຊ້ຄ່າສັກສໍາພັນ (relative potential) ໂດຍການກໍານົດໃຫ້ຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຕະຖານອັນຫນຶ່ງມີຄ່າ ສັກຂົ້ວ

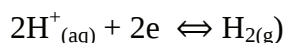
ໄຟຟ້າເປັນສູນ($E^{\circ} = 0 \text{ V}$) ຄືໃຊ້ເຄິ່ງເຊລນິໂດແຊນເປັນຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຕະຖານ(standard hydrogen electrode, SHE) ແລ້ວວັດຄ່າສັກຂົ້ວໄຟຟ້າຂອງເຄິ່ງເຊລອື່ນໆປຽບທຽບກັບຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຕະຖານນີ້.

ເຄິ່ງເຊລນິໂດແຊນປະກອບດ້ວຍແຜ່ນປຼາຕິນຳບາງໆທີ່ເຄື່ອນດ້ວຍປຼາຕິອີກຊິດ ຫຼື ປຼາຕິດຳ(platinum black) ເຮັດໜ້າທີ່ເປັນຂົ້ວໄມ້າຈຸບລົງຢູ່ໃນທາດລະລາຍກົດນິໂດຣິກເຂັ້ມຊຸ້ນ 1 M ຜ່ານກ້າສຳນິໂດແຊນທີ່ມີຄວາມດັນ 1 atm ບັນຍາກາດ ທີ່ອຸນຫະພູມ 25°C ໄປເທິງຝັ່ນຜິວຂອງຂົ້ວໄຟຟ້າ ປຼາຕິ, ປຼາຕິດຳທີ່ເຄື່ອນເທິງຂົ້ວໄຟຟ້າເຮັດໜ້າທີ່ເປັນຕົວເລັ່ງປະຕິກິລິຍາ ແລະ ສາມາດດູດກ້າສຳນິໂດແຊນໃຫ້ຮັກສາສົມດູນລະຫວ່າງ H_2 ແລະ H^{+} ທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນທາດລະລາຍຂົ້ວໄຟຟ້ານິໂດແຊນມາດຕະຖານຂຽນແບບຫຍໍ້ໄດ້ດັ່ງນີ້:

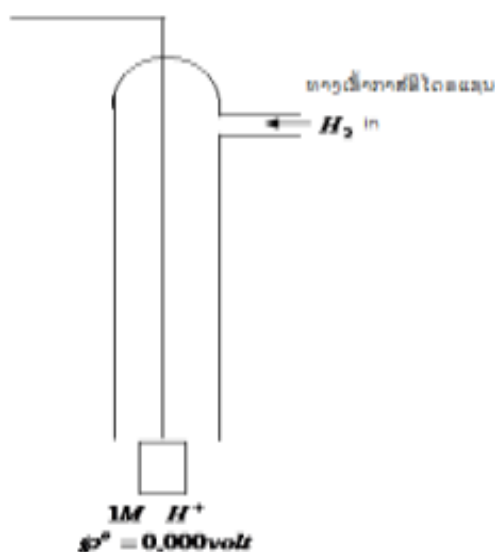
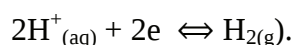


ສ່ວນປະກອບຂອງຂົ້ວໄຟຟ້ານິໂດແຊນມາດຕະຖານດັ່ງຮູບ(7)

ປະຕິກິລິຍາເຄມີທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນຂົ້ວໄຟຟ້ານິໂດແຊນມາດຕະຖານ(SHE) ເປັນປະຕິກິລິຍາຜັນກັບໄດ້ (reversible reaction) ນັ້ນຄື ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation ຫຼື ປະຕິກິລິຍາ reduction ດັ່ງນີ້:

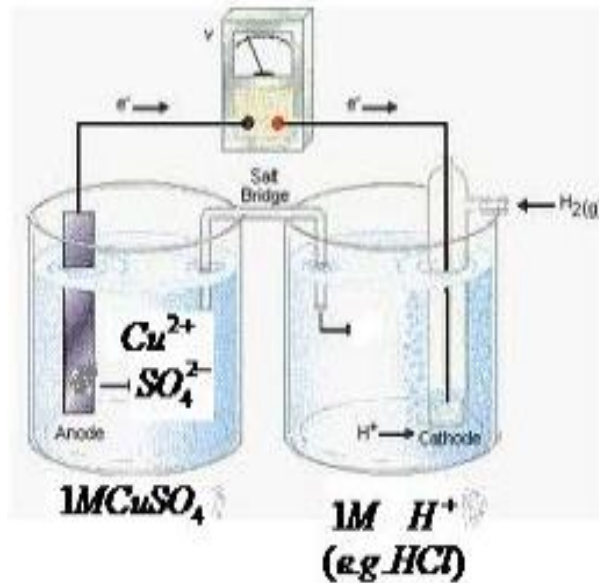


SHE ປະກອບດ້ວຍຫຼອດແກ້ວທີ່ມີສອງໃຫ້ກ້າສ M , ຜ່ານເຂົ້າໄປທີ່ຄວາມດັນ 1 atm ບັນຍາການມີຫຼອດ ປຼາຕິຕໍ່ຢູ່ ກັບແຜ່ນປຼາຕິທີ່ເຄື່ອນໄວດ້ວຍປຼາຕິດຳ, ເຊິ່ງເປັນຕົວເລັ່ງປະຕິກິລິຍາ



ຮູບທີ8 ຂົ້ວໄຟຟ້ານິໂດແຊນມາດຕະຖານ

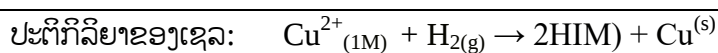
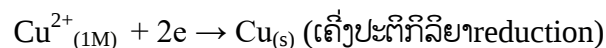
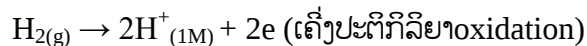
ການວັດຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຕະຖານ(E°) ໃດໆເຮັດໄດ້ໂດຍການນຳເຄິ່ງເຊລນັ້ນໆ ເຊິ່ງປະກອບດ້ວຍຂົ້ວໄຟຟ້າທີ່ເປັນໂລຫະຈຸບຢູ່ໃນທາດລະລາຍຂອງອີອົງຂອງໂລຫະນັ້ນ, ທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຊຸ້ນ 1 M ໄປຕໍ່ເຂົ້າກັບຂົ້ວໄຟຟ້າ ນິໂດແຊນມາດຕະຖານ, ສັກຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຕະຖານຂອງເຄິ່ງເຊລອ່ານຄ່າໄດ້ໂດຍກົງຈາກຈາກມາຕາຄວາມຕ່າງ ສັກ ຫຼື ໄປແປຊີອໍມິເຕີເຊັ່ນ: ໃນກໍລະນີຍາກຮູ້ສັກຂົ້ວໄຟຟ້າມາດຕະຖານຂອງເຄິ່ງເຊລຂອງທອງ $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} (1\text{M})$ ຕໍ່ເຂົ້າກັບຂົ້ວໄຟຟ້ານິໂດແຊນມາດຕະຖານ $\text{Pt}, \text{H}_2 \mid \text{H}^{+} (1\text{M})$ ເຊິ່ງເປັນແກວານິກນັ້ນເອງ ດັ່ງຮູບ (8).



ຮູບທີ9 ການວັດ ນັກຮົ່ວໄຟຜ່າມາດ ຕະຖານຂອງເຄື່ອງເຊລທອງນ ໂດຍວັດ 1 ທຽບກັບຂົ້ວໄຟຜ່າຮີໂດຣແຊນ
ມາດຕະຖານ (SHB)

ຈາກການທົດລອງພົບວ່າມີໂລຫະທອງໄປຈົບທີ່ກາໂຕດ(ເຊິ່ງເຮັດດ້ວຍທອງ) ຫຼາຍຂຶ້ນຈາກເຊລຄົບວົງ
ຈອນສະແດງວ່າ Cu^{2+} (ຖືກຮີດົວໄດ້ງ່າຍກວ່າ H^{+} ຄ່າສັກໄຟຜ່າທີ່ອ່ານໄດ້ເຄິ່ງມາດຕະຖານຄວາມຕ່າງສັກ ເທົ່າກັບ
0,34V ເອງຈາກສັກຂົ້ວໄຟຜ່າມາດຕະຖານຂອງຂົ້ວໄຟຜ່າຮີໂດຣແຊນເທົ່າກັບ 0,00V ດັ່ງນັ້ນ, ສັກໄຟຜ່າທີ່ອ່ານໄດ້
ຈຶ່ງເປັນຂົ້ວໄຟຜ່າມາດຕະຖານ(E°) ຂອງເຄື່ອງເຊລທອງ.

ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາທັງສອງທີ່ກ່ຽວຂ້ອງພາຍໃນເຊລໄຟຜ່າຄື:



ແຮງເຄື່ອນໄຟຜ່າ ຫຼື ສັກຂອງເຊລ (E°_{cell}) ແລະ ສັກຂົ້ວໄຟຜ່າຂອງເຄື່ອງເຊລມີຄວາມສາພັນຕາມສົມຜົນທີ່
(2) ຄື:

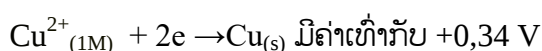
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{reduction}} - E^{\circ}_{\text{oxidation}}$$

$$= E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{H}_2|\text{H}^{+}}$$

$$+0,34 = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} - 0,00$$

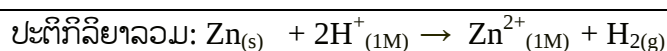
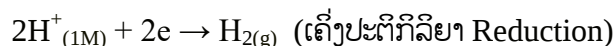
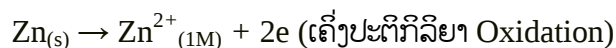
$$E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} = +0,34\text{V}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຄ່າຂອງສັກຂົ້ວໄຟຜ່າ reduction ຂອງປະຕິກິລິຍາ reduction ຂອງ Cu^{2+} ຄືປະຕິກິລິຍາ:



ເນື່ອງຈາກຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງ Cu^{2+} ເທົ່າກັບ 1M ແລະ ວັດຄ່າສັກໄຟຜ່າທີ່ 25°C ດັ່ງນັ້ນຄ່າ ທີ່ວັດໄດ້ ຈຶ່ງ
ເປັນຄ່າສັກຂົ້ວໄຟຜ່າ reduction ຕາມມາດຕະຖານ(standard reduction potential, SRP).

ຖ້ານຳເຄິ່ງເຊລ $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$ ເຊິ່ງມີທາດລະລາຍ $\text{Zn}^{2+} 1\text{M}$ ຕໍ່ເຂົ້າກັບຂົ້ວໄຟຟ້າຮີໂດແຊນມາດຕະຖານວັດສັກໄຟຟ້າທີ່ 25°C ຄ່າ E°_{cell} ທີ່ວັດໄດ້ເທົ່າກັບ $+0,76\text{V}$ ແລະ ພົບວ່າແທງສັງກະສີຄ່ອຍໆປ່ຽນລົງ, ສະແດງ ວ່າສັງກະສີ ຖືກ ອອກຊີໄດ (ຫຼື ພິຈາລະນາຈາກເຂັມຂອງມາດຕະຖານຄວາມຕ່າງສັກຊີໄປທາງຂົ້ວບວກທາງ ໄຟຟ້າຮີໂດແຊນ) ສະແດງວ່າສັງກະສີເປັນຂົ້ວລົບ ແລະ ຂົ້ວໄຟຟ້າຮີໂດແຊນເປັນຂົ້ວບວກ ສະນັ້ນເຄິ່ງເຊລທີ່ເຮັດ ຫນ້າທີ່ ເປັນອາໂນດຄື $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$ (ເກີດປະຕິລິຍາ reduction) ດັ່ງນີ້:



ສັກຂົ້ວໄຟຟ້າ reduction ມາດຕະຖານຂອງເຄິ່ງເຊລສັງກະສີ ຄຳນວນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{cell}} &= E^\circ_{\text{reduction}} - E^\circ_{\text{oxidation}} \\ &= E^\circ_{\text{H}_2|\text{H}^{2+}} - E^\circ_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} \\ +0,76 &= 0,00 - E^\circ_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} \\ E^\circ_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} &= -0,76 \text{ V} \end{aligned}$$

ຈະເຫັນວ່າຄ່າຂົ້ວໄຟຟ້າ reduction ມາດຕະຖານຂອງສັງກະສີມີຄ່າເປັນລົບ, ສະແດງວ່າສັງກະສີຮັບເອເລັກຕຣົງໄດ້ຍາກກວ່າ H^+ ເອງ.

ຄ່າສັກຂົ້ວໄຟຟ້າ reduction ມາດຕະຖານ(E°) ຂອງເຄິ່ງເຊລອື່ນໆກໍ່ຈະຫາໄດ້ໂດຍວິທີດຽວກັນ, ຈາກຄ່າ E° ທີ່ວັດໄດ້ຈາກການທົດລອງກໍ່ນຳມາຈັດລ້ຽງຕັ້ງແຕ່ນ້ອຍທີ່ສຸດຈົນໄປເຖິງໃຫຍ່ສຸດດັ່ງຕາຕະລາງ(1)

ຕາຕະລາງທີ 1 ສັກ reduction ມາດຕະຖານ 25°C (standard reduction potential, SRP)

ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ(half reaction)

ຕົວອອກຊີໄດ(oxidizing agent)+ne $\leftrightarrow$ ຕົວຮີດົວ (reducing agent)

↑ increasing of oxidizing agent	$\text{Br}_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+ 1.09	↓ decreasing of oxidizing agent
	$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0.89	
	$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+ 0.77	
	$\text{I}_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+ 0.54	
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0.52	
	$\text{Cu}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0.34	
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+ 0.27	
	$\text{AgCl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+ 0.22	
	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	+ 0.00	
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	- 0.04	
	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.13	
	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0.14	
	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.25	
	$\text{PbSO}_4 + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.36	
	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.44	

	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{g} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.74
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{g} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0.076
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{g} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83
	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{g} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1.03
	$\text{Al}^{3+} + 3\text{g} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1.67
	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{g} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2.38
	$\text{Na}^+ + \text{g} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2.71
	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{g} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2.76
	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{g} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2.90
	$\text{K}^+ + \text{g} \rightleftharpoons \text{K}$	-2.92
	$\text{Li}^+ + \text{g} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3.05

ສັກໄຟຟ້າມາດຕະຖານເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາດ່ຽວກັນທີ່ຂຽນໃນທິດທາງກົງກັນຂ້າມກັນ, ມີຄ່າເທົ່າກັນແຕ່ເຄື່ອງໝາຍກົງກັນຂ້າມເຄື່ອງປະຕິກິລິຍາໃດໆອາດຈະຂຽນແທນດ້ວຍເຄື່ອງປະຕິກິລິຍາຕໍ່ໄປນີ້:



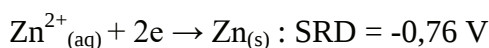
ໃນທີ່: OX ຄືສານທີ່ເປັນຕົວອອກຊິໄດ (oxidizing agent)

Red ຄື ສານທີ່ເປັນຕົວຣີດິວ (reducing agent)

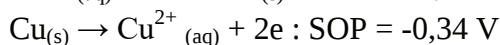
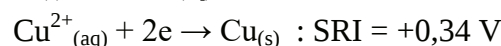
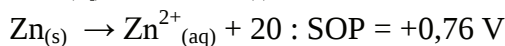
N ຄືຈຳນວນມວນຂອງອີເລັກຕຣົງ

ຖ້າຂຽນເຄື່ອງປະຕິກິລິຍາເປັນແບບແທນຄ່າສັກໄຟຟ້າທີ່ກ່ຽວຂ້ອງ

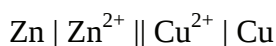
ເອີ້ນວ່າ: ສັກຣີດິກມາດຕະຖານ (SRP) ຖ້າຂຽນປະຕິກິລິຍາເປັນແບບ oxidation ($\text{red} \rightarrow \text{ox} + \text{ne}$) ເອີ້ນວ່າ: ສັກໄຟຟ້າທີ່ກ່ຽວຂ້ອງສັກອອກຊິເດຊັນມາດຕະຖານ (SOP) ຕົວຢ່າງ



ເຊັ່ນ:



ຈະເຫັນໄດ້ວ່າ Cu^{2+} ມີຄ່າ SRP ເປັນຄ່າບວກຫຼາຍກວ່າຂອງ Zn^{2+} ດັ່ງນັ້ນ Cu^{2+} ຈະເກີດປະຕິກິລິຍາ reduction ໄດ້ດີກວ່າ Zn^{2+} ຫຼືອາດກ່າວໄດ້ວ່າ Cu^{2+} ມີຄວາມສາມາດໃນການດຶງດູດອີເລັກຕຣົງໄດ້ດີກວ່າ Zn^{2+} ເມື່ອເຄື່ອງເຊວຂອງ $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$ ເຂົ້າກັບເຄື່ອງເຊວຂອງ $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$ ອາດຂຽນສັນຍາລັກໄດ້ດັ່ງນີ້:

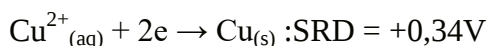


ໂດຍເຄື່ອງເຊວຂອງ $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$ ເປັນອາໂນດ (ເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation) ແລະເປັນຂົ້ວລົບຂອງເຊວ ເຄິ່ງເຊວຂອງ $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$ ເປັນຕາໂຕດ (ເກີດປະຕິກິລິຍາ reduction) ແລະ ເປັນຂົ້ວບວກຂອງເຊວ ເຄິ່ງເຊວ ປະຕິກິລິຍາຂອງເຊວຄື: $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})}$

ເມື່ອຂຽນເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາທັງສອງໃນຮູບ reduction E°_{cell} ຫາໄດ້ຕາມສົມຜົນດັ່ງນີ້:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$$

E°_{cathode} ເປັນສັກຂົ້ວໄຟຟ້າຂອງເຄິ່ງເຊວທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາ reduction ຄື:



E°_{anode} ເປັນສັກຂົ້ວໄຟຟ້າຂອງເຄື່ອງເຊວທີ່ເກີດປະຕິກິລິຍາ oxidation ຄື: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$ ເມື່ອຂຽນເປັນແບບ reduction ໄດ້ດັ່ງນັ້ນ: $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})} : \text{SRD} = -0,76\text{V}$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0,34 - (-0,76)$$

ຄ່າ E°_{cell} ໃນປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໄດ້ຕອບຖອດເປັນບວກສະເໝີ

ຖ້າ E°_{cell} ທີ່ຄຳນວນໄດ້ເປັນຜົນລົບສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍາໃນເຊວໄຟຟ້າເຄມີຕາມທີ່ຂຽນບໍ່ສາມາດເກີດຂຶ້ນໄດ້(ຖ້າກັບຂັ້ວຂອງເຄິ່ງເຊວທັງສອງປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນໄດ້) ດັ່ງນັ້ນສັກມາດຕະຖານຂອງເຊວໃດ(E°_{cell}) ກໍ່ຕາມທີ່ ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງ,ຫາໄດ້ງ່າຍໂດຍນຳ reduction ມາດຖານຂອງເຄິ່ງເຊວທີ່ມີຄ່ານ້ອຍກວ່າລົບອອກຈາກ reduction ມາດຖານຂອງເຄິ່ງເຊວທີ່ມີຄ່າຫຼາຍກວ່າສະເໝີໄປ

$$\text{ນັ້ນຄື : } E^{\circ}_{\text{cell}} = (\text{SRP})_1 - (\text{SRP})_2$$

ໃນທີ່: $(\text{SRP})_1$ ເປັນສັກ reduction ຂອງເຄິ່ງເຊວທີ່ມີຄ່າຫຼາຍກວ່າ

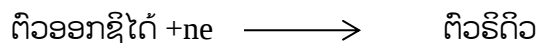
$(\text{SRP})_2$ ເປັນສັກ reduction ມາດຖານຂອງເຄິ່ງເຊວທີ່ມີຄ່ານ້ອຍກວ່າ

ສັກ reduction ມາດຖານຂອງເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາຕາມຕາຕະລາງທີ(1) ນັ້ນ SRP ຂອງຂັ້ວໄຟຟ້າຂອງຮີໂດຣແຊນ ຈະຢູ່ເຄິ່ງກາງຊະນິດ(species) ໃດຖືກຮີດົວໄດ້ຍາກກວ່າຮີໂດຣແຊນຈະຢູ່ຂ້າງເທິງສ່ວນຊະນິດທີ່ຖືກຮີດົວໄດ້ງ່າຍກວ່າຮີໂດຣແຊນຢູ່ດ້ານລຸ່ມ

ຄ່າສັກຮີດົກຊັນມາດຕະຖານຂອງເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາຕາມຕາຕະລາງ(1) ມີປະໂຫຍກຫຼາຍເຊັ່ນ:ສາມາດບອກວ່າ ທາດ ຫຼື ອີອົງໃດເປັນອອກຊີໄດທີ່ດີ ຫຼື ເປັນຕົວຮີດົວທີ່ດີຫຼື ຖ້ານຳເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ ຫຼື ເຄິ່ງເຊວຫນຶ່ງມາຕໍ່ກັບຕົວເຄິ່ງເຊວຫນຶ່ງ,ປະຕິກິລິຍາສາມາດເກີດຂຶ້ນໃດ ຫຼື ບໍ່ເປັນຕົ້ນປະໂຫຍກດັ່ງກ່າວສະຫຼຸບໄດ້ດັ່ງນີ້:

ກ).ໃຊ້ຝິຈາລະນາວ່າສານ ຫຼື ອີອົງໄດ້ເປັນຕົວອອກຊີໄດ ຫຼື ຕົວຮີດົວທີ່ດີ

ເນື່ອງຈາກສົມຜົນສະແດງປະຕິກິລິຍາຂອງເຄິ່ງເຊວທຸກທຸກສົມຜົນຕາມຕາຕະລາງ(1) ເປັນແບບຮີດົກຊັນກ່າວ ຄື:ສາຫຼືອີອົງທີ່ຢູ່ຊ້າຍມືຂອງສົມຜົນຈະຮັບເອເລັກຕຣົງ ແລະ ຖືຮີດົວເປັນສານຫຼືອີອົງທີ່ຂຽນໄວທ່າງຂວາມືສອງສົມຜົນ,ສານຫຼືອີອົງທີ່ຢູ່ທາງຊ້າຍມືຂອງສົມຜົນຈຶ່ງເປັນຕົວຮີດົວ ສ່ວນສານຫຼືອີອົງທາງຂວາມືຂອງສົມຜົນຈຶ່ງເປັນຕົວຮີດົວນັ້ນຄື:

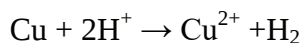


ເຄິ່ງເຊວໃດທີ່ມີ E° ເປັນຄ່າບວກຫຼາຍ,ເຄິ່ງເຊວນັ້ນຈະຮັບເອເລັກຕຣົງ(ເກີດຮີດົກຊັນ)ໄດ້ດີກວ່າເຄິ່ງເຊວທີ່ມີຄ່າ E° ເປັນບວກນ້ອຍກວ່າ ,ດັ່ງນັ້ນຕົວອອກຊີໄດທີ່ຢູ່ເຄິ່ງເຊວທີ່ມີ E° ເປັນບວກຫຼາຍຕົວອອກຊີໄດທີ່ດີກວ່າ ຈາກຕາຕະລາງທີ(1) F_2 ຈະເປັນຕົວອອກຊີໄດທີ່ດີທີ່ສຸດ Li^+ ເປັນຕົວອອກຊີໄດໄວທີ່ສຸດ

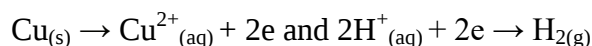
ຖ້າຝິຈາລະນາໃນທາງກັບແລ້ວ ສານຫຼືອີອົງທີ່ຢູ່ທາງຊ້າຍມືຂອງສົມຜົນ ຈະຮັບເອເລັກຕຣົງໄດ້ດີ(ເປັນ ຕົວອອກຊີໄດທີ່ດີ)ຫມາຍຄວາມວ່າສານ ຫຼື ອີອົງທາງຂວາມືຂອງສົມຜົນເສຍເອເລັກຕຣົງໄດ້ຍາກ ຫຼື ບໍ່ດີ(ເປັນ ຕົວຮີດົວທີ່ໄວ ຫຼື ບໍ່ດີ) ດັ່ງນັ້ນ F^- ຈຶ່ງເປັນຕົວຮີດົວທີ່ໄວກວ່າ Cu^{2+} ແລະ Li ເປັນຕົວຮີດົວທີ່ດີທີ່ສຸດ

ດັ່ງນັ້ນຈຶ່ງສະຫຼຸບໄດ້ວ່າ: ເມື່ອຂຽນປະຕິກິລິຍາແບບຮີດົກຊັນ ຕົວຮີດົວທີ່ຢູ່ໃນເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ ຫຼື ເຄິ່ງ ເຊວທີ່ມີຄ່າ E° ເປັນບວກນ້ອຍກວ່າຈະເປັນຕົວຮີດົວທີ່ດີກວ່າ.

ຂ).ໃຊ້ຈັບຄູ່ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາໃດໆເພື່ອຕໍ່ເປັນເຊລແກວານິກ. ຈາກຮູ້ຄ່າຂອງສັກຮີດົກຊັນມາດຖານດັ່ງຕາຕະລາງ(1) ສາມາດຈັບຄູ່ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາໃດໆເພື່ອຕໍ່ເປັນເຊລແກວານິກໄດ້, ນອກຈາກນີ້ຍັງຝິຈາລະນາໄດ້ທັນທີວ່າເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາຄູ່ນັ້ນສາມາດເກີດປະຕິກິລິຍາ redox ໄດ້ເອງຕາມ ສົມຜົນທີ່ຂຽນໄວ ຫຼືບໍ່. ເຊັ່ນໃນປະຕິກິລິຍາ:



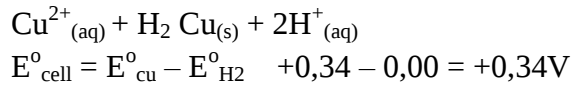
ປະຕິກິລິຍານີ້ປະກອບດ້ວຍເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ 2 ປະຕິກິລິຍາຄື:



ຄູ່ຄຳສັກຣີດັກຊັນມາດຖານຈາກຕາຕະລາງທີ່(1)ແລ້ວແທນຄ່າໃນຄວາມສາມັນຕໍ່ໄປນີ້:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{H}^+} - E^{\circ}_{\text{Cu}} \\ = 0,00 - 0,34 = - 0,34V$$

ຄ່າ E°_{cell} ທີ່ໄດ້ເປັນຄ່າລົບສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍານີ້ບໍ່ສາມາດເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງໄດ້ຕາມທີ່ຂຽນແຕ່ຖ້າປະຕິກິລິຍາກັບຈະເກີດຂຶ້ນເອງຄື:



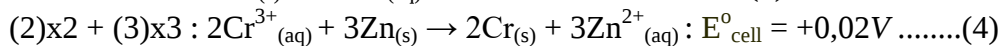
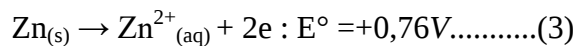
ຄ່າ E°_{cell} ທີ່ເປັນຄ່າບວກສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍານີ້ສາມາດເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້

ດັ່ງນັ້ນ, ໃນການຈັບຄູ່ເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາໃດໆ ຈະໄດ້ເຄິ່ງເປັນກາໂຕດ ຫຼື ອາໂນດນັ້ນຕ້ອງພິຈາລະນາໃຫ້ຄ່າ E°_{cell} ມີຄ່າເປັນບວກສະເໝີປະຕິກິລິຍາ redox ຈຶ່ງສາມາດເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້, ການສະເໜີຈຳນວນເອເລັກຕຣົງຂອງເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາຈະບໍ່ນຳຄ່າດັ່ງກ່າວມາຄູກັບ E° ຂອງເຄິ່ງເຊລ(ຄ່າ E° ເທົ່າເດີມ) ທັງນີ້ກໍ່ເພາະວ່າຄ່າ E° ຂອງເຄິ່ງເຊລເປັນສົມບັດບໍ່ຂຶ້ນກັບປະລິມານ(intensive property) ກ່າວຄື: ບໍ່ຂຶ້ນກັບຈຳນວນໂມລຂອງຕົງເຮັດປະຕິກິລິຍາ ຫຼື ຜົນຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ກ່ຽວຂ້ອງກັບປະຕິກິລິຍາສ່ວນປັ້ນຄືນຂອງເຄິ່ງເຊລປະຕິກິລິຍາ ເຄື່ອງຫມາຍຂອງຄ່າ E° ຈະປ່ຽນໄປດ້ວຍຕົວຢ່າງປະຕິກິລິຍາລະຫວ່າງ Zn ແລະ Cr^{3+} ຈາກຕາຕະລາງ(1) ສົມຜົນສະແດງເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາເປັນດັ່ງນີ້:

ປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງຖ້າ E°_{cell} ມີຄ່າເປັນບວກດັ່ງນັ້ນຕ້ອງນຳ E° ຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່ານ້ອຍມາລົບອອກຈາກ E° ຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່າຫຼາຍກ່ວາ

$$E^{\circ}_{\text{cell}} - E = -0,74 - (-0,76) = 0,02$$

ກ່ອນທີ່ຈະນຳສົມຜົນ(1) ແລະ (2) ມາບວກເຂົ້າກັນ, ຕ້ອງເຮັດໃຫ້ເອເລັກຕຣົງໃນສົມຜົນໃຫ້ເທົ່າ ຄື: ເມື່ອປັ້ນຄືນ ສົມຜົນທີ່ (1) ຈະໄດ້



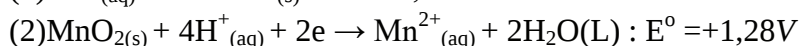
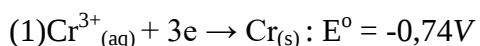
ຈະສົມຜົນ(4) ເປັນສົມຜົນການສະແດງປະຕິກິລິຍາຂອງເຊລທີ່ເກີດຂຶ້ນຈິງ ຫຼື ເກີດຂຶ້ນໄດ້ເອງ ເມື່ອ ນຳເຊິ່ງເຊລຂອງສັງກະສີ ແລະ ໂກຣມຕໍ່ເຂົ້າດ້ວຍກັນ

ການພິຈາລະນາຈັບຄູ່ປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດໄດ້ເອງນັ້ນສະຫຼຸບວິທີໄດ້ມາຂອງປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຈິງໄດ້ດັ່ງນີ້: (1) ໃຫ້ສົມຜົນຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່າ E° ຫຼາຍກ່ວາຄ່າເດີມ

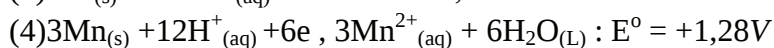
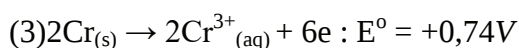
(2) ສະລັບຂ້າງຂອງສົມຜົນຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່າ ນ້ອຍກ່ວາການສະລັບຂອງໃຫ້ປ່ຽນເຄື່ອງຫມາຍຂອງ E° ດ້ວຍ

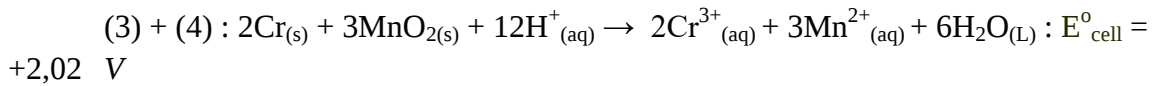
(3) ປັບຈຳນວນເອເລັກຕຣົງຂອງສົມຜົນທີ່ຈະນຳມາບວກກັນ (ຕົວຄູ່ບໍ່ຕ້ອງຄູ່ (4) ບວກສົມຜົນທີ່ໄດ້ເຂົ້າດ້ວຍກັນ

ຄ). ໃຊ້ພິຈາລະນາວ່າປະຕິກິລິຍາຕາມສົມຜົນທີ່ຂຽນເກີດຂຶ້ນໄດ້ ຫຼື ໂດຍບໍ່ຕ້ອງຄຳນວນຄ່າ E° ເຊັ່ນເຄິ່ງເຊລຕໍ່ໄປນີ້:



ຖ້າພິຈາລະນາໃຫ້ຄ່າ E°_{cell} ເປັນບວກຕາມຫົວຂໍ້ ຂ). (ຄືຄຳນວນ E°_{cell}) ຈະເຮັດໄດ້ດັ່ງນີ້:





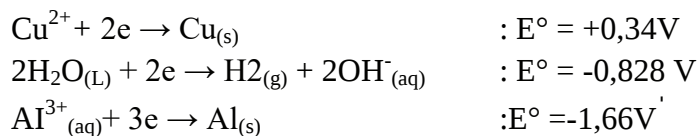
ເມື່ອພິຈາລະນາຈາກຕາຕະລາງທີ 1 ທີ່ຮຽງໄດ້ E° ຈາກຫຼາຍໄປຫນ້ອຍ(ຈາກເທິງລົງລຸ່ມ)ດັ່ງນັ້ນສົມ ຜົນສະແດງປະຕິກິລິຍາຮີດັກເຊື່ອງ Cr^{3+} ຈົ່ງປະກົດຢູ່ໃນສົມຜົນສະແດງປະຕິກິລິຍາຮີດັກຂຶ້ນຂອງ $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$

ຈົ່ງສະຫຼຸບເປັນຫຼັກການທົ່ວໄປໃນການຄາດຄະເນວ່າປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ ຫຼື ບໍ່ດັ່ງນີ້:ສານ ຫຼື ອີ່ ອົງຢູ່ທາງຂວາມືຂອງສົມຜົນເຊິ່ງເຊລໃນຕາຕະລາງທີ(1) ທີ່ມີຕຳແໜ່ງຢູ່ຕ່ຳກວ່າຈະເກີດປະຕິກິລິຍາກັບສານ ຫຼື ອີ່ອົງທີ່ຢູ່ທາງຊ້າຍມືຂອງສົມຜົນທີ່ມີຕຳແໜ່ງຢູ່ສູງກວ່າສະເໝີໄປ ຫຼື ຈະສະຫຼຸບເປັນກົດເກທົ່ວໄປວ່າ: “ເມື່ອຂຽນ ເຄິ່ງເຊລເປັນແບບຮີດັກຂຶ້ນ ຫຼື ອີ່ອົງທີ່ຢູ່ຂວາມືຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່າ E° ນ້ອຍກວ່າສະເໝີ”

ຕົວຢ່າງອື່ນໆເຊັ່ນ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ຈະທຳປະຕິກິລິຍາກັບ I^- ແລະ Zn ຈະທຳປະຕິກິລິຍາກັບ Cu^{2+} ໄດ້ເປັນຕົ້ນ. ໃນທາງກົງກັນຂ້າມສານ ຫຼື ອີ່ອົງທີ່ຢູ່ທາງຂວາມືຂອງສົມຜົນເຊິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່າ E° ສູງກວ່າຈະບໍ່ເຮັດປະຕິກິລິຍາ ກັບສານ ຫຼື ອີ່ອົງທີ່ຢູ່ຊ້າຍມືຂອງເຄິ່ງເຊລທີ່ມີຄ່າ E° ຕ່ຳກວ່າເຊັ່ນ: Cl^- ຈະບໍ່ເຮັດປະຕິກິລິຍາກັບ Br_2 ແລະ Cu ຈະບໍ່ເຮັດປະຕິກິລິຍາກັບ Zn^{2+} ເປັນຕົ້ນ

ງ).ໃຊ້ອະທິບາຍຜົນປະຕິກິລິຍາທີ່ໄດ້ຈາກການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າໄດ້ເຊັ່ນ:

ໃນການແຍກສະລາຍດ້ວຍໄຟຟ້າສາມາດແຍກດ້ວຍໂລຫະທອງຈາກສານລະລາຍ CuSO_4 ໄດ້ແຕ່ບໍ່ສາມາດ ແຍກໂລຫະອາລູມິນືອມຈາກສານລະລາຍເກືອຂອງອາລູມິນືອມໄດ້, ຈາກຄຳສັກໄຟຟ້າຮີດັກຂຶ້ນມາດຖານຂອງ Cu^{2+} , H_2O ແລະ Al^{3+} ຕາມຕາຕະລາງທີ(1) ດັ່ງນີ້:



ຈະເຫັນວ່າຄ່າ E° ຂອງ Cu^{2+} ມີຄ່າຫຼາຍກວ່າ Cu^{2+} ສະແດງວ່າ Cu^{2+} ສາມາດຮັບເອເລັກຕຣົງໄດ້ດີກວ່າ H_2O ດັ່ງນັ້ນ Cu^{2+} ຈົ່ງຖືກຮີດົວໃຫ້ກາຍເປັນທອງໄດ້ໃນທາດລະລາຍແຕ່ກົງກັນຂ້າມກັບ Al^{3+} ຈະບໍ່ຖືກຮີດົວ ເປັນ Al ໃນທາດລະລາຍທີ່ມີນໍ້ເປັນຕົວລະລາຍແຕ່ຈະໄດ້ກຳສິດໂດຍແຊນແທ່ນ(ຖ້າໃຫ້ໄດ້ Al ຕ້ອງແຍກສະ ດ້ວຍໄຟຟ້າຂອງ Al_2O_3 ໃນພາວະຂອງແຫຼວດັ່ງກ່າວແລ້ວໃນຫົວຂໍ້ເຊລເອເລັກໂທໂລທີ່ໃຊ້ປະໂຫຍກໃນອຸສາຫະ ກຳ, ຂອງຂະບວນການຮອດ)

7. ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງໂປຕັງຊຽນມາດຕະຖານ ຂອງເຊລ (E° , Cell) ແລະ ການປ່ຽນແປງພະລັງງານ ເສລີມາດຕະຖານ(G°)

ການປ່ຽນແປງລະບົບໄດ້ກຳຕາມທີ່ປ່ຽນແປງໄດ້ເອງ, ໃນທາງອຸຫະພູມສາດຖືກວ່າການປ່ຽນແປງ ພະລັງງານໃນເສລີກິບ(Gibbs free energy change, ΔG)ຈະຕ້ອງລຸດລົງ ຫຼື ຄ່າ ΔG ຂອງປະຕິກິລິຍາຈະ ມີຄ່າເປັນລົບ ແລະ ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວວ່າ ΔG ຄືປະລິມານງານທີ່ເປັນປະໂຫຍດສູງສຸດ(maximum work) ທີ່ ໄດ້ຈາກການປ່ຽນແປງທາງເຄມີຂອງລະບົບນັ້ນ, ຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງ ΔG ແລະ ປະລິມານງານສູງສຸດ (W_{max}) ຂອງລະບົບໄດ້ກຳຕາມຂຽນແກ່ດ້ວຍສົມຜົນດັ່ງນີ້:

$$\Delta G = -W_{\text{max}} \dots\dots\dots(3)$$

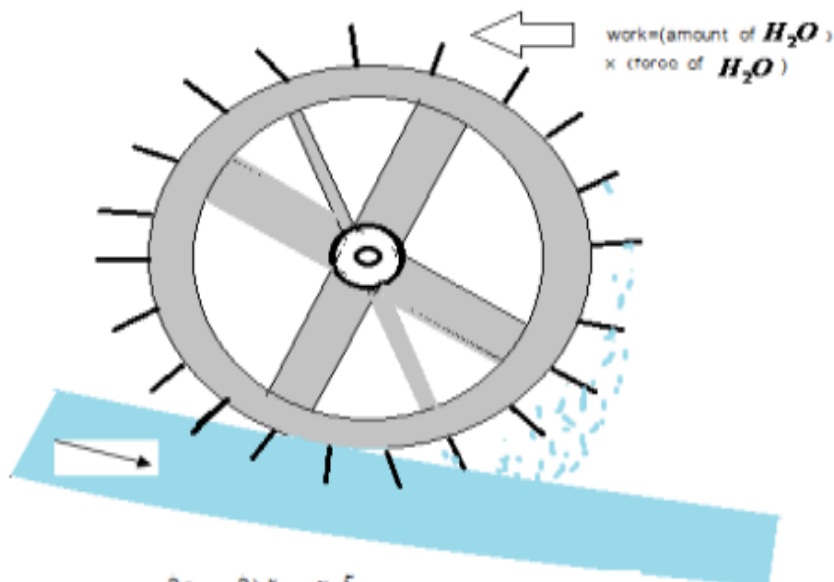
ສຳລັບໃນເຊລໄຟຟ້າເຄມີ W_{max} ຄືຫຍັງ ?

ງານທີ່ໄດ້ຈາກປະຕິກິລິຍາທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນເຊລໄຟຟ້າທີ່ແຕກຕ່າງໄປຈາກງານທີ່ໄດ້ຈາກການປັ່ນຄື້ນຂອງກົງຫັນ ໂດຍນຳສະແດງດ້ວຍພາບທີ(9) ງານທີ່ໄດ້ຈາກການປັ່ນຂອງກົງຫັນຂຶ້ນຢູ່ກັບ 2 ປະການຄື:ປະລິມານຂອງນໍ້າ

ທີ່ ກະທົບກັບກົງຫັນ ແລະ ແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ນ້ຳໄຫຼ ດັ່ງນັ້ນງານທີ່ໄດ້ຈາກການໄຫຼຂອງນ້ຳກະທົບກັບກົງຫັນຂຽນຕາມສົມຜົນດັ່ງນີ້:

ງານ = ປະລິມານຂອງນ້ຳ x ແຮງຂອງນ້ຳ

Work (amount of H_2O) (force of H_2O)



ງານທີ່ໄດ້ຈາກເຊລໄຟຟ້າທີ່ຂຶ້ນຢູ່ກັບປັດໄຈ 2 ປະການເຊັ່ນ:ປະລິມານໄຟຟ້າ(C) ທີ່ໄຫຼຜ່ານວົງຈອນ ແລະ ແຮງທີ່ໃຫ້ເຄື່ອນທີ່ປະລິມານໄຟຟ້າທີ່ໄຫຼຜ່ານຄືຈຳນວນໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງທີ່ກ່ຽວຂ້ອງໃນປະຕິກິລິຍາ redox ອຸໃຫ້ຟາຣາເດ(F) (ຄືຈຳນວນໂມລ C ຕໍ່ໂມລເອເລັກຕຣົງ)

ເພາະວ່າປະລິມານໄຟຟ້າ (ຫຼື ຈຳນວນ C)= nF ຄ່າ n

(ຈຳນວນໂມລຂອງເອເລັກຕຣົງ)ຫາໄດ້ຈາກຄູ່ເຄື່ອງປະຕິກິລິຍາ redox ເຊັ່ນໃນເຊລ Zn | Cu

ມີເອເລັກຕຣົງເຂົ້າກ່ຽວຂ້ອງ 2 ໂມລແຕ່ໃນເຊລ Zi | Cr ແລະ ຄ່າ n= 6 ເປັນຕົ້ນ

ແຮງທີ່ເຮັດໃຫ້ກະແສໄຟຟ້າໄຫຼໃນເຊລຄື ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງໄຟຟ້າ(emf)ຂອງເຊລເອງມີຫົວຫນ່ວຍເປັນໂວນ(ເຊິ່ງແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າກໍ່ຄືພະລັງງານຕໍ່ C ນັ້ນເອງ) ເມື່ອແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊລມີຄ່າສູງສຸດງານທີ່ໄດ້ຈາກເຊລ ກໍ່ມີຄ່າສູງສຸດດ້ວຍ ດັ່ງນັ້ນຄວາມສຳພັນສະແດງຄ່າປະລິມານສູງສຸດ(maximum work)ຂອງເຊລໄຟຟ້າຄື:

$W_{\max} =$ ປະລິມານກະແສໄຟຟ້າທີ່ໄຫຼຜ່ານ X ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າສູງສຸດຂອງເຊລ

$W_{\max} = nFE_{\text{cell}}$ ($W_{\max}$ =ງານສູງສຸດສຳລັບເຊລໄຟຟ້າ)

ແຕ່ $\Delta G = -W_{\max}$

ດັ່ງນັ້ນ, $\Delta G = -nFE_{\text{cell}}$ (4)

ຖ້າເຊລໄຟຟ້າຢູ່ໃນສະຖານມາດຕະຖານ $E^{\circ}_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}$ ແລະ ΔG ເປັນ ΔG ດັ່ງນັ້ນທີ່ສະພາວະມາດຕະຖານ (25°C) ໄດ້ດັ່ງນີ້:

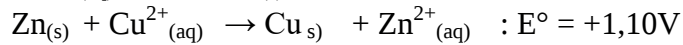
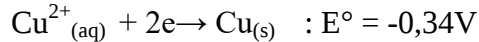
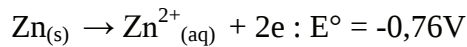
$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}_{\text{cell}}$ (5) ຄວາມສຳພັນຕາມສົມຜົນທີ(5) ນີ້ມີປະໂຫຍກຫຼາຍເພາະຄວາມ

ສາມາດຄຳນວນຄ່າປ່ຽນແປງພະລັງເສລີ ມາດຖານ(standrard tree energy change) ຈາກປະຕິກິລິຍາ redox ຈາກຄ່າ E° ຕ່ອງປະຕິກິລິຍາເຄິ່ງເຊລ ແລະ ສາມາດພິຈາລະນາໄດ້ວ່າປະຕິກິລິຍາ redox ນັ້ນເກີດຂຶ້ນໄດ້ຫຼືບໍ່

ຕົວຢ່າງທີ 4: ຈື່ງຄຳນວນການປ່ຽນແປງພະລັງງານເສລີມາດຕະຖານຂອງກີບ(ΔG°) ສຳລັບເຊລ $Zn | Cu$

ປະຕິກິລິຍາເກີດຂຶ້ນຄື: $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

ວິທີເຮັດ: ຫາ E°_{cell} ກ່ອນດັ່ງນີ້:



ດັ່ງນັ້ນ, $E^\circ_{cell} = +1,10V = +1,10JC^{-1}$

ແລະ $n = 2$

ຈາກສູດ $\Delta G^\circ = -nFE_{cell}$

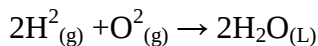
$$= -(2mol)(96,500Cmol^{-1})(+1,10JC^{-1})$$

$$= -212,000J$$

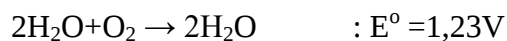
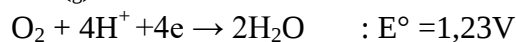
$$= -212kJ$$

(ຈາກຕົວຢ່າງຈະເຫັນວ່າ ΔG° ມີຄ່າເປັນລົບສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍາ redox ເອງຕາມທີ່ຂຽນ ຕົວຢ່າງທີ 5

ຈື່ງຄຳນວນ ΔG° ແລະ ΔS° ສຳລັບປະຕິກິລິຍາຕໍ່ໄປນີ້:



ວິທີເຮັດ ຫາຄ່າ E°_{cell} ເຊິ່ງພິຈາລະນາເຄິ່ງເຊລຈາກຕາຕະລາງທີ (1) ໄດ້ດັ່ງນີ້:



ດັ່ງນັ້ນ, $E^\circ_{cell} = 1,23V = 1,23JC^{-1}$

ແລະ $n=4$

ຈາກສູດ $\Delta G^\circ = -nFE_{Cell}$

$$= -(4mol)(96,500Cmol^{-1})(1,23JC^{-1})$$

$$= - 474,780J$$

ຫາຄ່າ: ΔS° ຈາກສູດ $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ + T\Delta S^\circ$

ຈາກຕາຕະລາງ:ຄ່າ ΔH°_f ຂອງ $H_2O_{(L)}$ ຈາກ $H_{2(g)}$ ແລະ $O_{2(g)} = -285,83kJmol^{-1}$

$$T = 25^\circ C = 298K$$

$$\Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T}$$

$$= \frac{2(285,83 - (-474,78)kJ}{298k}$$

$$= -0,325kJK^{-1}$$

$$= - 325JK^{-1}$$

8. ການພົວພັນລະຫວ່າງໂປຕັງຊຽນມາດຕະຖານຂອງເຊວ(E°_{Cell}) ກັບຄ່າຄົງຕົວດຸນດ່ຽງທາງອຸນຫະພູມສາດ.

ໃນທາງອຸນຫະພູມສາດສົມຜົນທີ່ມີປະໂຫຍດໃນການຫາຄ່າຄົງຕົວສົມດຸນທີ່ເປັນສົມຜົນສະແດງຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງພະລັງງານເສລີມາດຕະຖານ(ΔG°) ແລະ ຄ່າຄົງຕົວສົມດຸນທາງອຸນຫະພູມສາດ(Thermodynamic Equilibrium Constant) ດັ່ງນີ້:

$$\Delta G^\circ = -nRT \ln K$$

$$\text{ຫຼື } \Delta G^\circ = -2.303RT \log K$$

ແຕ່ຄວາມສໍາພັນລະຫວ່າງ ΔG° ກັບ E°_{Cell} ທີ່ເວົ້າຜ່ານມາແລ້ວເປັນດັ່ງນີ້:

$$\Delta G^\circ = -nF E^\circ_{\text{Cell}}$$

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ, } \Delta G^\circ = -nF E^\circ_{\text{Cell}}$$

$$= -2.303RT \log K$$

$$E^\circ_{\text{Cell}} = \frac{2.303RT}{nF} \log K \quad \dots\dots\dots(6)$$

$$\text{ຫຼື } \log K = \frac{nF E^\circ_{\text{Cell}}}{2.303RT}$$

ຖ້າກໍານົດອຸນຫະພູມທີ່ 25°C (298K) ຄ່າ $\frac{2.303RT}{F}$ ຈະມີຄ່າຄົງຕົວຄື:

$$\frac{2.303RT}{F} = \frac{2.303(8.314\text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1})(298\text{K})}{96.500\text{Cmol}^{-1}}$$

$$= 0.0592\text{JC}^{-1}$$

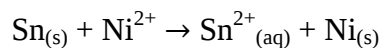
$$= 0.0592\text{V} (1\text{V} = 1\text{JC}^{-1})$$

ດັ່ງນັ້ນ, ທີ່ 25°C ຂອງສົມຜົນທີ (6) ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$E^\circ_{\text{Cell}} = \frac{0.0592}{n} \log K \quad \dots\dots\dots(7)$$

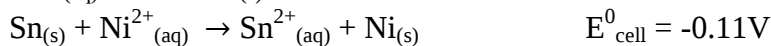
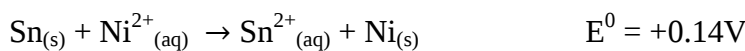
ສົມຜົນທີ(7) ສະແດງຄ່າ E°_{Cell} ກັບຄ່າຄົງຕົວສົມດຸນ (K) ຕົວຢ່າງໃນເຊລການິກຂອງ Zn/Cu ເຊິ່ງມີຄ່າ $E^\circ_{\text{Cell}} = 1.10\text{V}$ (ການຄິດໄລ່ແມ່ນໄດ້ເວົ້າແລ້ວໃນຫົວຂໍ້ທີ 6) ແລະ ຄ່າ $n = 2$ ເມື່ອແທນຄ່າ F°_{Cell} ແລະ ຄ່າ n ໃນສົມຜົນທີ(7) ກໍ່ສາມາດຫາຄ່າ K ໄດ້ຈາກການຄິດໄລ່ຄ່າ K ເທົ່າກັບ 1×10^{37} ເຊິ່ງມີຫຼາຍ ສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍາຕາມທີ່ຂຽນດໍາເນີນຕໍ່ໄປເກືອບສົມບູນ.

ຕົວຢ່າງ 6: ຈົ່ງພິຈາລະນາວ່າປະຕິກິລິຍາຮີດອກຕໍ່ໄປນີ້ສາມາດເກີດຂຶ້ນເອງຕາມສົມຜົນທີ່ຂຽນ ຫຼື ບໍ່ ແລະ ຄິດໄລ່ຄ່າຄົງຕົວສົມດຸນຜ່ອມ.



ວິທີແກ້:

ຫາຄ່າ E°_{Cell} ໂດຍພິຈາລະນາຈາກເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ 2 ປະຕິກິລິຍາຄື:



ຈາກຄ່າ E°_{cell} ທີ່ຄິດໄລ່ໄດ້ເຊິ່ງມີຄ່າເປັນລົບສະແດງວ່າປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວກໍ່ເກີດຂຶ້ນເອງຕາມສົມຜົນທີ່

ຂຽນ ແຕ່ຈະເກີດໃນທິດທາງກົງກັນຂ້າມ ຢ່າງໃດກໍ່ຕາມກໍ່ຄິດໄລ່ຫາຄ່າ K ໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\text{ຈາກສູດ } E^\circ_{\text{Cell}} = \frac{0.0592}{n} \log K \text{ (ສົມຜົນທີ 7)}$$

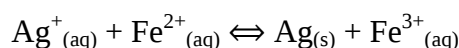
$$\text{ແທນຄ່າ } E^\circ_{\text{cell}} = -0.11\text{V} \text{ ແລະ } n = 2$$

$$\log K = \frac{2(-0.11)}{0.0592} = -3.7$$

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ, } K = 2 \times 10^{-4}$$

ຈະເຫັນຄ່າ K ມີຄ່ານ້ອຍຫຼາຍ ເຊິ່ງເປັນໄປຕາມປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວເກີດເອງບໍ່ໄດ້ ຫຼື ປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວເກີດຂຶ້ນເອງໄດ້ບໍ່ ຫຼື ປະຕິກິລິຍາດໍາເນີນໄປທາງຂວານ້ອຍກວ່າ.

ຕົວຢ່າງ 7: ຈາກປະຕິກິລິຍາຕໍ່ໄປນີ້:

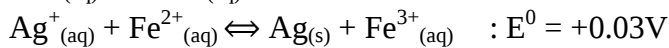


ກ. ຈົ່ງຄິດໄລ່ຫາຄ່າ K ຂອງປະຕິກິລິຍານີ້

ຂ. ຖ້າຕື່ມ AgNO_3 ທີ່ຫຼາຍເກີນພໍລົງໃນສານລະລາຍ 0.10M Fe^{2+} ຈົນຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງ Ag^+ ທີ່ສະພາວະສົມດຸນມີຄ່າເທົ່າກັບ 0.10mol/L ຈົ່ງຄິດໄລ່ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງ Fe^{3+} ທີ່ພາວະສົມດຸນ.

ວິທີແກ້:

ກ. ຫາຄ່າ E^0_{Cell} ຂອງປະຕິກິລິຍາຈາກເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາຕໍ່ໄປນີ້:



ຫາຄ່າ K

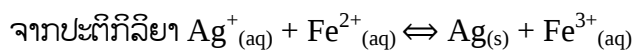
$$\text{ຈາກສູດ } E^0_{\text{Cell}} = \frac{0.0592}{n} \log K$$

$$\text{ແທນຄ່າ } E^0_{\text{cell}} = +0.03\text{V} \text{ ແລະ } n = 1$$

$$\log K = \frac{1(+0.03)}{0.0592} = 3$$

ດັ່ງນັ້ນ, $K = 3$

ຂ. ຄິດໄລ່ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງ Fe^{3+} ທີ່ພາວະສົມດຸນ



$$K = \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}$$

ສົມມຸດໃຫ້ Fe^{3+} ເກີດຂຶ້ນ $x \text{ mol/L}$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 0.10 - x \text{ M ແລະ } [\text{Ag}^+] = 0.10\text{M}$$

$$\text{ແທນຄ່າ } 3 = \frac{x}{(0.1)(0.10-x)}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ທີ່ພາວະສົມດຸນ $[\text{Fe}^{3+}] = 0.03\text{M}$

8.1 ສົມຜົນຂອງເນີສ

8.1.1 ຫຼັກການ(principle)

ຫຼັກການວິເຄາະຄື: ການເຮັດໃຫ້ສິ່ງສົ່ງກວດເຊິ່ງຖືວ່າເປັນສານລະລາຍ ionic ຜ່ານເຂົ້າໄປສຳຜັດກັບດ້ານໜຶ່ງຂອງແຜ່ນເຍື່ອmembrane(electrochemical membrane) ທີ່ກັນລະຫວ່າງສານລະລາຍionic ມາດຕະຖານຢູ່ພາຍໃນອີເລັກໂທດ ຈະເຮັດໃຫ້ເກີດໄຟຟ້າບັນຈຸໄອອອນທີ່ຈັບຢູ່ທີ່ແຜ່ນເຍື່ອ membrane ປ່ຽນແປງໄປ ເຮັດໃຫ້ເກີດຄວາມຕ່າງສັກໄຟຟ້າຕາມສົມຜົນຂອງເນີສ(Nernst equation) ແລ້ວຄິດໄລ່ກັບເປັນ activity(ຫຼື ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ) ຂອງໄອອອນໄດ້ໂດຍປຽບທຽບກັບສານລະລາຍມາດຕະຖານ.

8.1.2 ສົມຜົນ (Nerst Equation)

ສົມຜົນສະແດງໃຫ້ເຫັນຄວາມສຳພັນລະຫວ່າງສັກໄຟຟ້າທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນເຊລກັບສັກໄຟຟ້າໃນເຊລມາດຕະຖານ ແລະ ກິດກະທຳ(activities) ຂອງຕົວຄວາມຕ້ານທານ(reactants) ຕໍ່ແຮງດັນໄຟຟ້າທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນເຊລໄຟຟ້າບັນຈຸທາງເຄມີ(electrochemical cell) ເຊິ່ງຄ້າຍໆ ກັບສະແດງການຕອບສະຫນອງຕໍ່ການປ່ຽນແປງໃນກິດກະທຳຂອງໄອອອນທີ່ຕ້ອງການວັດໂດຍອີເລັກໂທຣດເຊິ່ງຈະສະແດງຜົນຕອບຮັບຕາມສົມຜົນເນີສ ແລະ ແຮງດັນໄຟຟ້າທີ່ເກີດຂຶ້ນໂດຍ ISE ຈະມີຄ່າເທົ່າກັບອັດຕາສ່ວນ logarithmically ຂອງຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ.

ສົມຜົນຂອງເນີສມີ 2 ແບບຄື:

$$E = E_0 + S \log (fC)$$

E = ແຮງດັນໄຟຟ້າ ຫລື ຜົນທີ່ເກີດຂຶ້ນ, ຄວາມຕ່າງສັກຢ໌ໄຟຟ້າ (ໄຟຟ້າທີ່ປຽບທຽບທີ່ຂັ້ວ)

E_0 = ຄວາມຕ່າງສັກຢ໌ໄຟຟ້າຄົງທີ່ຊຶ່ງເກີດທີ່ຂັ້ວ (constant potential)

R = ຄ່າຄົງທີ່ຂອງແກສ໌ (universal gas constant)

T = ອຸນຫະພູມ

N = ໄຟຟ້າບັນຈຸຂອງໄອອອນທີ່ກ່ຽວຂ້ອງ

F = ຄ່າຄົງທີ່ຂອງຟາຣາເດຍ໌ (Faraday's constant)

f = ສັມປຣະສິດຄວາມວ່ອງໄວຂອງໄອອອນມີຄ່າຄົງທີ່ (Activity Coefficient)

C = ຄວາມເຂັ້ມຂຶ້ນຂອງໄອອອນທີ່ກ່ຽວຂ້ອງ

S = Slope ຂອງອີເລັກໂທຣດມີຄ່າຄົງທີ່

ການວັດຄວາມຕ່າງສັກຢ໌ໄຟຟ້າ(E) ກໍຄືການວັດສັກຢ໌ໄຟຟ້າລະຫວ່າງອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງ(reference electrode) ກັບອີເລັກໂທຣດສຳລັບວັດ(ISE electrode ຫລື sensing ຫລື indicator electrodes)

ດັ່ງນັ້ນ, ການຫາຄ່າ activity ຂອງໄອອອນກໍສາມາດຄິດໄລ່ເປັນ concentration ໄດ້

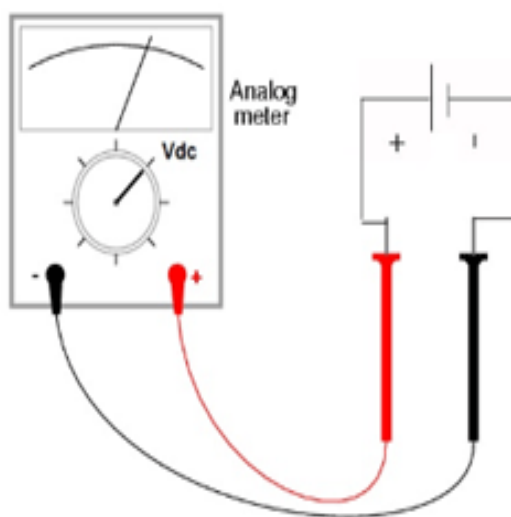
ເຄື່ອງມືວິເຄາະອີເລັກໂທຣໄລທ໌ລະບົບ ISE ທີ່ຜະລິດຈຳໜ່າຍທົ່ວໄປມີທັງທີ່ກວດວັດອີເລັກໂທຣໄລໄດ້ 2 ຊະນິດ ແລະ 4 ຊະນິດ ຄື

- 1) ເຄື່ອງວັດແທກ ISE ສະເພາະໂຊດຽມ ແລະ ໂປແທັດຊຽມ
- 2) ເຄື່ອງວັດແທກ ISE ທີ່ສາມາດວິເຄາະອີເລັກໂທຣໄລທ໌ທັງ 4 ຊະນິດ ຄື: ໂຊດຽມ, ໂປແທັດຊຽມ, ຄູໂຣດ, ຄາຣ໌ບອນໄດອອກໂຊດ໌ ແລະ ອາດຈະສະແດງການຄິດໄລ່ຄ່າ anion gap ໃຫ້ດ້ວຍ.

ເຄື່ອງມືວິເຄາະ ISE ເຮັດວຽກດ້ວຍລະບົບ potentiometry ຊຶ່ງຈະຕ້ອງມີສ່ວນປະກອບທີ່ສຳຄັນຄືອີເລັກໂທຣດ(electrodes) 2 ຊະນິດ ໄດ້ແກ່: ອີເລັກໂທຣດສຳລັບວັດແຮງເຄື່ອນປະຈຸໄຟຟ້າ(ISE electrode) ແລະ ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງ(reference electrode) ແລະແຜ່ນເຍື່ອຢາງ(membrane) ທີ່ເໝາະສົມສະເພາະໄອອອນແຕ່ລະຊະນິດ.

ຫຼັກການຂອງ potentiometry ກໍຄື ການວັດການປ່ຽນແປງຂອງແຮງເຄື່ອນປະຈຸໄຟຟ້າ(electromotive force ຫລື E, potential) ທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນວົງຈົນການວັດສັກຢ໌ໄຟຟ້າລະຫວ່າງອີເລັກໂທຣດ ISE ແລະ ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງໃນຂະນະທີ່ໄອອອນຖືກກັ່ນດ້ວຍແຜ່ນເຍື່ອ membrane (ດັ່ງຮູບ 8.2)

ດັ່ງນັ້ນ, ເຄື່ອງ ISE potentiometric ທີ່ໃຊ້ໃນການວິເຄາະອີເລັກໂທຣໄລທ໌ຈຶ່ງໃຊ້ຫຼັກການດຽວກັນກັບ potentiometry



ວົງຈອນນີ້ເບິ່ງຄືວ່າເປັນ chemical battery ນ້ອຍໆ ແຕ່ສາມາດວັດແທກຄວາມຕ່າງສັກຢູ່ໄຟຟ້າຈຳນວນນ້ອຍໆ ທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນຄົນລະຂ້າງຂອງແຜ່ນເຍື່ອບາງໄດ້ ໂດຍແປງສັນຍານທີ່ເກີດຂຶ້ນໃນປະຕິກິລິຍາທາງເຄມີເປັນສັນຍານທາງໄຟຟ້າອີເລັກໂທຣນິກໄດ້. ດັ່ງນັ້ນ, chemical battery ນີ້ຈະເຮັດວຽກໄດ້ຕ້ອງປະກອບໄປດ້ວຍ

- 1) ເຄື່ອງວັດແທກແຮງດັນໄຟຟ້າ(Voltmeter)
- 2) ອີເລັກໂທຣດສຳລັບວັດ(Sensing electrode)
- 3) ອີເລັກໂທຣດປຽບທຽບອ້າງອີງ(Reference electrode)
- 4) ສິ່ງສິ່ງກວດຫລືສານຕົວຢ່າງ(Sample)

ອີເລັກໂທຣດທີ່ເປັນສ່ວນປະກອບທີ່ສຳຄັນຂອງເຄື່ອງວິເຄາະອີເລັກໂທຣໄລທ໌ລະບົບ ISE ທີ່ຜະລິດຈຳໜ່າຍ ສ່ວນໃຫຍ່ຈະມີລັກສະນະໂຄງສ້າງຝື້ນຖານບໍ່ແຕກຕ່າງກັນ ເຊິ່ງແບ່ງອອກຕາມຊະນິດຂອງວັດຖຸແລະ ສ່ວນປະກອບຂອງແຜ່ນເຍື່ອ sensing membrane ໄດ້ດັ່ງນີ້:

1. ອີເລັກໂທຣດສຳລັບໂຊດຽມ(Sodium electrode)

ເປັນ glass ion-exchange membrane ປະກອບຂຶ້ນດ້ວຍ SiO_2 , Na_2O ແລະ Al_2O_3 ໃນອັດຕາສ່ວນຮ້ອຍລະ 71:11 ແລະ 18 ມີລັກສະນະເຊັ່ນດຽວກັນກັບແກ້ວຊະນິດ lithium-aluminium silicates ເຊິ່ງມີອັດຕາສ່ວນຄວາມຈຳເພາະຕໍ່ໂຊດຽມຫລາຍກວ່າໄປແທັດຊຽມເຖິງ 300:1 ຈຶ່ງເປັນປະໂຫຍດຕໍ່ການວິເຄາະໂດຍບໍ່ຖືກລົບກວນໂດຍໄປແທັດຊຽມ. ການວິເຄາະທີ່ໃຫ້ຜົນຖືກຕ້ອງບໍ່ໄດ້ຂຶ້ນຢູ່ກັບຊະນິດຂອງແກ້ວແຕ່ພຽງຢ່າງດຽວແຕ່ຍັງຂຶ້ນຢູ່ກັບອັດຕາສ່ວນຂອງໄຟຟ້າບັນຈຸ(charge) ແລະ ຂະໜາດ (size) ຂອງໄອອອນທີ່ຕ້ອງການວັດ ຫລືໄອອອນບ່ອນເຮັດວຽກແລກປ່ຽນກັນເປັນສຳຄັນ.

ໂຄງສ້າງຝື້ນຖານຂອງອີເລັກໂທຣດສຳລັບວິເຄາະໂຊດຽມກໍ່ຄື: ໃຫ້ແຜ່ນເຍື່ອບາງສຳລັບກວດວັດ(sensing membrane) ຈຸ່ມຢູ່ໃນສານລະລາຍອ້າງອີງທີ່ຢູ່ດ້ານໃນ(internal reference solution) ເມື່ອມີສານລະລາຍຂອງສານຕົວຢ່າງເຂົ້າມາສຳຜັດກັບຜິວໜ້າດ້ານນອກຂອງແຜ່ນເຍື່ອບາງຈະເຮັດໃຫ້ເກີດມີການປ່ຽນແປງໄຟຟ້າບັນຈຸຂຶ້ນທີ່ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງທີ່ຢູ່ຂ້າງໃນ(internal reference electrode) (ດັ່ງຮູບ 8.2) ເມື່ອປຽບທຽບກັບອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງຂ້າງນອກ ເຊິ່ງມີຄ່າໄຟຟ້າບັນຈຸຄົງທີ່(stable external reference electrode) ແລະ ຄ່າໄຟຟ້າບັນຈຸທີ່ປ່ຽນແປງໄປຈະສະແດງຜົນໃຫ້ເຫັນທີ່ voltmeter ເຊິ່ງສາມາດຄິດໄລ່ກັບມາເປັນຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງໄອອອນໄດ້ຕາມສົມຜົນຂອງເນີສະຕ໌.

2. ອີເລັກໂທຣດສໍາລັບໂປແຕດຊຽມ(Potassium electrode)

ອີເລັກໂທຣດທີ່ມີຄວາມຈໍາເພາະກັບໄອອອນຂອງໂປແຕດຊຽມປະກອບດ້ວຍແຜ່ນເຍື່ອບາງຊະນິດແລກປ່ຽນໄອອອນ(solid-state ion exchange) ໂດຍມີຝືກຂອງຢາປະຕິຊີວະນະວາລີໂນໄມຊິນ ເຊິ່ງມີໂຄງສ້າງເປັນແບບ heterocyclic ມີເປັບໄທດ໌ກັບເອດເທອຣ໌ຕໍ່ໂຍງສະຫລັບກັນຢ່າງຄົງທີ່ ແລະ ຖາວອນດ້ວຍການເຊື່ອມຕໍ່ຂອງໄອອອນໄຮໂດຼເຈນສາບ ຫລື ຝັງຢູ່ໃນແຜ່ນຢາງ ຫລື ແຜ່ນພູດສະຕິກ, ຟິວິຊີ, ໂຟລີຢູຣິເທນ ຫລື ຢາງຊິລິໂຄນ. ທີ່ຝັງຝືກຂອງວາລີໂນຈະມີໂກນທີ່ມີຂະໜາດກວ້າງພໍດີກັບການຈັບໄອອອນໂປແຕດຊຽມ ຈຶ່ງໃຊ້ເປັນເທັກນິກວິເຄາະໂປແຕດຊຽມໄດ້ ແຜ່ນເຍື່ອບາງຊະນິດນີ້ມີຄວາມຈໍາເພາະຕໍ່ໂປແຕດຊຽມຫລາຍກວ່າໂຊດຽມເຖິງ 5000:1

3. ອີເລັກໂທຣດສໍາລັບຄໍໂຣ໌(Chloride electrode)

ອີເລັກໂທຣດສໍາລັບຄໍໂຣ໌ທີ່ໃຊ້ກັນຢ່າງແຜ່ຫຼາຍເປັນແຜ່ນເຍື່ອບາງຊະນິດ solid state ປະກອບດ້ວຍຝືກຂອງ silver-silver chloride(Ag^+/AgCl) ເຊິ່ງມີຄຸນສົມບັດຈໍາເພາະສໍາລັບໄອອອນຄໍໂຣ໌ເມື່ອເຮັດປະຕິກິລິຍາກັບ Cl^- ໃນສານລະລາຍເຮັດໃຫ້ເກີດສັກຍ໌ໄຟຟ້າ ແລະ ທຽບກັບສານລະລາຍມາດຕະຖານ ດັ່ງນັ້ນ, ຫຼັກການວັດໄອອອນຂອງຄໍໂຣ໌ກໍ່ຄື:



(Test solution) (Reference electrode)

ເນື່ອງຈາກ Ag^+ ມີອາຕອມຕິດໄຟຟ້າບັນຈຸບວກຈຶ່ງອາດຈະຈັບກັບ halide ຕົວອື່ນໆ ໄດ້ດ້ວຍ ເຊັ່ນ: Br^- , I^- , F^- , CN^- , OH^- ແລະ S^{2-} ດັ່ງນັ້ນ, ຖ້າໃນສານຕົວຢ່າງໃດທີ່ມີໄອອອນຂອງທາດເຫຼົ່ານີ້ເຈືອປົນຢູ່ໃນປະລິມານຫລາຍໆ ໂດຍສະເພາະ Br^- (ສ່ວນທາດອື່ນມີປະລິມານນ້ອຍຫລາຍ) ຈາກຜົນການຮັກສາດ້ວຍການສິດ ຫລື ຮັບປະທານກໍ່ອາດຈະມີຜົນກະທົບຕໍ່ການວິເຄາະຄໍໂຣ໌ໄດ້. ແຕ່ຢ່າງໃດກໍ່ຕາມການວິເຄາະຄໍໂຣ໌ດ້ວຍເຄື່ອງ ISE ເປັນທີ່ຍອມຮັບຄວາມຖືກຕ້ອງ ແລະ ແມ່ນຍໍາດີ ແລະ ນິຍົມໃຊ້ກັນຢ່າງແຜ່ຫຼາຍທີ່ສຸດ.

4. ອີເລັກໂທຣດສໍາລັບຄາຣ໌ບອນໄດອອກໄຊດ໌ (Carbon dioxide electrode)

ເປັນອີເລັກໂທຣດທີ່ອອກແບບສໍາລັບວັດແກ້ສໂດຍສະເພາະດ້ວຍການແຍກສານຕົວຢ່າງໃນສານລະລາຍທີ່ຈະກໍ່ການວິເຄາະດ້ວຍແຜ່ນເຍື່ອບາງຊະນິດທີ່ຍອມໃຫ້ແກ້ສຊີມຜ່ານໄດ້(CO_2 permeable membrane) ເຊິ່ງໄດ້ແກ່ ແຜ່ນເຍື່ອບາງທີ່ເປັນສ່ວນປະກອບຂອງ polyethylene polypropylene teflon ຫລື ຢາງ silicone ເປັນຕົ້ນ.

ດັ່ງນັ້ນ, ກົນວິທີການເຮັດວຽກງານຂອງເຄື່ອງ ISE ໃນການວິເຄາະຄາຣ໌ບອນໄດອອກໄຊດ໌ ຈຶ່ງຕ້ອງມີອີເລັກໂທຣດສໍາລັບວັດ pH ເພື່ອໃຊ້ວັດການປ່ຽນແປງກົດ-ດ່າງຂອງນໍ້າຢາບັບເຟີ.

ເວົ້າໄດ້ວ່າ ເມື່ອໃສ່ສານຕົວຢ່າງ(sample) ເຂົ້າໄປປະສົມກັບ acidic diluent reagent(ເຊັ່ນ: ກົດກຳມະຖັນ ຫລື ກົດແລັກຕິກເຈືອຈາງ) ຈະປ່ຽນ CO_3^{2-} ແລະ HCO_3^- ໃນສານຕົວຢ່າງໃຫ້ເປັນ CO_2 ທັງໝົດແລ້ວຊີມຜ່ານແຜ່ນເຍື່ອບາງ silicone rubber membrane) ຢ່າງວ່ອງໄວເຂົ້າໄປໃນສານລະລາຍມາດຕະຖານ NaHCO_3 (5 mmol/L) ເຮັດໃຫ້ pH ຂອງສານລະລາຍ NaHCO_3 (ເຊິ່ງເປັນສານລະລາຍບັບເຟີ) ປ່ຽນແປງໄປຕາມປະລິມານຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງຄາຣ໌ບອນໄດອອກໄຊດ໌ ແຕ່ມີຂໍ້ສັງເກດຢ່າງໜຶ່ງຄື: ຊ່ວງໄລຍະເວລາການວັດປະລິມານຄາຣ໌ບອນໄດອອກໄຊດ໌ ທັງໝົດຄ່ອນຂ້າງຈະດົນພໍສົມຄວນເນື່ອງຈາກມີຄວາມຈໍາເປັນຕ້ອງລໍຖ້າການເກີດສະພາວະສົມດຸນ.

ການໃຊ້ pH electrode ວັດ pH ຂອງສານລະລາຍບັບເຟີທີ່ປ່ຽນໄປຕາມຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງ CO_2 ຈະເຮັດໃຫ້ຮູ້ປະລິມານ CO_2 ໄດ້ກໍ່ດ້ວຍການຄິດໄລ່ທຽບກັບສານລະລາຍມາດຕະຖານ CO_2 ຕໍ່ໄປ.

5. ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງ (Reference electrode)

ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງເປັນ electrochemical half cell ເຊິ່ງໃຊ້ເປັນສິ່ງອ້າງອີງໝັກ (fixed reference) ສໍາລັບການວັດສັກຢູ່ໄຟຟ້າຂອງເຊລ ໃນຄວາມເປັນຈິງແລ້ວອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງຄວນຈະມີລັກສະນະດັ່ງນີ້:

- 1) ຄົງທີ່ (stable)
- 2) ເປັນຕົ້ນແບບຈໍາລອງໄຟຟ້າບັນຈຸຂອງ Half-cell ຢ່າງງ່າຍໆ (easily reproducible half-cell potential)
- 3) ສ້າງປະຕິກິລິຍາຢືນຢັນກັບຂອງ half-cell
- 4) ມີປະຕິກິລິຍາທາງເຄມີທີ່ຄົງທີ່ໃນສ່ວນປະກອບຂອງຕົວມັນເອງ
- 5) ງ່າຍຕໍ່ການປະດິດ ແລະ ການໃຊ້

ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງມີ 3 ແບບ ຄື

1. ອີເລັກໂທຣດໄຮໂດຼເຈນມາດຕະຖານ (Standard hydrogen electrode, SHE) ໃຊ້ປະໂຫຍດໃນການປະຕິບັດການທາງໄຟຟ້າບັນຈຸທາງເຄມີນ້ອຍຫລາຍ.
2. ອີເລັກໂທຣດຄາໂລເມນຊະນິດອີ່ມຕົວ (Saturated calomel electrode, SCE) ປະກອບດ້ວຍເສັ້ນລວດທີ່ສາບດ້ວຍຄາໂລເມນ (Hg_2Cl_2) ເຊິ່ງສໍາຜັດກັບສານລະລາຍອີ່ມຕົວ KCl ເຮັດໃຫ້ມີ ໄຟຟ້າບັນຈຸຄົງທີ່ຢູ່ຕະຫລອດເວລາ.
3. ອີເລັກໂທຣດ silver-silver chloride (Ag/AgCl) ປະກອບດ້ວຍລວດ silver ສາບຜິວດ້ວຍ AgCl ບາງໆແຊ່ຢູ່ໃນສານລະລາຍທີ່ມີປະລິມານ Cl ຄົງທີ່ຕະຫລອດເວລາ. ອີເລັກໂທຣດຊະນິດນີ້ໃຊ້ໃນງານປະຈຳວັນໂດຍສະເພາະໃຊ້ເປັນ internal reference electrode ສໍາລັບອີເລັກໂທຣດ ຊະນິດ potentiometric membrane.

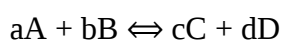
ອີເລັກໂທຣດອ້າງອີງທຸກຊະນິດມີໜ້າທີ່ ຫລື ຈຸດປະສົງເພື່ອປຽບທຽບແຮງດັນໄຟຟ້າທີ່ປ່ຽນແປງໄປໃນ sensing electrode.

ການວິເຄາະອີເລັກໂທຣໄລທ໌ ດ້ວຍ ISE ມີ 2 ແບບ ຄື:

- 1) ການວັດໂດຍກົງ (Direct method) ເປັນການວັດກິດກະທໍາຂອງໄອອອນໃນສານ ຕົວຢ່າງໂດຍບໍ່ຕ້ອງເຈືອຈາງໃດໆທັງສິ້ນ ເຊັ່ນ: ເຄື່ອງ NOVA, ORION ແລະ ອື່ນໆ ເປັນຕົ້ນ.
- 2) ການວັດໂດຍອ້ອມ (Indirect method) ເປັນການວັດກິດກະທໍາຂອງໄອອອນໃນສານຕົວຢ່າງທີ່ເຈືອຈາງມາກ່ອນແລ້ວ ເຊັ່ນ ນດຽວກັບການວິເຄາະໂຊດຽມ ແລະ ໂປແທັດຊຽມ ໂດຍວິທີ FAES ເຊັ່ນ: ເຄື່ອງ Beckman E_{2A} ເປັນຕົ້ນ.

9. ຜົນຂອງຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕໍ່ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊວແກລແວນິກ

ສົມຜົນ (Nerst Equation) ຄໍາສັກຮີດຼັກຊັ້ນຂອງເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາດັ່ງກ່າວມາແລ້ວ ວັດແທກອຸນຫະພູມ 25°C ແລະ ຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງອີອົງເທົ່າກັບ 1M ຖ້າຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງຕົວປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນປະຕິກິລິຍາປ່ຽນໄປ ສັກຂອງເຊລ E^0_{Cell} ກໍ່ປ່ຽນໄປເຊັ່ນກັນ. ສໍາລັບປະຕິກິລິຍາທົ່ວໄປທີ່ໃຊ້ຂຽນແທນປະຕິກິລິຍາລວມຂອງເຊລແກວນິກດັ່ງນີ້:



ການປ່ຽນແປງພະລັງງານເສລີກິບ (Gibbs Energy Change, ΔG) ສໍາລັບປະຕິກິລິຍານີ້ມີຄວາມສໍາພັນດັ່ງນີ້ຄື:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

ຄ່າ a ແທນກຳມັນຕະພາບ(Activity) ຂອງຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນປະຕິກິລິຍາພາຍໃຕ້ພາວະທີ່ກຳນົດໃຫ້:

ຄ່າ ΔG ເປັນການແປພະລັງງານເສລີກິບ, ພາຍໃຕ້ກຳມັນຕະພາບຂອງຕົວເຮັດປະຕິກິລິຍາ ແລະ ຜົນຂອງປະຕິກິລິຍາບໍ່ເທົ່າກັບ 1 ແລະ ΔG° ເປັນການແປພະລັງງານເສລີກິບພາຍໃຕ້ພາວະທີ່ມີກຳມັນຕະພາບເທົ່າກັບ 1 ເສດສ່ວນ $\frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$ ເອີ້ນວ່າ: Mass action expression ທີ່ຂຽນໃນຮູບຂອງກຳມັນຕະພາບສຳລັບໃນສານລະລາຍເຈືອຈາງ ແລະ ກ້າສປະສົມທີ່ມີຄວາມດັນຕ່ຳ, ຄ່າກຳມັນຕະພາບຈະໄກ້ຄຽງກັບຄ່າຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນເປັນ M ຫຼາຍ. ດັ່ງນັ້ນ, Mass action expression ດັ່ງກ່າວຈຶ່ງຂຽນໃນຮູບຂອງຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນໄດ້ເປັນ $\frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$ ແລະ ການປ່ຽນແປງພະລັງງານເສລີສຳລັບປະຕິກິລິຍາສາມາດຂຽນໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

ເພາະວ່າ: $\Delta G = -nFE$ ແລະ $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$

ແທນຄ່າ ΔG ແລະ ΔG°

$$\text{ດັ່ງນັ້ນ, } -nFE = -nFE^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

ຫາດ້ວຍ $-nF$ ຕະຫຼອດ

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \text{ or } E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}} - \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \dots\dots\dots(8)$$

ຄວາມສຳພັນຕາມສົມຜົນທີ(8) ເອີ້ນວ່າ: ສົມຜົນເນີສ(Nerst Equation) ເຊິ່ງໄດ້ຄົ້ນຄິດຂຶ້ນມາທຳອິດໃນປີ ຄສ 1889 ໂດຍ ເນີສ (Nerst ຄສ 1864-1941).

ຖ້າກຳນົດອຸນຫະພູມທີ່ 25°C

$$\frac{2.303RT}{F} = \frac{2.303(8.314\text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1})(298\text{K})}{96.500\text{Cmol}^{-1}} = 0.0592\text{JC}^{-1}$$

$$= 0.0592\text{V} (1\text{V} = 1\text{JC}^{-1}) \quad (\text{ເພາະວ່າ } 1\text{V} = 1\text{JC}^{-1}) \text{ ເຊິ່ງເປັນຄ່າຄົງຕົວ}$$

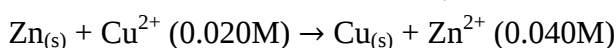
ດັ່ງນັ້ນ, ທີ່ 25°C ສົມຜົນເນີສຈຶ່ງຂຽນໄດ້ເປັນ

$$E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \dots\dots\dots(9)$$

ຈາກສົມຜົນທີ 9 ຈະເຫັນໄດ້ວ່າ ຖ້າອີອົງ ຫຼື ສານທີ່ກ່ຽວຂ້ອງໃນປະຕິກິລິຍາ redox ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ 1M ຄ່າ $\log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \log 1 = 0$ ຈະໄດ້ $E = E^\circ$ ນັ້ນເອງ.

ຖ້າຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງອີອົງ ຫຼື ສານທີ່ກ່ຽວຂ້ອງມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນແຕກຕ່າງໄປຈາກ 1M ຄ່າ E ບໍ່ເທົ່າກັບ E° ຄ່າ $E(E_{\text{cell}})$ ສາມາດຄິດໄລ່ໄດ້ໂດຍໃຊ້ສົມຜົນເນີສດັ່ງກ່າວ.

ຕົວຢ່າງ 8: ຈົ່ງຄິດໄລ່ສັບຂອງເຊລ Zn/Cu ທີ່ 25°C ຕາມຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນທີ່ກຳນົດໃຫ້ດັ່ງນີ້:



ວິທີແກ້:

ໂດຍການຄິດໄລ່ສົມຜົນເນີສສຳລັບປະຕິກິລິຍານີ້ທີ່ + 25°C ຈະໄດ້ດັ່ງນີ້:

$$E_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

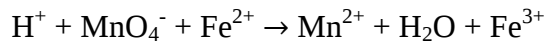
(ຄ່າ $\text{Zn}_{(\text{s})}$ ແລະ $\text{Cu}_{(\text{s})}$ ເປັນຂອງແຂງທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຄົງຕົວຈົ່ງບໍ່ປາກົດຕົວໃນສົມຜົນເນີສຈາກການຄິດໄລ່ຄ່າ

E° ສໍາລັບເຊລນີ້ = +1.10V ແລະ ຄ່າ $n=2$ ແທນຄ່າໃສ່ສົມຜົນເນີສ

$$E_{\text{cell}} = +1.10 - \frac{0.0592}{n} \log \frac{0.40}{0.020} = +1.06\text{V}$$

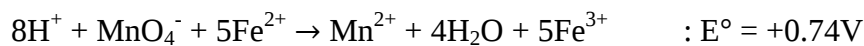
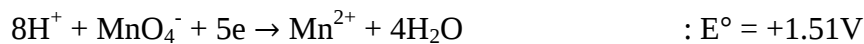
ດັ່ງນັ້ນ, ສັກຂອງເຊລເທົ່າກັບ + 1.06V

ຕົວຢ່າງ 9: ຈົ່ງຄິດໄລ່ຄ່າຄົງຕົວສົມດຸນ K ສໍາລັບປະຕິກິລິຍາຕໍ່ໄປນີ້:



ວິທີແກ້:

ຫາຄ່າ E°_{cell} ໂດຍການແຍກສົມຜົນອອກເປັນເຄິ່ງປະຕິກິລິຍາ(ສົມຜົນທີ 2) ດັ່ງນີ້:



ຈາກສົມຜົນເນີສ ຄ່າ mass action expression ຄິດໄລ່ຄ່າຄົງຕົວສົມດຸນນັ້ນເອງດັ່ງນີ້:

$$E_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{n} \log K$$

ທີ່ສະພາວະສົມດຸນ $E_{\text{cell}} = 0$

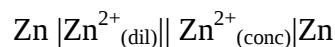
$$0 = +0.74 - \frac{0.0592}{5} \log K$$

$$\log K = 62.5$$

$$K = 3.16 \times 10^{62}$$

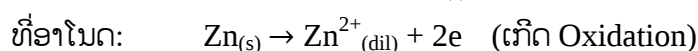
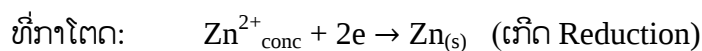
10. ເຊລຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ(Concentration Cell)

ເນື່ອງຈາກຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຂອງອີອົງໃນສານລະລາຍທີ່ມີຜົນຕໍ່ສັກຂອງເຊລຢ່າງຫຼວງຫຼາຍ ເຊິ່ງເປັນໄປຕາມສົມຜົນຂອງເນີສ ຈຶ່ງສາມາດສ້າງເຊລຂຶ້ນໂດຍນໍາເຄື່ອງເຊລທີ່ມີອີອົງຊະນິດດຽວກັນແຕ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕ່າງກັນມາຕໍ່ເຂົ້າດ້ວຍກັນຈະເກີດກະແສໄຟຟ້າໃນເຊວແກວານິກທີ່ຕໍ່ຂຶ້ນ. ເຊລປະເພດນີ້ເອີ້ນວ່າ: ເຊລຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ (Concentration Cell) ເຊັ່ນ: ຖ້າໂລຫະນັ້ນເປັນສັງກະສີສັນຍານຂອງເຊລຈະເປັນດັ່ງນີ້:



ສາມາດຂຽນໄດ້ດັ່ງຮູບລຸ່ມນີ້:

ຈາກຮູບຂ້າງເທິງຈະເຫັນໄດ້ວ່າເຊລນີ້ປະກອບດ້ວຍຂົ້ວສັງກະສີໃນແຕ່ລະເຄິ່ງເຊລປະຈຸບັນດ້ວຍສານລະລາຍ ZnSO_4 ທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຕ່າງກັນ ແລະ ມີຂົ້ວຕໍ່ເກືອເຊື່ອມລະຫວ່າງເຊລທັງສອງ ເນື່ອງຈາກເຄິ່ງເຊລທາງຂວາມີ Zn^{2+} ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຫຼາຍປະຕິກິລິຍາຈະເກີດຂຶ້ນເພື່ອເຮັດໃຫ້ Zn^{2+} ໃນເຄື່ອງເຊລທັງສອງມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນເທົ່າກັນ ໂດຍທີ່ໃນຂະນະດຽວກັນສັງກະສີ Zn^{2+} ໃນເຄື່ອງເຊລທີ່ມີສັງກະສີ Zn^{2+} ເຈືອຈາງຈະເພີ່ມຂຶ້ນຈາດອອກຊີໂດ Zn ໃຫ້ເປັນ Zn^{2+} ປະຕິກິລິຍາທີ່ຂົ້ວໄຟຟ້າທັງສອງເກີດຂຶ້ນດັ່ງນີ້:



ດັ່ງທີ່ໄດ້ກ່າວມາແລ້ວວ່າ E_{cell} ສາມາດຫາໄດ້ໂດຍນຳສັກລິດັກຊັນຂອງເຄື່ອງເຊລທີ່ເກີດ Oxidation ລົບອອກຈາກສັກ Reduction ຂອງເຄື່ອງເຊລທີ່ເກີດ Reduction ນັ້ນຄື:

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{reduction}} - E_{\text{oxidation}}$$

ຫຼື $E_{\text{cell}} = E_{\text{conc}} - E_{\text{dil}} \dots\dots\dots(10)$

E_{conc} ຄືສັກ Reduction ຂອງເຄື່ອງເຊລທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນຫຼາຍກວ່າ

E_{dil} ຄືສັກ Reduction ຂອງເຄື່ອງເຊລທີ່ມີຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນນ້ອຍກວ່າແລະ ຄ່າສັກຂອງເຊລສອງຄື: (E_{conc} ແລະ E_{dil}) ຈະມີຄ່າເປັນໄປຕາມສົມຜົນເນີສດັ່ງນີ້:

$$E_{\text{conc}} = E^{\circ}_{\text{Zn}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{conc}}} \text{ ແລະ } E_{\text{dil}} = E^{\circ}_{\text{Zn}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{dil}}}$$

$$E_{\text{cell}} = \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{dil}}}{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{conc}}}$$

ສຳລັບເຊລຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນທົ່ວໄປ

$$E_{\text{cell}} = \frac{0.0592}{2} \log \frac{[M^{n+}]_{\text{dil}}}{[M^{n+}]_{\text{conc}}} \dots\dots\dots(11)$$

ຕົວຢ່າງ 10: ຈົ່ງຊອກຫາສັກຂອງເຊລຕໍ່ໄປນີ້:



ວິທີແກ້:

ແທນຄ່າຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນ ແລະ ຈຳນວນເອເລັກຕຽນທີ່ກ່ຽວຂ້ອງໃນປະຕິກິລິຍາໃນສົມຜົນທີ 11 ຈະໄດ້

ດັ່ງນີ້:

$$E_{\text{cell}} = \frac{0.0592}{2} \log \frac{0.01}{1}$$

$$= 0.0592\text{V}$$

ດັ່ງນັ້ນ, ຄ່າຂອງເຊລຈຶ່ງເທົ່າກັບ 0.0592V

ບົດເຝິກຫັດ

1. ປະຕິກິລິຍາຮີດອກມີຄວາມໝາຍຄືແນວໃດ ?
2. ເຊລອີເລັກໂທຣໄລຕແມ່ນເຊລຄືແນວໃດ ?
3. ເຊລວອລເທອິກ ຫຼື ເຊລແກລແວນິກແມ່ນເຊລຄືແນວໃດ ?
4. ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າແມ່ນມີຄວາມໝາຍຄືແນວໃດ ?
5. ເຊລຄວາມເຂັ້ມຂຸ້ນແມ່ນເຊລຄືແນວໃດ
6. ແຮງເຄື່ອນໄຟຟ້າຂອງເຊລມາດຕະຖານຕໍ່ໄປນີ້ ມີຄ່າ $+0.74\text{V}$ ຈຶ່ງຊອກຫາຄ່າ M ຄືໂລຫະໃດ ? $M_{(s)}$
 $/\text{Mn}^{+}(\text{aq}, 1\text{M})//\text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1\text{M})/\text{Cu}_{(s)}$

ເອກະສານອ້າງອີງ

1. ວິໂຣສ ປີຍະວະພັນ(ພາກວິຊາເຄມີຄະນະວິທະຍາສາດ ແລະ ເທັກໂນໂລຢີສະຖາບັນຮາດຊະພັດຍະລາ) ປຶ້ມເຄມີ ເຊິງຟິຊິກ 1 ພິມທີ່: OS printing house ພິມຄັ້ງທີ 1 ພສ 2540 ຈຳນວນ 2000ຫົວ.
2. ທອງສີ ບຸນປະເສີດ ແບບຮຽນວິຊາເຄມີຊັ້ນມັດທະຍົມສຶກສາ ປີທີ 7 ພິມປີ 2010.
3. ວິໄນ ສຸຂະຣາດ ແບບຮຽນວິຊາເຄມີ 1 ແລະ 2 ສາຍສ້າງຄູມັດທະຍົມຕົ້ນ ລະບົບ 11+3 ປີ 2008.
4. ສັນ ເຕຊະກຳພູ ພ້ອມຄະນະ, ເຄມີທົ່ວໄປ ເຫຼັ້ມ1, ຈຸລາລົງກອນມະຫາວິທະຍາໄລ 2549.
5. Agudelo, AF ແລະ Restrepo, OJ (2548, 21 ມັງກອນ) ເທີໂມໂດນາມິກ ແລະ ແຜນພາບເຟສ.
6. http://www.scielo.org.co/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0012-73532005000100002.
7. ແຜນພາບເຟສໄບນາຣີ (2557, 9 ເມສາ). ໂຊນເຄມີ.
8. <http://zona-quimica.blogspot.com/2014/04/diagrama-de-fases-binario.html>
9. ໂລເປຊ, ເຈອາຣ໌ (sf). ໄດອະແກຣມເຟສ Junta de ອັນດາລູເຊຍ.
10. <https://www.juntadeandalucia.es/averroes/centrostatic/21700290/helvia/aula/archivos/repositorio/0/42/html/diagram.html>
11. ວິສິວ ກຳວັດສຸ(2561, 20 ມັງກອນ). ແຜນພາບເຟສ: ຄວາມຫມາຍ ແລະ ປະເພດ.
12. <https://www.engineeringenotes.com/engineering/phasediagram/phase-diagram-meaning-and-types-material-engineering/34506>
13. Novelo-Torres, AM, & Gracia-Fabrique, J. (2010, 1 ຕຸລາ) ເສັ້ນທາງໂຄຈອນໃນໄດອະແກຣມ ໄຕພາກ ເອສເວ.
14. <https://www.elsevier.es/es-revista-educacion-quimica-78-articulo-trayectorias-diagramas-ternarios-S0187893X18300995>
15. ກິດຕິພົງ ກິມະພົງ ພ້ອມຄະນະ (2553) ວັດສະດຸ ວິສະວະກຳ, ກຸງເທບມະຫານະຄອນ : ເຊນເກດ ເລີນນິ່ງ (ປະເທດໄທ) ຈຳກັດ.
16. ນະຣົງສັກ ທຳມະໂຊຕິ (2558) ວັດສະດຸ ວິສະວະກຳ, ກຸງເທບມະຫານະຄອນ: ສຳນັກພິມຊີເອັດຢູເຄຊັນ.
17. ນະຣົງສັກ ທຳມະໂຊຕິ (2556) ໂລຫະວິທະຍາ, ກຸງເທບມະຫານະຄອນ: ສຳນັກພິມແຫ່ງຈຸລາລົງກອນ ມະຫາວິທະຍາໄລ.
18. ມະນັດ ສະຖິນຈິນດາ (2543) ເຫຼັກກຳ, ກຸງເທບມະຫານະຄອນ: ສຳນັກພິມແຫ່ງຈຸລາລົງກອນ ມະຫາວິທະຍາໄລ.
19. J. VAN DEN BOOMGAARDt and F. M. A. CARPAY, “THE EUTECTOID CosSi PHASE IN THE Co-Si SYSTEM,” ACTA METALLURGICA, vol. 20, pp. 473-476, 1972.