

SAMPLE SCIENCE TRAVEL ASSIGNMENT

Atomic Structure • Ions • Ionic Bonding • Electron Orbitals • Electron Configurations

MISSION 학교 PPT 를 “보는 자료”에서 “설명할 수 있는 지식”으로

큰 틀과 중간 틀을 이미 익힌 뒤, 한국어와 영어 맥락 글을 소리 내어 반복해서 읽고, 마지막에는 학교 PPT 한 페이지만 보면서 선생님처럼 구체적으로 영어로 설명하는 여행 과제입니다.

Bilingual Contextual Reading & Oral Explanation Guide

School-aligned companion for Lesson 11 and Lessons 12-14

Prepared for travel-based independent study

START HERE

이 과제의 목적

이 과제의 목표는 학교 자료의 문장을 외워서 다시 읽는 것이 아닙니다. 학생이 학교 PPT의 한 페이지를 보았을 때, 그 페이지의 핵심 개념이 무엇인지, 앞뒤 개념과 어떻게 연결되는지, 그림이나 전자배치가 무엇을 뜻하는지, 그리고 왜 그런지를 자신의 말로 설명할 수 있게 만드는 것입니다. 여행 중 시간이 오래 걸려도 괜찮습니다. 오히려 한 번에 완벽하게 끝내기보다, 여러 날에 걸쳐 페이지별로 충분히 생각하고 설명하는 것이 이 과제의 핵심입니다.

전체 학습 흐름



FINAL RULE 최종 단서는 “학교 PPT 한 페이지”뿐입니다.

연습 단계에서는 이 자료의 한국어·영어 장문을 충분히 읽어도 됩니다. 하지만 최종 영상에서는 이 자료의 문장을 보면서 읽지 않습니다. 학교 PPT의 해당 페이지를 보고, 기억한 내용과 이해한 관계를 최대한 구체적인 문장으로 재구성합니다.

한 페이지 설명의 기본 구조

1

WHAT - 무엇인가?

이 페이지가 다루는 핵심 개념을 한두 문장으로 정의합니다.

2

WHY - 왜 중요한가?

이 개념이 원자 구조, 안정성, 결합, 전자배치와 어떤 인과관계를 가지는지 설명합니다.

3

HOW - 어떻게 작동하는가?

전자 이동, 에너지 채움, 전하 균형처럼 실제 과정이나 규칙을 순서대로 설명합니다.

4

VISUAL - 그림은 무엇을 보여 주는가?

표·그림·전자배치·orbital diagram에서 눈으로 확인할 수 있는 정보를 말합니다.

5

CONNECTION - 앞뒤와 어떻게 연결되는가?

앞 페이지에서 무엇을 배웠고 이 페이지가 다음 개념을 위해 무엇을 준비하는지 연결합니다.

HOW TO DO THE ASSIGNMENT

과제 수행법 - 한국어

1

1 단계 | 학교 PPT 를 먼저 훑어보기

Lesson 11 과 Lesson 12-14 의 슬라이드를 빠르게 넘겨 보며 큰 흐름을 다시 확인합니다. 이 단계에서는 암기하려 하지 말고, “이 단원은 어디에서 시작해서 어디로 가는가?”만 확인합니다.

2

2 단계 | 한국어 맥락 글 소리 내어 읽기

아래 한국어 장문을 여러 차례 소리 내어 읽습니다. 첫 번째는 전체 흐름, 두 번째는 원인-결과와 개념 관계, 세 번째 이후에는 아직 설명이 막히는 세부정보에 집중합니다. 횟수 자체보다 “무엇을 이해하며 읽는지”가 더 중요합니다.

3

3 단계 | 영어 맥락 글 소리 내어 읽기

같은 내용을 영어로 읽습니다. 영어 문장을 통째로 외우려 하지 말고, 과학 개념을 영어로 연결해서 말하는 표현과 문장 구조에 익숙해지는 것이 목적입니다.

4

4 단계 | 학교 PPT 한 페이지만 보고 생각 정리

영상 촬영 전 해당 슬라이드를 20-60 초 정도 조용히 봅니다. “핵심 개념, 이유, 과정, 그림의 의미, 앞뒤 연결”을 머릿속에서 빠르게 정리합니다. 별도의 스크립트는 보지 않습니다.

5

5 단계 | 영어로 선생님처럼 설명하며 촬영

카메라 또는 화면 녹화를 켜고, 슬라이드를 가리키며 최대한 구체적으로 설명합니다. 문장을 완벽하게 만들기보다 과학 개념과 관계를 정확히 꺼내는 것이 우선입니다.

6

6 단계 | 막혀도 바로 처음부터 다시 찍지 않기

중간에 단어나 개념이 생각나지 않으면 잠시 생각한 뒤 계속 설명합니다. 어디에서 막혔는지가 중요한 학습 정보이므로, 매번 즉시 처음부터 다시 찍어 완벽한 영상만 남길 필요는 없습니다.

7

7 단계 | 피드백 후 재시도

제출 후 빠진 개념, 잘못 연결한 관계, 근거 부족, 영어 문법·어휘·표현의 약점을 확인합니다. 약점이 있는 페이지는 다시 짧게 학습한 뒤 새 영상으로 재시도합니다.

8

8 단계 | 약점이 모의고사로 이어지게 하기

설명 영상에서 반복적으로 드러난 약점은 이후 학교 스타일 모의고사와 검증 문제에 반영합니다. 영상 설명이 좋아졌더라도, 새로운 문제에서 같은 개념을 적용할 수 있는지 다시 확인합니다.

STUDENT INSTRUCTIONS

Assignment Method - English

1

Step 1 | Preview the school slides

Quickly move through Lesson 11 and Lessons 12-14 to recover the overall direction of the unit. Do not try to memorize details yet. Ask: “Where does this lesson begin, and where is it trying to take me?”

2

Step 2 | Read the Korean contextual text aloud

Read the Korean passages aloud several times. On the first pass, reconstruct the overall flow. On later passes, pay attention to cause-and-effect relationships, conditions, examples, and details that you still cannot explain easily.

3

Step 3 | Read the English contextual text aloud

Read the same ideas in English. Do not memorize every sentence. Your goal is to become comfortable expressing the science relationships in complete English sentences.

4

Step 4 | Look at one school slide only

Before recording, look quietly at the slide for about 20-60 seconds. Organize the key concept, why it matters, how it works, what the visual shows, and how it connects to the previous and next ideas. Do not use a separate script.

5

Step 5 | Record a teacher-style explanation in English

Start the camera or screen recording and explain the slide as if you were teaching another student. Prioritize scientific accuracy and clear relationships over perfect fluency.

6

Step 6 | Do not restart every time you hesitate

If you forget a word or concept, pause, think, and continue. A moment of difficulty is useful evidence of what needs more work. The first recording does not need to look perfect.

7

Step 7 | Retry after feedback

After feedback, review the missing or incorrect idea, then record a fresh explanation. The goal is to correct the underlying weakness, not simply to memorize the previous answer.

8

Step 8 | Carry weaknesses into school-style practice

Repeated weaknesses from the recordings should later appear in fresh school-style questions and mock exams. Stronger explanation must also transfer to new problems and written responses.

EVALUATION

영상 발표 평가 기준

영상은 “영어를 유창하게 말했는가”만 보는 과제가 아닙니다. 가장 중요한 것은 학교 과학 개념을 정확히 이해하고, 서로 연결하고, 그림과 규칙을 근거로 설명할 수 있는가입니다.

평가 영역	점수	확인 기준
개념 정확성	30	용어와 과학 개념이 정확하고 잘못된 설명이 없는가
관계·인과 추론	25	왜 그런지, 무엇이 무엇을 만들거나 결정하는지 연결했는가
완전성·세부정보	15	페이지의 중요한 정보와 예외·조건을 충분히 포함했는가
그림·표·전자배치 해석	15	보이는 시각자료를 실제 개념과 연결해 해석했는가
설명 구조	10	정의-이유-과정-연결이 선생님처럼 이해하기 쉽게 이어지는가
문법·어휘·표현	5	과학적 의미를 전달하는 영어 문법·어휘·표현이 적절한가

IMPORTANT 발음·억양·음성인식/전사 오류는 약점 점수로 처리하지 않습니다.

발표 평가에서는 실제로 확인되는 과학 개념과 영어 표현을 봅니다. 단순한 발음 차이, 억양, 음성인식 오류, 전사 오류 자체를 학생의 학습 약점으로 지적하지 않습니다.

권장 파일명

Learner_ L11_ValenceElectrons_01.mp4 / Learner_ L12_Orbitals_01.mp4 / Learner_ L12_FeFilling_01.mp4

LESSON 11

Valence Electrons • Stability • Ions • Ionic Bonding • Names & Formulas

이 단원의 한 문장

CORE IDEA 전자 구조가 화학 결합으로 이어지는 이유를 설명하는 단원

원자가전자와 안정성을 이해하면, 왜 원자가 전자를 얻거나 잃는지, 왜 양이온과 음이온이 만들어지는지, 왜 서로 끌어당기는지, 그리고 왜 화학식의 비율이 그렇게 정해지는지를 하나의 흐름으로 설명할 수 있습니다.

개념 흐름



학교 PPT 를 볼 때 계속 묻는 질문

- 이 페이지에서 가장 중요한 “전자”는 어느 전자인가?
- 이 전자배치가 안정성과 어떻게 연결되는가?
- 원자가 전자를 얻거나 잃으면 전하는 왜 달라지는가?
- 이온의 전하가 결합과 화학식의 비율을 어떻게 결정하는가?
- 이 페이지는 바로 앞 페이지의 어떤 질문에 답하고 있는가?

VALENCE ELECTRONS & PERIODICITY

Lesson 11 한국어 맥락 읽기 ①

원자의 구조를 이해하는 것은 원소들이 왜 서로 다른 방식으로 반응하고 결합하는지를 이해하는 출발점이다. 이때 가장 먼저 집중해야 하는 것은 원자의 가장 바깥쪽 전자껍질에 있는 원자가전자(valence electrons)이다. 학교 자료에서 강조하는 핵심은 원자가전자의 수가 원소의 여러 성질을 결정한다는 점이다. 원소가 어떤 화학적 행동을 보이는지를 이해하려면, 원자핵에 얼마나 많은 입자가 있는지만 보는 것이 아니라 가장 바깥쪽에 어떤 전자배치가 만들어져 있는지를 봐야 한다.

주기율표를 보면 원소들의 성질은 무작위로 나타나지 않고 일정한 간격을 두고 반복된다. 학교 자료는 이 반복을 전자의 에너지 준위, 즉 shell 과 연결한다. 전자들은 정해진 에너지 준위에 배열되고, 주기율표를 따라가면서 가장 바깥쪽 전자 수의 패턴도 반복된다. 그래서 같은 group 의 원소들은 비슷한 valence electron 구조를 가지고, 그 결과 비슷한 화학적 성질을 나타내는 경우가 많다. “왜 같은 족의 원소들이 비슷한 성질을 가지는가?”라는 질문에 답하려면, 단순히 같은 세로줄에 있기 때문이라고 말하는 것이 아니라 가장 바깥 전자 구조가 반복되기 때문이라고 연결해야 한다.

학교 자료는 transition metals 에 대해서도 주의를 준다. 이 영역에서 추가되는 전자들이 항상 가장 바깥쪽 valence shell 에 추가되는 것은 아니기 때문에, 많은 transition metals 가 group 2 원소처럼 두 개의 valence electrons 를 가지는 것으로 다룬다. 이 내용은 주기율표를 단순한 숫자 암기표로 보지 말고, 실제 전자배치의 구조를 보여 주는 지도처럼 보아야 한다는 점을 알려 준다.

ORAL TARGET 이 페이지들을 설명할 때 꼭 연결할 것

Periodic table 의 위치 → electron shells → valence electrons → 반복되는 성질이라는 흐름을 말해야 합니다. “같은 group 이라 비슷하다”에서 끝내지 말고, 왜 비슷한지 전자 구조로 설명하세요.

STABILITY, IONS & BONDING

Lesson 11 한국어 맥락 읽기 ②

원자가전자 패턴을 이해하면 다음 질문은 자연스럽게 “그렇다면 원자는 왜 전자를 얻거나 잃는가?”가 된다. 학교 자료에서 여러 이온의 전자배치를 비교하면, 이온이 된 뒤에는 바깥 전자껍질이 채워져 있는 공통적인 패턴을 확인할 수 있다. 자료는 이것을 group 18, 즉 noble gases 와 연결한다. Noble gases 는 매우 안정적이고 반응성이 낮으며, 바깥 전자껍질이 채워져 있다. 보통 8 개의 valence electrons 가 채워진 상태이고, 첫 번째 에너지 준위인 helium 의 경우에는 2 개의 전자가 채워진 상태이다.

따라서 이 자료의 논리에서는 원자들이 보다 안정한 전자배치를 이루기 위해 전자를 얻거나(gain), 잃거나(lose), 또는 공유(share)할 수 있다고 설명한다. 여기서 중요한 것은 “원자는 무조건 8 개를 만들려고 한다”는 문장 하나를 외우는 것이 아니라, 안정한 전자배치와 chemical change 를 연결하는 것이다. 전자를 얻거나 잃거나 공유하면 원자의 전자 상태가 달라지고, 다른 원자와 chemical bond 를 만들 수 있다.

주기율표의 위치는 어떤 이온 전하가 만들어질 가능성이 있는지도 예측하게 해 준다. 학교 자료의 단순 주족 패턴에서는 전자를 하나 잃으면 1+, 두 개 잃으면 2+, 세 개 잃으면 3+가 된다. 반대로 전자를 세 개 얻으면 3-, 두 개 얻으면 2-, 하나 얻으면 1-가 된다. Group 18 은 이미 안정한 바깥 껍질을 가지고 있기 때문에 이 표에서는 보통 이온을 형성하지 않는 것으로 나타난다. 따라서 “group 위치 → valence electrons → 얻거나 잃는 전자 수 → ion charge”의 연결을 설명할 수 있어야 한다.

학교 자료는 이어서 metallic, ionic, covalent bonding 을 큰 범주로 소개한다. Metallic 은 metals 로 이루어진 물질과 연결되고, ionic 은 metal + nonmetal, covalent 는 nonmetals 와 때로는 metalloids 사이의 결합으로 소개된다. 이 가운데 이 단원에서 가장 자세히 보는 것은 ionic bonding 이다. Ionic bonding 에서는 metal 과 nonmetal 사이에서 electron transfer 가 일어나며, 그 결과 positive ion 과 negative ion 이 만들어진다. 서로 반대 전하를 가진 이온 사이에는 attraction 이 생기고, 이 인력이 이온들을 함께 붙잡아 준다. 학교 자료가 말하는 ionic bond 의 핵심은 바로 이 positive ions 와 negative ions 사이의 attraction 이다.

또한 ionic compound 는 서로 떨어진 작은 molecule 들의 집합으로 설명되지 않는다. 자료에서는 많은 이온들이 반복적으로 배열된 large crystal lattice 로 존재한다고 한다. 따라서 ionic bonding 슬라이드를 설명할 때는 “electron transfer → charged ions → opposite charges attract → crystal lattice”라는 연쇄를 하나의 이야기처럼 연결해야 한다.

ORAL TARGET 이 페이지들을 설명할 때 꼭 연결할 것

Stability 가 먼저이고, ion formation 이 그 다음이며, ionic bond 는 그 결과 만들어진 반대 전하 이온 사이의 attraction 입니다. 세 문장을 따로 외우지 말고 인과관계로 말하세요.

NAMING & CHEMICAL FORMULAS

Lesson 11 한국어 맥락 읽기 ③

이온 결합이 형성되면 이제 두 가지 실용적인 능력이 필요하다. 첫째는 화합물의 이름을 올바르게 붙이는 것이고, 둘째는 이온의 전하를 이용해 정확한 chemical formula 를 쓰는 것이다. 학교 자료에서 단순한 ionic compound 가 한 종류의 metal 과 한 종류의 nonmetal 로 이루어진 경우, 이름은 metal 을 먼저 쓰고 nonmetal 을 두 번째로 쓴다. 이때 nonmetal 의 끝부분을 -ide 형태로 바꾼다. 그래서 sodium + chlorine 은 sodium chloride, magnesium + fluorine 은 magnesium fluoride, aluminium + oxygen 은 aluminium oxide 가 된다. 같은 규칙으로 beryllium nitride, lithium sulfide, sodium bromide 도 만들 수 있다.

화학식에서는 더 중요한 원리가 하나 있다. Ionic compound 안에는 positive ions 와 negative ions 가 함께 있지만, 화합물 전체에는 overall charge 가 없어야 한다. 즉 전체 positive charge 와 전체 negative charge 가 서로 balance 되어야 한다. Sodium ion 은 Na^+ 이고 chloride ion 은 Cl^- 이므로 +1 과 -1 이 한 개씩 만나면 0 이 된다. 따라서 비율은 1:1 이고 formula 는 NaCl 이다.

반면 magnesium ion 은 Mg^{2+} 이고 chloride ion 은 Cl^- 이다. Magnesium 하나가 +2 를 가지므로, 이를 상쇄하려면 -1 을 가진 chloride ion 이 두 개 필요하다. 그래서 ion ratio 는 1:2 가 되고 formula 는 MgCl_2 가 된다. 이 예시는 formula 의 아래첨자가 단순한 장식이나 외워야 할 숫자가 아니라, 전하를 균형시키는 입자의 비율을 나타낸다는 것을 보여 준다.

학교 자료는 빠른 방법으로 criss-cross shortcut 도 소개한다. 한 이온의 charge number 를 다른 이온의 subscript 로 옮기는 방식이다. 최종 식에서는 charge signs 와 subscript 1 은 쓰지 않는다. 하지만 실제 시험에서는 shortcut 자체보다 왜 그런 비율이 필요한지를 설명할 수 있어야 한다. Criss-cross 는 결국 positive charge total 과 negative charge total 이 같아지는 가장 간단한 ratio 를 찾는 방법이다.

자료에서 제시하는 공식 작성 절차는 명확하다. 먼저 periodic table 에서 원소를 찾고, 위치를 이용해 ionic charge 를 정한 다음, charges 가 balance 되도록 비율을 맞추고, 마지막으로 symbols 와 subscripts 를 이용해 formula 를 쓴다. 이 과정을 적용하면 Al_2O_3 , Be_3N_2 , Li_2S , NaBr , CaF_2 , Mg_3P_2 , K_2O , AlP , CaO 와 같은 formula 를 만들 수 있다. 각각을 외우기보다 “전하 균형”이라는 하나의 원리로 만들어 낼 수 있어야 한다.

MASTER SENTENCE Lesson 11 전체를 한 문장으로 말하면

Electron structure determines valence behaviour; valence behaviour affects stability and ion formation; ion charges determine ionic attraction and the charge-balanced ratios written in ionic formulas.

VALENCE ELECTRONS & PERIODICITY

Lesson 11 English Contextual Reading ①

Understanding atomic structure is the starting point for understanding why different elements react and bond in different ways. One of the most important ideas is the valence electron, an electron in the outermost occupied shell of an atom. The lesson emphasizes that the number of valence electrons determines many properties of an element. To understand chemical behaviour, we therefore need to pay special attention to the outer electron structure rather than looking only at the nucleus or the total number of electrons.

When we look across the periodic table, chemical properties do not appear randomly. Similar patterns repeat at regular intervals because electrons occupy energy levels, or shells, and the pattern of outer electrons also repeats. This helps explain why elements in the same group often have similar properties. A strong explanation should not stop at “they are in the same group.” It should connect group position to similar outer electron structures and then connect those structures to similar chemical behaviour.

The school material also gives a special reminder about transition metals. In this part of the periodic table, the added electrons are not necessarily added to the outer valence shell, so many transition metals are treated as having two valence electrons, similar to Group 2 elements. The wider lesson is that the periodic table should be read as a map of electron structure and repeating patterns, not just as a list of element names.

ORAL TARGET Oral explanation target

Say the chain clearly: periodic-table position → electron shells → valence electrons → repeating chemical properties. Explain why elements in the same group are similar instead of simply stating that they are similar.

STABILITY, IONS & BONDING

Lesson 11 English Contextual Reading ②

Once the pattern of valence electrons is understood, the next question is why atoms gain or lose electrons. When the electron structures of the ions in the lesson are compared, an important pattern appears: the ions have full electron shells, similar to Group 18 elements. Group 18 elements are the noble gases. They are very stable and very unreactive, and they have full outer shells. In the pattern used in the school material, this normally means eight valence electrons, or two electrons in the first energy level for helium.

The lesson therefore explains that atoms may gain, lose, or share electrons in order to achieve a full valence shell and greater stability. The important idea is not to memorize a single slogan about “getting eight electrons,” but to understand the relationship between electron arrangement, stability, and chemical change. When atoms gain, lose, or share electrons as they interact with other atoms, their electron arrangements change and chemical bonds can form.

For many main-group elements, the position of an element in the periodic table also helps us predict the charge of the ion it may form. Losing one electron gives a 1+ ion, losing two gives a 2+ ion, and losing three gives a 3+ ion. Gaining three electrons gives a 3- ion, gaining two gives a 2- ion, and gaining one gives a 1- ion. Group 18 is shown as forming no ions in this simple pattern because its atoms already have full outer shells. A useful reasoning chain is therefore: group position → valence electrons → electrons gained or lost → ionic charge.

The lesson then introduces metallic, ionic, and covalent bonding. Metallic bonding is associated with metals; ionic bonding is introduced as bonding between a metal and a nonmetal; and covalent bonding is associated mainly with nonmetals and sometimes metalloids. The lesson then focuses on ionic bonding. In ionic bonding, electron transfer between a metal and a nonmetal produces positively and negatively charged ions. Opposite charges attract, and the school material defines an ionic bond as the attraction between positive and negative ions.

Ionic compounds are not described as separate individual molecules. Instead, many ions are arranged in a large crystal lattice. A complete explanation should therefore connect the steps as one process: electron transfer → charged ions → attraction between opposite charges → crystal lattice.

ORAL TARGET Oral explanation target

Connect stability, ion formation, and ionic bonding as cause and consequence. Do not present them as three unrelated facts.

NAMING & CHEMICAL FORMULAS

Lesson 11 English Contextual Reading ③

After ionic bonding has been introduced, two practical skills become important: naming ionic compounds and writing their chemical formulas. For a simple ionic compound made from one metal and one nonmetal, the metal is named first. The nonmetal is named second, and its ending is changed to -ide. Sodium and chlorine therefore form sodium chloride, magnesium and fluorine form magnesium fluoride, and aluminium and oxygen form aluminium oxide. The same rule is used for names such as beryllium nitride, lithium sulfide, and sodium bromide.

Writing the formula requires an additional principle: an ionic compound has no overall charge. The total positive charge and total negative charge must therefore balance. A sodium ion is Na^+ and a chloride ion is Cl^- . One +1 ion and one -1 ion balance in a 1:1 ratio, so the formula is NaCl .

Magnesium provides a more useful example. A magnesium ion is Mg^{2+} , while a chloride ion is Cl^- . One magnesium ion therefore requires two chloride ions to balance the +2 charge. The ratio is 1:2 and the formula is MgCl_2 . The subscript is not an arbitrary number to memorize; it represents the ratio needed to make the total positive and negative charges equal.

The lesson also introduces the criss-cross shortcut. The numerical value of each ionic charge is moved to become the subscript of the other ion. Charge signs and subscript 1s are not written in the final formula. However, the shortcut should always be understood as a charge-balancing method. The real goal is to find the simplest ratio in which the total positive charge equals the total negative charge.

The school procedure is therefore: find the elements on the periodic table, determine their ionic charges from their positions, balance those charges, and then write the formula using symbols and subscripts. This process produces formulas such as Al_2O_3 , Be_3N_2 , Li_2S , NaBr , CaF_2 , Mg_3P_2 , K_2O , AlP , and CaO . The goal is to generate these formulas from the rule rather than memorize each one separately.

LESSON 11 Master sentence

Electron structure determines valence behaviour; valence behaviour affects stability and ion formation; ion charges determine ionic attraction and the charge-balanced ratios written in ionic formulas.

PAGE-BY-PAGE ORAL PROMPTS

Lesson 11 - PPT 한 페이지씩 말하기

Valence Electrons • 원자가전자가 무엇인지 말하기 • 왜 가장 바깥 전자가 화학적 성질과 연결되는지 말하기	Periodicity & Electron Structure • 전자껍질과 valence electron pattern 이 왜 반복되는지 설명하기 • 같은 group 의 원소가 왜 비슷한 성질을 가지는지 연결하기
Ion electron structures • 그림/전자배치에서 공통으로 보이는 특징 말하기 • full shell 이 noble gas stability 와 어떻게 연결되는지 말하기	Noble gas stability • Group 18 이 왜 stable/unreactive 한지 설명하기 • gain, lose, share electrons 가 왜 등장하는지 연결하기
Ions & group position • group 위치를 보고 예상 ion charge 를 어떻게 정하는지 설명하기 • lose → positive / gain → negative 관계 말하기	Types of bonding • metallic / ionic / covalent 의 큰 구분 말하기 • 이 단원에서 왜 ionic bonding 으로 초점이 이동하는지 말하기
Intro to ionic bonding • electron transfer 가 어떤 두 종류의 ion 을 만드는지 • opposite charges 가 왜 결합을 만드는지 • crystal lattice 가 무엇을 의미하는지	Naming ionic compounds • metal first, nonmetal second 를 말하기 • 왜 -ide 가 붙는지 예시로 보여 주기
NaCl formula • Na⁺와 Cl⁻의 charge balance 를 말하기 • 왜 ratio 가 1:1 인지 설명하기	MgCl₂ formula • Mg²⁺ 하나에 Cl⁻ 두 개가 필요한 이유를 설명하기 • subscript 2 가 무엇을 뜻하는지 말하기
Criss-cross shortcut • 방법을 설명하기 • shortcut 이 실제로는 charge balance 를 나타낸다는 의미까지 말하기	Formula practice • 원소 찾기 → charge 결정 → balance → formula 의 4 단계를 적용해 한두 예시를 직접 설명하기

LESSONS 12-14

Schrödinger Model • Shells • Subshells • Orbitals • Filling Rules • Configurations

이 단원의 한 문장

CORE IDEA 전자 “껍질”을 더 세밀한 확률·에너지 구조로 설명하는 단원

Schrödinger model 의 probability 관점에서 shell, subshell, orbital 을 구분하고, Aufbau · Pauli · Hund 규칙으로 전자를 배치하여 orbital diagram 과 electron configuration 을 작성하는 흐름입니다.

개념 흐름



학교 PPT 를 볼 때 계속 묻는 질문

- 이 모델은 전자를 “어디에 있다”고 어떻게 표현하는가?
- shell, subshell, orbital 은 어떤 포함관계인가?
- 이 orbital 의 모양이나 배치는 무엇을 보여 주는가?
- 이 전자는 왜 이 orbital 에 먼저 들어갔는가?
- Aufbau, Pauli, Hund 중 어떤 규칙이 지금 적용되는가?
- 최종 그림을 electron configuration 으로 어떻게 바꿀 수 있는가?

SCHRÖDINGER MODEL & ORBITALS

Lessons 12-14 한국어 맥락 읽기 ①

앞 단원에서 전자를 주로 shell 단위로 보았다면, Lesson 12-14에서는 원자 안의 전자를 더 세밀하게 설명한다. 이 자료의 중심 질문은 “Schrödinger의 model이 전자의 behaviour를 어떻게 이해하게 해 주는가?”이다. 학교 자료는 전자가 wave처럼 행동할 수 있기 때문에 mathematical equations를 이용해 probability functions로 설명할 수 있다고 제시한다. 즉 전자를 단순히 정해진 한 길을 따라 도는 작은 점으로만 생각하기보다, 원자핵 주변의 어느 공간에서 발견될 가능성이 높은지를 다루는 방식으로 관점이 바뀐다.

이 관점에서 shell, subshell, orbital을 정확히 구분해야 한다. Shell은 전자가 차지할 수 있는 energy level이며 $n=1, 2, 3$ 과 같은 principal quantum number로 표시된다. Subshell은 하나의 shell 안에 존재하는 더 작은 energy sub-level이다. Orbital은 nucleus 주변에서 electron을 발견할 probability가 높은 region of space이다. 따라서 세 단어를 비슷한 뜻으로 섞어 쓰면 안 된다. 큰 구조에서 작은 구조로 보면 shell 안에 subshell이 있고, subshell은 orbital들로 구체화된다고 이해하면 된다.

학교 자료에서는 한 orbital에 들어갈 수 있는 전자가 최대 2개라고 설명하며 이것을 Pauli exclusion principle과 연결한다. 또한 orbital은 단순한 칸이 아니라 공간적 형태를 가진다. s orbital은 spherical shape이고, p orbital은 dumbbell shape이며 x, y, z 방향으로 놓일 수 있다. 자료는 이러한 shape가 bonding에서 orbital이 어떻게 overlap하는지와도 연결된다고 말한다. 그러므로 orbital 그림이 나오면 모양만 이름 붙이지 말고, 그 그림이 “electron이 발견될 가능성이 높은 공간”을 나타낸다는 점까지 말해야 한다.

ORAL TARGET 이 페이지들을 설명할 때 꼭 연결할 것

Schrödinger model → probability → shell/subshell/orbital hierarchy → orbital shape의 흐름을 말하세요. “s는 동그랗고 p는 아령 모양”에서 끝나면 충분하지 않습니다.

ENERGY FILLING: AUFBAU, PAULI, HUND

Lessons 12-14 한국어 맥락 읽기 ②

여러 orbital 이 존재할 때 전자가 아무 곳이나 들어가는 것은 아니다. 학교 자료의 electron energy filling diagram 은 가장 낮은 energy 의 orbital 이 더 높은 energy orbital 보다 먼저 채워진다고 보여 준다. 이 기본 흐름을 이해하면 electron configuration 을 외우는 대신, 왜 그런 순서가 만들어지는지를 설명할 수 있다.

첫 번째 규칙인 Aufbau principle 은 electron 이 이용 가능한 orbital 중 lowest energy level 부터 먼저 채운다고 말한다. 따라서 전자를 배치할 때는 “빈 칸이 보이는 곳”에 임의로 넣는 것이 아니라 energy order 를 따라야 한다. 두 번째로 Pauli exclusion principle 은 원자 안의 두 동일한 electron 이 완전히 같은 quantum state 를 동시에 가질 수 없다고 설명한다. 학교 자료에서는 이 원리가 한 orbital 에 들어갈 수 있는 electron 이 최대 두 개라는 사실과 연결되어 있다.

세 번째인 Hund's rule 은 같은 subshell 안에 같은 energy 를 가진 여러 orbital 이 있을 때 적용된다. 하나의 orbital 에 두 electron 을 바로 pair 시키는 것이 아니라, 먼저 각각의 orbital 에 electron 을 하나씩 넣는다. 그리고 singly occupied orbitals 의 electron 은 같은 spin 을 가져야 한다. 모든 같은-energy orbital 에 하나씩 들어간 뒤에야 pairing 이 시작된다. 따라서 orbital box diagram 을 볼 때는 단순히 화살표 개수를 세는 것이 아니라, “왜 먼저 한 개씩 퍼뜨리고 나중에 pair 시키는가?”를 Hund's rule 로 설명해야 한다.

학교 자료의 iron electron filling diagram 은 이 세 규칙이 실제로 함께 적용되는 좋은 예이다. Filling 은 가장 낮은 energy 인 1s 부터 시작하고, 2s 와 세 개의 2p orbitals 로 이어진다. 2p orbitals 는 같은 energy 이므로 Hund's rule 에 따라 각 orbital 에 electron 이 하나씩 먼저 들어간 뒤 pairing 된다. Iron 의 최종 단계에서는 electron 들이 3d orbitals 에 들어가며, 이때도 Hund's rule 에 따라 배치되어 6 개의 3d electrons 중 4 개가 unpaired 상태로 남는다고 자료에서 설명한다.

ORAL TARGET Iron 그림을 설명할 때

그림의 최종 모양만 말하지 말고 “낮은 energy 부터 시작했다 → 같은 energy orbital 에는 한 개씩 먼저 넣었다 → 필요할 때 pairing 했다”는 과정을 규칙 이름과 함께 설명하세요.

ELECTRON CONFIGURATIONS

Lessons 12-14 한국어 맥락 읽기 ③

이제 energy filling 규칙을 실제 electron configuration 으로 표현할 수 있다. 학교 자료는 potassium 을 예로 들어 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 이라고 쓴다. 여기서 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s 는 각각 subshell 을 나타내며, 위에 붙은 superscript 는 그 subshell 안에 있는 electron 의 수를 나타낸다. 따라서 electron configuration 은 단순한 문자와 숫자의 나열이 아니라, 어떤 energy structure 에 electron 이 어떻게 분포되어 있는지를 압축해서 표현한 문장과 같다.

자료는 phosphorus 의 configuration 도 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ 으로 제시한다. 이때 $3p^3$ 를 orbital diagram 으로 표현하려면 Hund's rule 을 적용해 같은 energy 의 p orbitals 에 먼저 electron 을 하나씩 배치해야 한다. 즉 electron configuration 과 orbital diagram 은 서로 다른 주제가 아니라 동일한 electron arrangement 를 서로 다른 방식으로 표현한 것이다.

전자 수가 많아지면 전체 configuration 을 매번 길게 쓰는 것이 불편할 수 있다. 그래서 학교 자료는 abbreviated form 도 소개한다. Potassium 앞의 noble gas 인 argon 의 전체 configuration 이 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 이므로, potassium 은 이 inner configuration 을 [Ar]로 묶어 $[Ar] 4s^1$ 이라고 쓸 수 있다. Argon 자체도 이전 noble gas 인 neon 을 이용해 $[Ne] 3s^2 3p^6$ 으로 줄여 쓸 수 있다. 대괄호 속 noble gas symbol 은 이미 완성된 inner electron configuration 전체를 대신한다.

따라서 Lesson 12-14 의 최종 목표는 규칙의 이름을 외우는 것에서 끝나지 않는다. Schrödinger model 의 probability 관점에서 shell, subshell, orbital 을 구분하고, orbital shape 와 energy ordering 을 이해한 뒤, Aufbau, Pauli, Hund 의 규칙을 실제 diagram 에 적용하고, 그 결과를 full electron configuration 과 abbreviated configuration 으로 표현할 수 있어야 한다.

MASTER SENTENCE Lessons 12-14 전체를 한 문장으로 말하면

Probability-based electron structure is organized into shells, subshells, and orbitals; electrons fill those orbitals according to energy and the Aufbau, Pauli, and Hund rules; electron configurations record the resulting arrangement.

SCHRÖDINGER MODEL & ORBITALS

Lessons 12-14 English Contextual Reading ①

In the earlier material, electron structure was often described mainly in terms of shells. Lessons 12-14 move to a more detailed model of electrons inside atoms. The central question is how Schrödinger's model helps us understand electron behaviour. The school material explains that electrons behave like waves, so mathematical equations can be used to describe them in terms of probability functions. Instead of imagining an electron only as a tiny object travelling along one fixed path, this model focuses on regions of space where the electron is likely to be found.

To understand this model, we need to distinguish shells, subshells, and orbitals. A shell is an energy level that electrons may occupy and is labelled with a principal quantum number such as $n = 1, 2$, or 3 . A subshell is a smaller sub-level of energy within a shell. An orbital is a region of space around the nucleus in which an electron will probably be found. These are not three interchangeable words; they describe different levels of organization in the electron structure.

The lesson states that a maximum of two electrons may occupy each orbital and connects this with the Pauli exclusion principle. Orbitals also have shapes. An s orbital is spherical, while a p orbital has a dumbbell shape and can be oriented in the x, y, and z directions. The school material notes that orbital shapes also affect how orbitals overlap in bonding. When explaining an orbital image, therefore, do more than name the shape. Explain that the shape represents a region where an electron is likely to be found.

ORAL TARGET Oral explanation target

Connect Schrödinger model → probability → shell/subshell/orbital hierarchy → orbital shape. Naming the shape alone is not enough.

ENERGY FILLING: AUFBAU, PAULI, HUND

Lessons 12-14 English Contextual Reading ②

When many orbitals are available, electrons are not placed randomly. The electron-energy filling diagram in the school material shows that lower-energy orbitals are filled before higher-energy orbitals. This energy order provides the basic structure for writing electron configurations and orbital diagrams.

The Aufbau principle states that electrons fill the lowest available energy orbitals before occupying higher-energy orbitals. The Pauli exclusion principle is stated as the rule that no two identical electrons in an atom can occupy exactly the same quantum state at the same time. In the structure of this lesson, it is also connected to the fact that a maximum of two electrons can occupy one orbital.

Hund's rule applies when several orbitals within the same subshell have the same energy. Each orbital is occupied by one electron before any orbital becomes doubly occupied, and the singly occupied orbitals have electrons with the same spin. In practical terms, electrons spread out across equal-energy orbitals before they begin to pair. This is why the pattern in an orbital-box diagram matters: it records the rules that determined the arrangement.

The iron electron-filling diagram in the lesson shows the rules working together. Filling starts with the lowest-energy 1s orbital, followed by 2s and the three 2p orbitals. Because the 2p orbitals have the same energy, Hund's rule requires one electron to enter each orbital before pairing begins. As the iron atom is completed, the final electrons enter the 3d orbitals. The material notes that the 3d electrons are also arranged according to Hund's rule, leaving four of the six electrons at this energy level unpaired.

ORAL TARGET When explaining the iron diagram

Describe the process, not only the final picture: lowest energy first → one electron in each equal-energy orbital → pairing only after the available orbitals are singly occupied.

ELECTRON CONFIGURATIONS

Lessons 12-14 English Contextual Reading ③

The filling rules can now be written as an electron configuration. The school material gives potassium as an example: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. The labels 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, and 4s identify the subshells, while the superscript numbers show how many electrons occupy each subshell. An electron configuration is therefore a compact record of how electrons are distributed among the available energy structures.

Phosphorus is given as another example: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. If the $3p^3$ part is shown as an orbital diagram, Hund's rule must be applied so that the three equal-energy p orbitals receive one electron each before any pairing occurs. Electron configurations and orbital diagrams are therefore two different representations of the same underlying electron arrangement.

The lesson also introduces abbreviated electron configurations. Argon has the full configuration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, so potassium can be shortened to $[\text{Ar}] 4s^1$. Argon itself can be written using the preceding noble gas neon as $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. The noble-gas symbol in brackets represents the completed inner part of the electron configuration.

The final goal of Lessons 12-14 is therefore not simply to memorize the names of three rules. A strong explanation should connect the probability-based Schrödinger model to shells, subshells, and orbitals; connect orbitals to their shapes and energy order; apply Aufbau, Pauli, and Hund to actual diagrams; and then translate the resulting arrangement into full and abbreviated electron configurations.

LESSONS 12-14 Master sentence

Probability-based electron structure is organized into shells, subshells, and orbitals; electrons fill those orbitals according to energy and the Aufbau, Pauli, and Hund rules; electron configurations record the resulting arrangement.

PAGE-BY-PAGE ORAL PROMPTS

Lessons 12-14 - PPT 한 페이지씩 말하기

Schrödinger Quantum Model • 전자를 probability 로 표현한다는 뜻을 설명하기 • 이 관점이 단순한 fixed path 그림과 어떻게 다른지 말하기	Wave / probability • electrons behave like waves 라는 문장이 왜 probability function 으로 이어지는지 설명하기
Shell / subshell / orbital • 세 개념을 정의하고 서로 어떻게 다른지 설명하기 • orbital 당 최대 2 electrons 를 연결하기	s and p orbitals • s 와 p 의 shape 를 말하기 • 그 shape 가 “전자 발견 가능성이 높은 공간”이라는 의미와 연결하기
Energy filling diagram • 왜 lower energy orbital 이 먼저 채워지는지 • 그림의 순서를 말로 따라가기	Aufbau & Pauli • 각 rule 을 자기 말로 정의하기 • 실제 diagram 에서 각각 무엇을 제한하는지 설명하기
Hund's rule • 왜 같은 energy orbital 에 먼저 한 개씩 들어가는지 • pairing 이 언제 시작되는지 말하기	Iron filling diagram • 1s 부터 filling sequence 를 설명하기 • 2p 와 3d 에서 Hund's rule 이 어떻게 보이는지 • 왜 unpaired electrons 가 남는지 자료대로 말하기
Writing configurations • subshell label 과 superscript 가 각각 무엇을 뜻하는지 • K 와 P example 중 하나를 읽고 구조를 설명하기	Abbreviated form • [Ar], [Ne]가 무엇을 대신하는지 • 왜 abbreviated notation 이 가능한지 설명하기
Applying 3 rules • 하나의 orbital diagram 에 Aufbau, Pauli, Hund 가 어떻게 동시에 적용되는지 종합해서 말하기	

SPEAK LIKE A SCIENCE TEACHER

영어 발표 연결 표현

아래 표현을 통째로 암기할 필요는 없습니다. 학교 PPT 를 설명할 때 과학적 관계를 자연스럽게 연결하기 위한 문장 뼈대로 활용하세요.

기능	영어 표현
정의	“This refers to ...” / “An orbital is a region of space where ...”
원인	“This happens because ...” / “The reason is that ...”
결과	“As a result, ...” / “Therefore, the atom ...”
앞뒤 연결	“This connects to the previous slide because ...” / “This prepares us for ...”
그림 해석	“In this diagram, we can see that ...” / “The important pattern here is ...”
비교	“The difference between A and B is ...” / “Both show ..., but ...”
규칙 적용	“According to Hund’s rule, ...” / “Using the Aufbau principle, ...”
예시	“For example, ...” / “A good example is ...”
검증	“We can check this by looking at ...” / “The charge balances because ...”
마무리	“So the main idea of this slide is ...” / “This is important because ...”

PRIORITY 완벽한 영어보다 완전한 과학적 사고

중간에 문법이 조금 흔들리더라도 핵심 개념과 관계를 끝까지 설명하세요. 제출 후 문법·어휘·표현은 별도로 교정할 수 있지만, 이해하지 못한 과학 관계는 먼저 드러나야 보완할 수 있습니다.

TRACKER

여행 과제 제출 체크리스트

아래 표는 “모든 슬라이드를 하루에 끝낸다”는 의미가 아닙니다. 여행 일정에 맞춰 나누어 진행하고, 한 영상이 충분히 설명되었을 때 체크하세요.

범위	영상 묶음	초회	피드백	재시도
Lesson 11	Valence electrons / periodicity	☐	☐	☐
Lesson 11	Noble gas stability / ions	☐	☐	☐
Lesson 11	Types of bonding / ionic bonding	☐	☐	☐
Lesson 11	Naming ionic compounds	☐	☐	☐
Lesson 11	NaCl / MgCl ₂ / charge balance	☐	☐	☐
Lesson 11	Criss-cross / formula practice	☐	☐	☐
Lesson 12-14	Schrödinger / probability	☐	☐	☐
Lesson 12-14	Shell / subshell / orbital	☐	☐	☐
Lesson 12-14	s / p orbital shapes	☐	☐	☐
Lesson 12-14	Energy filling / Aufbau / Pauli	☐	☐	☐
Lesson 12-14	Hund's rule / iron diagram	☐	☐	☐
Lesson 12-14	Full electron configurations	☐	☐	☐
Lesson 12-14	Abbreviated configurations	☐	☐	☐

BEFORE RECORDING

촬영 직전 20 초 셀프 체크

- ☐ 나는 이 슬라이드의 핵심 개념을 한 문장으로 말할 수 있다.
- ☐ 나는 “왜?”라는 질문에 적어도 한 번 답할 수 있다.
- ☐ 나는 그림/표/전자배치에서 눈에 보이는 정보를 한 가지 이상 해석할 수 있다.
- ☐ 나는 앞 페이지 또는 다음 페이지와의 연결을 말할 수 있다.
- ☐ 나는 이 자료의 문장을 읽지 않고 학교 PPT 만 보고 설명할 준비가 되었다.

CLOSED LOOP 제출 이후

피드백에서 특정 약점이 확인되면 해당 페이지만 다시 학습하고 새 영상으로 재시도합니다. 같은 개념은 이후 새로운 검증 문제와 학교 스타일 모의고사에서도 다시 확인합니다.

SOURCE ALIGNMENT

학습 범위 메모

이 자료는 학교에서 제공한 G10 “The Particle Nature of Matter” 자료 중 Lesson 11: Nuclide Notation and Ions, 그리고 Lesson 12-14: Electron Orbitals and the Periodic Table 에 직접 제시된 개념·용어·예시의 흐름을 연결해서 읽기 쉬운 장문으로 재구성한 학습 보조 자료입니다.

학교 PPT 는 최종 발표에서 가장 중요한 시각 단서입니다. 이 문서는 PPT 를 대체하는 정답 스크립트가 아니라, PPT 한 페이지를 보았을 때 그 안의 개념을 앞뒤 맥락과 연결하여 스스로 설명할 수 있게 만드는 준비 자료입니다.

최종 목표

END GOAL “외웠다”가 아니라 “설명할 수 있다.”

학생이 학교 슬라이드의 핵심 개념·표·그림·전자배치를 보고, 완전한 문장으로 관계와 이유를 복원하고, 새 문제에서도 같은 이해를 사용할 수 있으면 이 과제의 목적을 달성한 것입니다.

HAOLLA

Context → Retrieval → Explanation → Feedback → Retry → Verification