هيكل امتحان نهاية الفصل – 60 سؤالا جديدا بمستويات صعوبة متوسطة ومرتفعة



تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية	
موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف الثاني عشر المتقدم ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ الامتحان النهائي ⇦ الملف	
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2026-11-23 04:06:49	
ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس	المزيد من مادة كيمياء:
إعداد: هشام الطوخي	

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر المتقدم					
صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الأول	
هيكل امتحان نهاية الفصل – 60 سؤالا جديدا بمستويات صعوبة متوسطة ومرتفعة	1
هيكل امتحان نهاية الفصل – شرح وبنك أسئلة انسباير الجزء الثاني	2
مراجعة هيكل اختبار نهاية الفصل	3
هيكل : تفاعلات الأكسدة والاختزال (بدون حل)	4
ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال مع أسئلة تطبيقية نهاية الفصل – انسباير	5

تحميل تطبيق المناهج للهواتف الذكية	
تطبيق المناهج على Store App (آبل)	تطبيق المناهج على Play Google (أندرويد)

UNITED ARAB EMIRATES · MINISTRY OF EDUCATION | الإمارات العربية المتحدة · وزارة التربية والتعليم

Chemistry · Grade 12 Advanced

الكيمياء · الصف الثاني عشر متقدم

End of Term 1 Exam Coverage – 60 New Questions (2 per learning outcome: medium + high)

هيكل امتحان نهاية الفصل الدراسي الأول – 60 سؤالًا جديدًا (سؤالان لكل مخرج تعلم: متوسط ومرتفع)

Academic Year 2026–2027 · العام الدراسي 2026–2027

Mr. Hesham Eltoukhy | الأستاذ هشام الطوخي

Number of questions · عدد الأسئلة	Marks per question · درجة السؤال	Maximum grade · الدرجة القصوى
30	**(3, 4)**	**100**

Duration · مدة الاختبار	Mode · طريقة التطبيق	Calculator · الآلة الحاسبة
120 min · دقيقة	**Electronic · إلكتروني**	**Scientific allowed · العلمية مسموحة**

Units: Redox Reactions (Q1–Q17) · Electrochemistry (Q18–Q30) | الوحدات: تفاعلات الأكسدة والاختزال (س1–س17) · الكيمياء الكهربائية (س18–س30)

Total questions in this bank: **60** · عدد الأسئلة في البنك: **60**

Medium level · مستوى متوسط (30) | **High level · مستوى مرتفع (30)**

Questions might appear in a different order in the actual exam. · قد تظهر الأسئلة بترتيب مختلف في الاختبار الفعلي.

How to use

- Use the squares on the left to jump to any question of the exam coverage.
- Each section starts with the learning outcome, a summary from the textbook with its figures, then all related questions.
- Click an answer: it is marked right or wrong and a full explanation appears.
- "Hide explanations" keeps only the questions in the same order; "EN / AR / Both" changes the language.

طريقة الاستخدام

- استخدم المربعات على اليسار للانتقال إلى أي سؤال من أسئلة الهيكل.
- يبدأ كل قسم بمخرج التعلم ثم شرح من الكتاب مع الأشكال، ثم جميع الأسئلة المرتبطة به.
- اضغط على الإجابة ليظهر لك هل هي صحيحة أم خاطئة مع شرح وافٍ.
- زر «إخفاء الشرح» يبقي الأسئلة فقط بالترتيب نفسه، وزر «EN / AR / Both» يغير اللغة.

Exam Structure – End of Term 1 هيكل امتحان نهاية الفصل الدراسي الأول

All questions: Multiple Choice · جميع الأسئلة: اختيار من متعدد · Pages from Inspire Chemistry UAE edition Grade 11–12 Advanced, Volume 2 · الصفحات من كتاب انسباير الجزء الثاني

Q	Learning outcome	مخرج التعلم	Inspire (English)	المرجع	Page الصفحة
		Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال			
Q1	Distinguish between oxidation and reduction in terms of loss and gain of electrons, oxygen and hydrogen	التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث فقد واكتساب الإلكترونات والأكسجين والهيدروجين	Figures 1,2+ textbook	الأشكال 1,2+ الكتاب	**3, 4**
Q2	Define oxidation number	تعريف عدد التأكسد	Textbook	الكتاب	**5**
Q3	Define oxidizing agent and reducing agent in a redox reaction	تعريف العامل المؤكسد والعامل المختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال	Table 2	الجدول 2	**6**
Q4	Identify oxidizing agent and reducing agent in a redox reaction	تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال	Textbook + example problem 1 + practice problems	الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية	**5, 6, 8**
Q5	Identify oxidizing agent and reducing agent in a redox reaction	تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال	Textbook + example problem 1 + practice problems	الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية	**5, 6, 8**
Q6	Distinguish between oxidation and reduction in terms of change in oxidation number	التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث التغير في عدد التأكسد	Textbook + example problem 1 + practice problems	الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية	**5, 6, 8**
Q7	Assign oxidation number to atoms, ions and compounds according to a set of rules	تحديد أعداد التأكسد للذرات والأيونات والمركبات وفقًا لمجموعة من القواعد	Textbook + example problem 2 + practice problems + table 3	الكتاب + المثال 2 + مسائل تدريبية + الجدول 3	**9, 10**
Q8	Assign oxidation number to atoms, ions and compounds according to a set of rules	تحديد أعداد التأكسد للذرات والأيونات والمركبات وفقًا لمجموعة من القواعد	Textbook + example problem 2 + practice problems + table 3	الكتاب + المثال 2 + مسائل تدريبية + الجدول 3	**9, 10**
Q9	Determines the oxidation number of elements and compounds with more complex formulas.	تحديد أعداد التأكسد للعناصر في المركبات ذات الصيغ الأكثر تعقيدًا	Textbook + example problem 2 + practice problems + table 3	الكتاب + المثال 2 + مسائل تدريبية + الجدول 3	**9, 10**
Q10	Distinguish between oxidation and reduction in terms of change in oxidation number	التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث التغير في عدد التأكسد	Check your progress and textbook	Check your progress والكتاب	**11**
Q11	Distinguish between oxidation and reduction in terms of change in oxidation number	التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث التغير في عدد التأكسد	Check your progress and textbook	Check your progress والكتاب	**11**

Q12	Describe the steps for balancing redox reactions, in acidic medium, by the half-reaction method	وصف خطوات موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل	Table 6	الجدول 6	17
Q13	Write oxidation-half reaction and reduction-half reaction for a redox reaction	كتابة نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الاختزال لتفاعل أكسدة واختزال	Figure 8 + textbook + table 5	الشكل 8 + الكتاب + الجدول 5	16, 17
Q14	Balance redox reaction in acidic medium using half-reaction method	موازنة تفاعل الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل	Textbook + example problem 5 + practice problems and check your progress	الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية وتقويم التقدم	16, 17, 18, 19
Q15	Balance redox reaction in acidic medium using half-reaction method	موازنة تفاعل الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل	Textbook + example problem 5 + practice problems	الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية	16, 17, 18
Q16	Describe the steps for balancing redox reactions, in basic medium, by the half-reaction method	وصف خطوات موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل	Textbook + example problem 5 + practice problems and check your progress	الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية وتقويم التقدم	16, 17, 18, 19
Q17	Balance redox reaction in basic medium using half-reaction method	موازنة تفاعل الأكسدة والاختزال في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل	Textbook + example problem 5 + practice problems and check your progress	الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية وتقويم التقدم	16, 17, 18, 19
		Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية			
Q18	Describe an electrochemical cell while specifying its types	وصف الخلية الكهروكيميائية مع تحديد أنواعها	Figures 1,2 + textbook	الأشكال 1,2 + الكتاب	25, 26
Q19	Identify components of a voltaic or galvanic cell (anode, cathode, salt bridge or porous barrier, wires, electrolyte compartments); while explaining the role of each component, when does the reaction start and determining the direction of electron and current flow	تحديد مكونات الخلية الجلفانية (الأنود، الكاثود، القنطرة الملحية أو الحاجز المسامي، الأسلاك، أوعية المحاليل) مع توضيح دور كل منها ومتى يبدأ التفاعل واتجاه سريان الإلكترونات والتيار	Figures 1,2 + textbook	الأشكال 1,2 + الكتاب	25, 26
Q20	Write the oxidation and reduction half-reactions occurring at cathode and anode for a voltaic cell	كتابة نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال اللذين يحدثان عند الكاثود والأنود في الخلية الجلفانية	Textbook + figure 6	الكتاب + الشكل 6	27, 31
Q21	Define the reduction potential and standard electrode potential (E°)	تعريف جهد الاختزال وجهد القطب القياسي (°E)	Table 1 + textbook	الجدول 1 + الكتاب	29, 30
Q22	Describe standard hydrogen electrode (SHE), while identifying the importance of its E° value and writing the half-cell reactions of the two possible reactions that could occur at the hydrogen electrode	وصف قطب الهيدروجين القياسي (SHE) وأهمية قيمة °E له وكتابة نصفي التفاعل المحتملين عند قطب الهيدروجين	Figures 5,6 + textbook	الأشكال 5,6 + الكتاب	29, 31
Q23	Use the half-cell standard reduction potentials to calculate the electrochemical cell standard potential, while determining	استخدام جهود الاختزال القياسية لأنصاف الخلايا لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية القياسي مع	Textbook + example problem 1 + practice	الكتاب + المثال 1 + مسائل	32, 33, 34

	whether the redox reactions are spontaneous or non-spontaneous	تحديد ما إذا كانت التفاعلات تلقائية أو غير تلقائية	problems + table 3	تدريبية + الجدول 3	
Q24	Write the cell notation and the overall chemical equation for a redox reaction occurring in a voltaic cell	كتابة رمز الخلية والمعادلة الكيميائية الكلية لتفاعل أكسدة واختزال يحدث في خلية جلفانية	Textbook + example problem 1 + practice problems + table 3	الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية + الجدول 3	**31, 32, 33, 34**
Q25	Use the half-cell standard reduction potentials to calculate the electrochemical cell standard potential, while determining whether the redox reactions are spontaneous or non-spontaneous	استخدام جهود الاختزال القياسية لأنصاف الخلايا لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية القياسي مع تحديد ما إذا كانت التفاعلات تلقائية أو غير تلقائية	Textbook + practice problems + check your progress	الكتاب + مسائل تدريبية + تقويم التقدم	**34, 35**
Q26	Compare between electrolytic cell and voltaic cell in terms of identifying where will reduction and oxidation processes take place, anode, cathode, direction of electron flow and current flow and spontaneity of the reaction occurring	المقارنة بين خلية التحليل الكهربائي والخلية الجلفانية (أماكن الأكسدة والاختزال، الأنود، الكاثود، اتجاه سريان الإلكترونات والتيار، وتلقائية التفاعل)	Figure 18 + textbook	الشكل 18 + الكتاب	**47**
Q27	Describe how a spontaneous redox reaction of an electrochemical cell can be reversed	وصف كيفية عكس تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي في الخلية الكهروكيميائية	Figure 18 + textbook	الشكل 18 + الكتاب	**47, 48**
Q28	Write half-cell reactions while identifying the products of electrolysis of molten ionic compounds	كتابة تفاعلات أنصاف الخلايا مع تحديد نواتج التحليل الكهربائي للمركبات الأيونية المنصهرة	Figure 19 + textbook	الشكل 19 + الكتاب	**48**
Q29	Write half-cell reactions while identifying the products of electrolysis of aqueous ionic compounds	كتابة تفاعلات أنصاف الخلايا مع تحديد نواتج التحليل الكهربائي للمركبات الأيونية المائية	Figure 20 + textbook	الشكل 20 + الكتاب	**49**
Q30	Define electroplating while describing how it works, identifying anode, cathode and electrolyte needed for an electrolytic cell in which a selected metal is to be plated on an object (car or spoon,... etc)	تعريف الطلاء الكهربائي ووصف آلية عمله وتحديد الأنود والكاثود والإلكتروليت اللازم لطلاء جسم (جزء سيارة، ملعقة...) بفلز معين	Figure 22 + textbook	الشكل 22 + الكتاب	**51, 52**

Question
Q1
السؤال

LEARNING OUTCOME
Distinguish between oxidation and reduction in terms of loss and gain of electrons, oxygen and hydrogen

مخرج التعلم
التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث فقد واكتساب الإلكترونات والأكسجين والهيدروجين

Inspire: Figures 1,2+ textbook **المرجع:** الأشكال 1,2+ الكتاب **Pages · الصفحات**: 3, 4

Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook)

A reaction in which electrons are transferred from one substance to another is called an **oxidation–reduction (redox) reaction**.

- **Oxidation** = complete or partial **loss of electrons**. Historically: **gain of oxygen** or **loss of hydrogen**.
- **Reduction** = complete or partial **gain of electrons**. Historically: **loss of oxygen** or **gain of hydrogen**.
- Oxidation and reduction are complementary: one cannot occur without the other.
- Memory aid: **LEO** the lion says **GER** (Loss of Electrons is Oxidation, Gain of Electrons is Reduction).

الشرح (من الكتاب)

التفاعل الذي تنتقل فيه الإلكترونات من مادة إلى أخرى يسمى **تفاعل الأكسدة والاختزال**.

- **الأكسدة** = الفقد الكلي أو الجزئي **للإلكترونات**، وقديمًا: **اكتساب الأكسجين** أو **فقد الهيدروجين**.
- **الاختزال** = الاكتساب الكلي أو الجزئي **للإلكترونات**، وقديمًا: **فقد الأكسجين** أو **اكتساب الهيدروجين**.
- الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان؛ لا تحدث إحداهما دون الأخرى.
- للتذكر: **LEO GER** (فقد الإلكترونات أكسدة، واكتسابها اختزال).

Figure 1: $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$. Each Mg atom loses $2e^-$ (oxidized → Mg^{2+}) and each O atom gains $2e^-$ (reduced → O^{2-}). In total 4 electrons are transferred.

Figure 2: $2Br^-(aq) + Cl_2(aq) \rightarrow Br_2(aq) + 2Cl^-(aq)$. Oxidation: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$; Reduction: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$.

Process	Electrons	Oxygen	Hydrogen
Oxidation	lost	gained	lost
Reduction	gained	lost	gained

الشكل 1: $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$ كل ذرة Mg تفقد إلكترونين (تتأكسد إلى Mg^{2+}) وكل ذرة O تكتسب إلكترونين (تختزل إلى O^{2-})، أي ينتقل 4 إلكترونات.

الشكل 2: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$:الأكسدة ؛ $2Br^- + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2Cl^-$ والاختزال: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$.

العملية	الإلكترونات	الأكسجين	الهيدروجين
الأكسدة	فقد	اكتساب	فقد
الاختزال	اكتساب	فقد	اكتساب

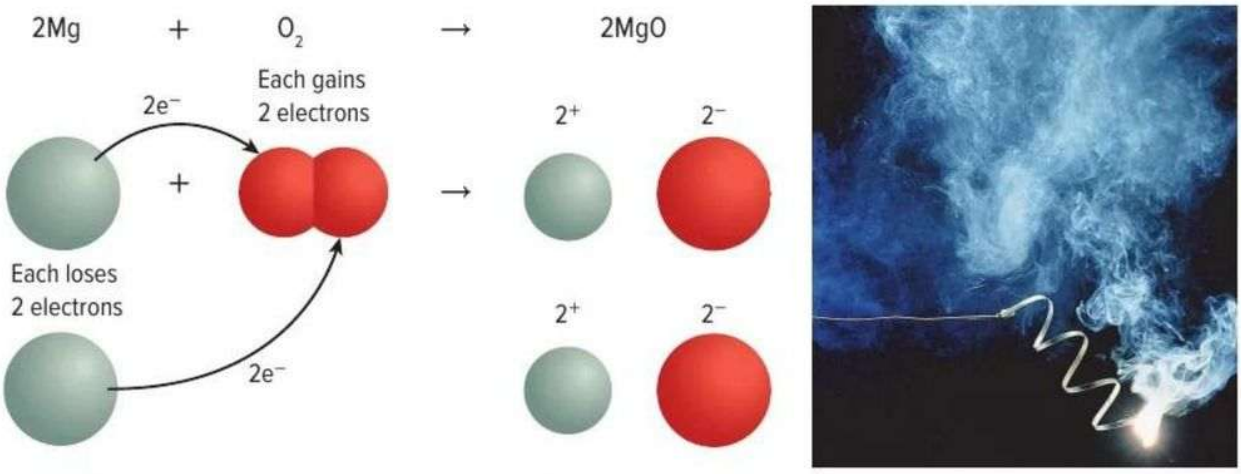


Figure 1 The reaction of magnesium and oxygen involves a transfer of electrons from magnesium to oxygen. Therefore, this reaction is an oxidation-reduction reaction.

Classify *the reaction between magnesium and oxygen.*

Figure 1 – Reaction of magnesium and oxygen (p.3)

الشكل 1 – تفاعل الماغنسيوم مع الأكسجين (ص3)

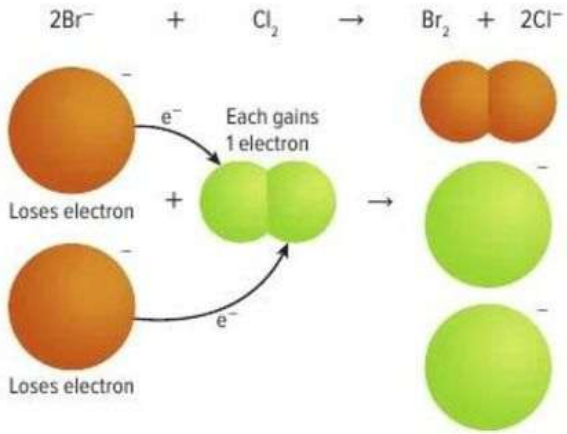


Figure 2 The reaction between aqueous bromide ions and chlorine gas is a redox reaction. Here, electrons are transferred from bromide ions to chlorine.

Figure 2 – Bromide ions and chlorine (p.4)

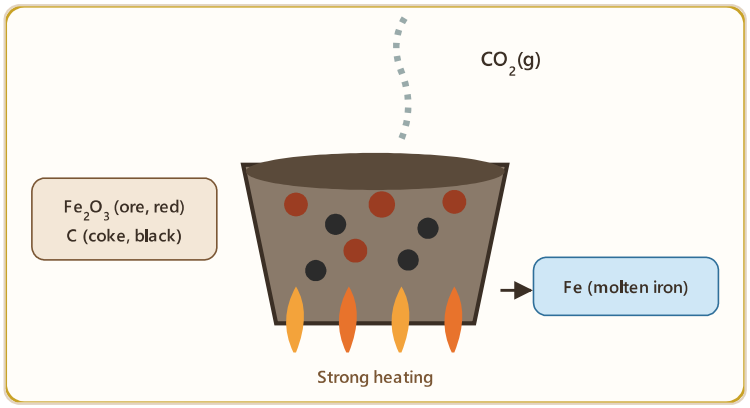
الشكل 2 – تفاعل أيونات البروميد مع الكلور (ص4)

Questions on Q1 (2) **أسئلة السؤال 1 (2)**

1.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Iron is extracted from its ore by heating with carbon: $2Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 4Fe + 3CO_2$. Which statement is correct in terms of **oxygen** transfer?

يستخلص الحديد من خامه بتسخينه مع الكربون: $2Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 4Fe + 3CO_2$. أي العبارات صحيحة من حيث انتقال **الأكسجين**؟



a	Fe_2O_3 gains oxygen, so it is oxidized	يكتسب Fe_2O_3 الأكسجين فيتأكسد
b	Carbon gains oxygen, so it is oxidized	يكتسب الكربون الأكسجين فيتأكسد
c	Carbon loses oxygen, so it is reduced	يفقد الكربون الأكسجين فيختزل
d	CO_2 loses oxygen, so it is reduced	يفقد CO_2 الأكسجين فيختزل

1.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Which of the following changes represent **reduction**? (1) $CuO \rightarrow Cu$ (2) $C_2H_4 \rightarrow C_2H_6$ (3) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

أي التغيرات التالية تمثل **اختزالًا**؟ (1) $CuO \rightarrow Cu$ (2) $C_2H_4 \rightarrow C_2H_6$ (3) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

a	1 and 2	1 و2
b	1 only	1 فقط
c	2 and 3	2 و3
d	1, 2 and 3	1 و2 و3

Question **Q2** السؤال

LEARNING OUTCOME
Define oxidation number

مخرج التعلم
تعريف عدد التأكسد

Inspire: Textbook **المرجع:** الكتاب **Pages · الصفحات:** 5 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Oxidation number: a number assigned to an atom or ion to indicate its degree of oxidation or reduction.

- In an ionic compound, the oxidation number equals the number of electrons lost or gained by the atom when it becomes an ion.
- Example: $2K(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2KCl(s)$ – potassium (group 1, low electronegativity) loses one electron → +1; chlorine (group 17, high electronegativity) gains one electron → −1.

عدد التأكسد: رقم يُعطى للذرة أو الأيون ليدل على درجة أكسدته أو اختزاله.

- في المركب الأيوني، عدد التأكسد يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة أو تكتسبها عندما تتحول إلى أيون.
- مثال: $2K(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2KCl(s)$ – البوتاسيوم (المجموعة 1، كهرسلبية منخفضة) يفقد إلكترونًا ← +1، والكلور (المجموعة 17، كهرسلبية عالية) يكتسب إلكترونًا ← −1.
- تُكتب عدد التأكسد بالإشارة قبل الرقم (+3، +2)، بينما تُكتب

- Oxidation numbers are written with the sign **before** the number (+3, +2), while ionic charge is written with the sign **after** the number (3+, 2+).
- When an atom is reduced its oxidation number **decreases**; when oxidized it **increases**.

Table 1 lists common oxidation numbers (e.g., Al +3; Ba, Ca, Mg, Cd, Sr +2; Na, K, Li, Ag, Cs +1; halogens −1; O −2; H +1 or −1).

الشحنة الأيونية بالإشارة **بعد** الرقم (3+، 2+).

- عند الاختزال **يقل** عدد التأكسد، وعند الأكسدة **يزداد**.

الجدول 1 يعرض أعداد تأكسد شائعة (Al: +3 ؛ Ba وCa وMg وCd وSr: +2 ؛ Na وK وLi وAg وCs: +1 ؛ الهالوجينات −1 ؛ O: −2 ؛ H: +1 أو −1).

Table 1 Various Oxidation Numbers

	+1	+2	+3	−1	−2
Aluminum			X		
Barium		X			
Bromine				X	
Cadmium		X			
Calcium		X			
Cesium	X				
Chlorine				X	
Fluorine				X	
Hydrogen	X			X	
Iodine				X	
Lithium	X				
Magnesium		X			
Oxygen					X
Potassium	X				
Sodium	X				
Silver	X				
Strontium		X			

Table 1 – Various oxidation numbers (p.5) الجدول 1 – أعداد تأكسد مختلفة (ص5)

Questions on Q2 (2) أسئلة السؤال 2 (2)

2.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

A student claims: "The oxidation number of an atom is always its real electric charge." Why is this statement **not** accurate?

يقول طالب: «عدد التأكسد للذرة هو دائمًا شحنتها الكهربائية الحقيقية». لماذا هذه العبارة **غير** دقيقة؟

a	Oxidation numbers exist only for metals	لأن أعداد التأكسد توجد للفلزات فقط
b	In covalent compounds it is a hypothetical charge, assigned as if shared electrons belonged to the more electronegative atom	لأنه في المركبات التساهمية شحنة افتراضية، تحسب كأن الإلكترونات المشتركة تنتمي للذرة الأعلى سالبية
c	Oxidation numbers are always zero in compounds	لأن أعداد التأكسد دائمًا صفر في المركبات
d	It equals the number of neutrons in the atom	لأنه يساوي عدد النيوترونات في الذرة

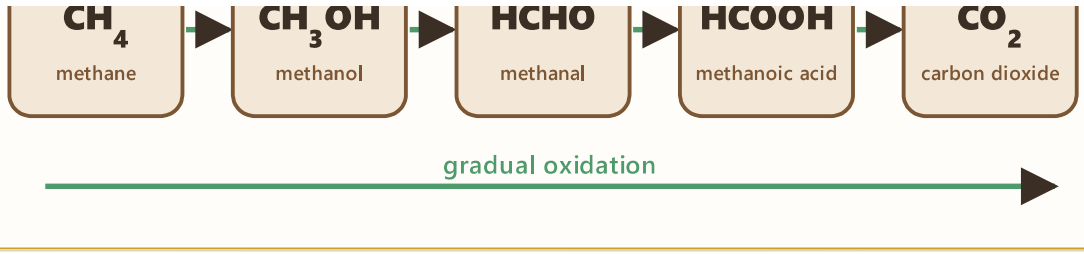
2.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

The figure below shows carbon compounds formed when methane is gradually oxidized. Which sequence gives the oxidation number of carbon correctly?

يوضح الشكل أدناه مركبات كربونية تتكون عند أكسدة الميثان تدريجيًا. أي تسلسل يعطي عدد تأكسد الكربون بشكل صحيح؟





a	CH_4 +4 ; CH_3OH +2 ; HCHO 0 ; HCOOH −2 ; CO_2 −4	4− CO_2 ؛ 2− HCOOH ؛ 0 HCHO ؛ 2+ CH_3OH ؛ 4+ CH_4
b	CH_4 −4 ; CH_3OH −2 ; HCHO 0 ; HCOOH +2 ; CO_2 +4	4+ CO_2 ؛ 2+ HCOOH ؛ 0 HCHO ؛ 2− CH_3OH ؛ 4− CH_4
c	CH_4 −4 ; CH_3OH −3 ; HCHO −2 ; HCOOH −1 ; CO_2 0	0 CO_2 ؛ 1− HCOOH ؛ 2− HCHO ؛ 3− CH_3OH ؛ 4− CH_4
d	All have carbon = +4 because carbon is in group 14	جميعها C = +4 لأن الكربون في المجموعة 14

Question
Q3
السؤال

LEARNING OUTCOME
Define oxidizing agent and reducing agent in a redox reaction

مخرج التعلم
تعريف العامل المؤكسد والعامل المختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال

Inspire: Table 2 **المرجع:** الجدول 2 **Pages · الصفحات**: 6 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

- **Oxidizing agent:** the substance that oxidizes another substance by **accepting its electrons**. It is itself **reduced** and its oxidation number **decreases**.
- **Reducing agent:** the substance that reduces another substance by **losing electrons**. It is itself **oxidized** and its oxidation number **increases**.

In $2K(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2KCl(s)$: K is oxidized → reducing agent; Cl_2 is reduced → oxidizing agent.

Table 2 (X transfers an electron to Y): X loses e^-, is the reducing agent, becomes oxidized, its oxidation number increases; Y gains e^-, is the oxidizing agent, becomes reduced, its oxidation number decreases.

Everyday use: chlorine bleach (NaClO) is an oxidizing agent that oxidizes stains and dyes. **Figure 4:** low-electronegativity metals (groups 1, 2) are strong reducing agents; high-electronegativity elements (group 17, O_2) are strong oxidizing agents.

- **العامل المؤكسد:** المادة التي تؤكسد مادة أخرى **باكتساب إلكتروناتها**، فهو نفسه **يُختزل** ويقل عدد تأكسده.
- **العامل المختزل:** المادة التي تختزل مادة أخرى **بفقد الإلكترونات**، فهو نفسه **يتأكسد** ويزداد عدد تأكسده.

في $2K(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2KCl(s)$: يتأكسد K فهو عامل مختزل، ويختزل Cl_2 فهو عامل مؤكسد.

الجدول 2 (X ينقل إلكترونًا إلى Y): X يفقد الإلكترون وهو العامل المختزل ويتأكسد ويزداد عدد تأكسده، وY يكتسب الإلكترون وهو العامل المؤكسد ويختزل ويقل عدد تأكسده.

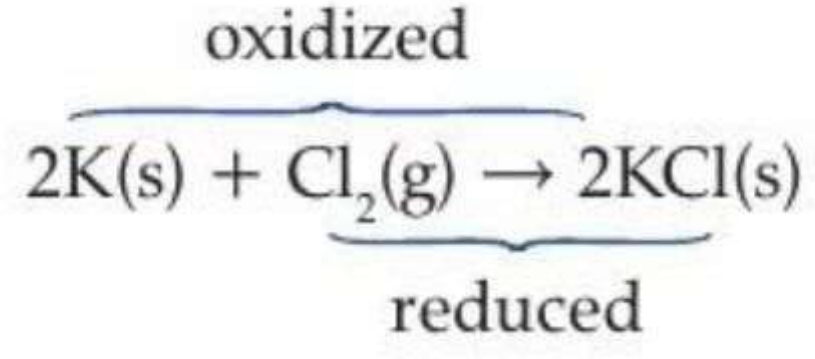
من الحياة: مبيض الكلور (NaClO) عامل مؤكسد يؤكسد البقع والأصباغ. **الشكل 4:** الفلزات منخفضة الكهرسلبية (المجموعتان 1 و2) عوامل مختزلة قوية، والعناصر عالية الكهرسلبية (المجموعة 17 و O_2) عوامل مؤكسدة قوية.

Table 2 Summary of Redox Reactions

Process	e^- X Transfer of electrons Y
Oxidation	
• A reactant loses an electron. • Reducing agent is oxidized. • Oxidation number increases	• X loses an electron. • X is the reducing agent and becomes oxidized. • The oxidation number of X increases

Reduction	
• Other reactant gains an electron. • Oxidizing agent is reduced. • Oxidation number decreases.	• Y gains an electron. • Y is the oxidizing agent and becomes reduced. • The oxidation number of Y decreases.

Table 2 – Summary of redox reactions (p.6) الجدول 2 – ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال (ص6)



Oxidized and reduced species in the K–Cl_2 reaction (p.6) المادة المتأكسدة والمختزلة في تفاعل K مع Cl_2 (ص6)

Figure 4 The electronegativity of elements increases from left to right across the periodic table, and it decreases going down a group. Elements with low electronegativity are strong reducing agents, and elements with high electronegativity are strong oxidizing agents.

Predict *which element would be the strongest oxidizing agent. Which is the strongest reducing agent?*

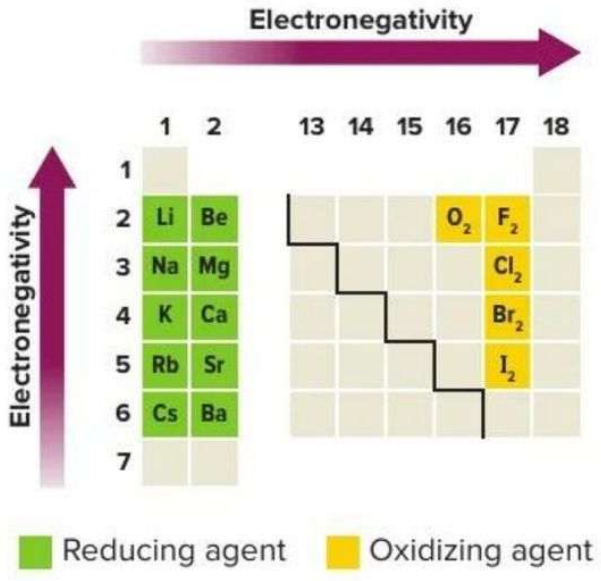


Figure 4 – Electronegativity and strength of agents (p.7) الشكل 4 – الكهرسلبية وقوة العوامل (ص7)

Questions on Q3 (2) أسئلة السؤال 3 (2)

3.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Which statement correctly describes an **oxidizing agent**? أي العبارات تصف **العامل المؤكسد** بشكل صحيح؟

a	It loses electrons and its oxidation number increases	يفقد إلكترونات ويزداد عدد تأكسده
b	It gains electrons, is reduced, and causes another substance to be oxidized	يكتسب إلكترونات ويختزل ويسبب أكسدة مادة أخرى
c	It is the substance that is oxidized	هو المادة التى تتأكسد

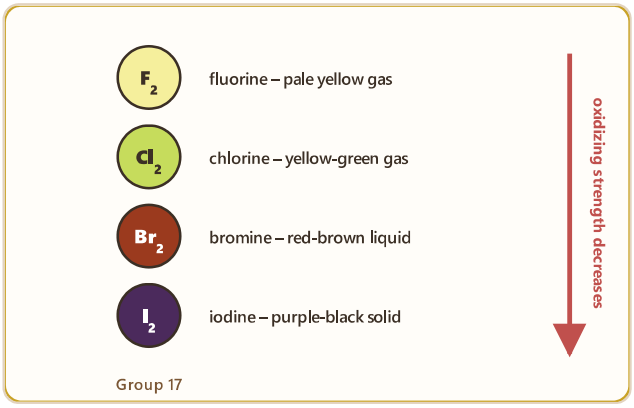
d It never changes its oxidation number — لا يتغير عدد تأكسده أبدًا

3.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Using the trends in Table 2 (halogens become weaker oxidizing agents down the group), which reaction will **not** occur?

باستخدام التدرج في الجدول 2 (تضعف الهالوجينات كعوامل مؤكسدة كلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة)، أي التفاعلات التالية **لا** يحدث؟



a $Cl_2 + 2Br^- \rightarrow 2Cl^- + Br_2$ — $Cl_2 + 2Br^- \rightarrow 2Cl^- + Br_2$

b $F_2 + 2Cl^- \rightarrow 2F^- + Cl_2$ — $F_2 + 2Cl^- \rightarrow 2F^- + Cl_2$

c $Br_2 + 2I^- \rightarrow 2Br^- + I_2$ — $Br_2 + 2I^- \rightarrow 2Br^- + I_2$

d $Br_2 + 2Cl^- \rightarrow 2Br^- + Cl_2$ — $Br_2 + 2Cl^- \rightarrow 2Br^- + Cl_2$

Question
Q4
السؤال

LEARNING OUTCOME
Identify oxidizing agent and reducing agent in a redox reaction

مخرج التعلم
تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال

Inspire: Textbook + example problem 1 + practice problems — **المرجع:** الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية

Pages · **الصفحات**: 5, 6, 8 — Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) — **الشرح (من الكتاب)**

Strategy: (1) assign oxidation numbers, (2) find the species whose oxidation number increases (oxidized = **reducing agent**) and the one whose oxidation number decreases (reduced = **oxidizing agent**). The agent is the whole **reactant** that contains the changing atom.

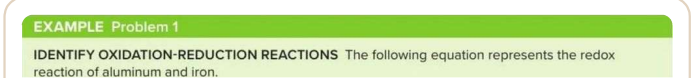
Example Problem 1: $2Al + 2Fe^{3+} + 3O^{2-} \rightarrow 2Fe + 2Al^{3+} + 3O^{2-}$ → $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (oxidation), $Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$ (reduction). Al is the reducing agent; Fe^{3+} is the oxidizing agent; O^{2-} is unchanged.

Molecular example (p.7): $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ – the more electronegative N is treated as reduced (oxidizing agent) and H as oxidized (reducing agent).

الخطوات: (1) حدّد أعداد التأكسد، (2) المادة التي يزداد عدد تأكسدها تتأكسد وهي **العامل المختزل**، والمادة التي يقل عدد تأكسدها تختزل وهي **العامل المؤكسد**. العامل هو **المادة المتفاعلة** كاملة التي تحتوي الذرة المتغيرة.

المثال 1: $2Al + 2Fe^{3+} + 3O^{2-} \rightarrow 2Fe + 2Al^{3+} + 3O^{2-}$ ←
$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (أكسدة) و $Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$ (اختزال). Al عامل مختزل، وFe^{3+} عامل مؤكسد، وO^{2-} لا يتغير.

مثال جزيئي (ص7): $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ – يعامل N الأعلى كهرسلبية على أنه اختزل (عامل مؤكسد) وH على أنه تأكسد (عامل مختزل).


EXAMPLE Problem 1
IDENTIFY OXIDATION-REDUCTION REACTIONS The following equation represents the redox reaction of aluminum and iron.

$2Al + 2Fe^{3+} + 3O^{2-} \rightarrow 2Fe + 2Al^{3+} + 3O^{2-}$

Identify what is oxidized and what is reduced in this reaction. Identify the oxidizing agent and the reducing agent.

1 ANALYZE THE PROBLEM

You are given the reactants and products in the reaction. You must determine the electron transfers that occur. Then, you can apply the definitions of oxidizing agent and reducing agent to answer the question.

2 SOLVE FOR THE UNKNOWN

Identify the oxidation process and the reduction process.

$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (loss of e^- is oxidation) — The aluminum atom loses three electrons and becomes an aluminum ion.

$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$ (gain of e^- is reduction) — The iron ion accepts the three electrons lost from aluminum and becomes an iron atom.

Al is oxidized and is therefore the reducing agent. Fe^{3+} is reduced and is therefore the oxidizing agent.

3 EVALUATE THE ANSWER

In this process, aluminum atoms lost electrons and were oxidized, whereas iron ions gained electrons and were reduced. The definitions of oxidation, reduction, oxidizing agent, and reducing agent apply. Note that the ionic charge of oxygen is unchanged in this reaction; therefore, oxygen is not a key factor in this problem.

Real-World Chemistry

Oxidation



RUST When moist air comes in contact with iron, the iron oxidizes. Iron oxide (Fe_2O_3), called rust, is common because iron combines readily with oxygen. Pure iron is uncommon in nature. Steel, a mixture that contains iron, is a commonly used form of iron. Several protective methods, such as plating, painting, and applying an enamel or plastic coating, can inhibit the production of iron oxide.

Example Problem 1 (p.8) المثال 1 (ص8)

PRACTICE Problems ADDITIONAL PRACTICE

1. Identify each of the following changes as either oxidation or reduction. Recall that e^- is the symbol for an electron.
   - a. $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$
   - b. $K \rightarrow K^+ + e^-$
   - c. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$
   - d. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
2. Identify what is oxidized and what is reduced in the following processes.
   - a. $2Br^- + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2Cl^-$
   - b. $2Ce + 3Cu^{2+} \rightarrow 3Cu + 2Ce^{3+}$
   - c. $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$
   - d. $2Na + 2H^+ \rightarrow 2Na^+ + H_2$
3. Identify the oxidizing agent and the reducing agent in the following equation. Explain your answer.

$$Fe(s) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2Ag(s)$$

4. **CHALLENGE** Identify the oxidizing agent and the reducing agent in each reaction.
   - a. $Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$
   - b. $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + 2HCl$

Practice Problems 1–4 (p.8) المسائل التدريبية 1–4 (ص8)

Questions on Q4 (2) أسئلة السؤال 4 (2)

4.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

In the reaction $2Al(s) + 3Cl_2(g) \rightarrow 2AlCl_3(s)$, which is correct? في التفاعل $2Al(s) + 3Cl_2(g) \rightarrow 2AlCl_3(s)$، أي مما يلي صحيح؟

- **a** Oxidizing agent: Al ; reducing agent: Cl_2 — العامل المؤكسد: Al ؛ العامل المختزل: Cl_2
- **b** Oxidizing agent: Cl_2 ; reducing agent: Al — العامل المؤكسد: Cl_2 ؛ العامل المختزل: Al
- **c** Oxidizing agent: $AlCl_3$; reducing agent: Al — العامل المؤكسد: $AlCl_3$ ؛ العامل المختزل: Al
- **d** There is no oxidizing agent because both are elements — لا يوجد عامل مؤكسد لأن كلاهما عنصر

4.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

For $3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$, which

For $3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$, which statement is correct?

في التفاعل $3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$، أي العبارات صحيحة؟

a	HNO_3 is the oxidizing agent, but only 2 of the 8 HNO_3 molecules are reduced	HNO_3 هو العامل المؤكسد، لكن جزيئين فقط من أصل 8 جزيئات HNO_3 يختزلان
b	HNO_3 is the reducing agent because nitrogen gains electrons	HNO_3 هو العامل المختزل لأن النيتروجين يكتسب إلكترونات
c	All 8 HNO_3 molecules act as oxidizing agent	جميع جزيئات HNO_3 الثمانية تعمل كعامل مؤكسد
d	Cu is the oxidizing agent because it forms Cu^{2+}	Cu هو العامل المؤكسد لأنه يكوّن Cu^{2+}

Question
Q5
السؤال

LEARNING OUTCOME
Identify oxidizing agent and reducing agent in a redox reaction

مخرج التعلم
تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال

Inspire: Textbook + example problem 1 + practice problems **المرجع:** الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية

Pages · **الصفحات**: 5, 6, 8 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

- In a spontaneous reaction, the reactant reducing agent is **stronger** than the product reducing agent, and the reactant oxidizing agent is stronger than the product oxidizing agent. Example: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$: Zn is a stronger reducing agent than Cu; Cu^{2+} is a stronger oxidizing agent than Zn^{2+}.
- An element at its **highest** oxidation number can only be reduced → acts only as an **oxidizing agent** (e.g., Mn +7 in MnO_4^-, S +6).
- An element at its **lowest** oxidation number can only be oxidized → acts only as a **reducing agent** (e.g., S −2 in H_2S).
- An intermediate oxidation number can do both. **Disproportionation:** the same species is both oxidized and reduced, e.g., $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ (O: −1 → −2 and −1 → 0).
- Hydrogen acts as an oxidizing agent only with very active metals (hydrides), e.g., $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ (H: 0 → −1).

- في التفاعل التلقائي يكون العامل المختزل في المتفاعلات **أقوى** من العامل المختزل في النواتج، والعامل المؤكسد في المتفاعلات أقوى من نظيره في النواتج. مثال: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$: Zn عامل مختزل أقوى من Cu، وCu^{2+} عامل مؤكسد أقوى من Zn^{2+}.
- العنصر عند **أعلى** عدد تأكسد له يمكن أن يختزل فقط ← يعمل **كعامل مؤكسد** فقط (مثل Mn +7 في MnO_4^- وS +6).
- العنصر عند **أقل** عدد تأكسد له يمكن أن يتأكسد فقط ← يعمل **كعامل مختزل** فقط (مثل S −2 في H_2S).
- عدد التأكسد المتوسط يسمح بالحالتين. **التأكسد والاختزال الذاتي:** المادة نفسها تتأكسد وتختزل، مثل $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ (O: من −1 إلى −2 ومن −1 إلى 0).
- يعمل الهيدروجين كعامل مؤكسد مع الفلزات النشطة جدًا (الهيدريدات) فقط، مثل $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ (H: من 0 إلى −1).

Table 2 Summary of Redox Reactions

Process	e^- X Transfer of electrons Y
Oxidation	
• A reactant loses an electron. • Reducing agent is oxidized. • Oxidation number increases.	• X loses an electron. • X is the reducing agent and becomes oxidized. • The oxidation number of X increases.
Reduction	
• Other reactant gains an electron. • Oxidizing agent is reduced.	• Y gains an electron. • Y is the oxidizing agent and becomes reduced.

• Oxidation number decreases.	• The oxidation number of Y decreases.

Table 2 – Summary of redox reactions (p.6) الجدول 2 – ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال (ص6)

PRACTICE Problems ADDITIONAL PRACTICE

1. Identify each of the following changes as either oxidation or reduction. Recall that e^- is the symbol for an electron.
   - a. $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$
   - b. $K \rightarrow K^+ + e^-$
   - c. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$
   - d. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
2. Identify what is oxidized and what is reduced in the following processes.
   - a. $2Br^- + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2Cl^-$
   - b. $2Ce + 3Cu^{2+} \rightarrow 3Cu + 2Ce^{3+}$
   - c. $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$
   - d. $2Na + 2H^+ \rightarrow 2Na^+ + H_2$
3. Identify the oxidizing agent and the reducing agent in the following equation. Explain your answer.

$$Fe(s) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2Ag(s)$$

4. **CHALLENGE** Identify the oxidizing agent and the reducing agent in each reaction.
   - a. $Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$
   - b. $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + 2HCl$

Practice Problems (p.8) المسائل التدريبية (ص8)

Questions on Q5 (2) أسئلة السؤال 5 (2)

5.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Chlorine gas can be prepared by $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$. What is the reducing agent?

يمكن تحضير غاز الكلور بالتفاعل $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$. ما العامل المختزل؟

a	MnO_2	MnO_2
b	$MnCl_2$	$MnCl_2$
c	HCl	HCl
d	Cl_2	Cl_2

5.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Hydrogen peroxide behaves differently in the two reactions: (1) $H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \rightarrow I_2 + 2H_2O$ (2) $2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$. Which is correct?

يسلك فوق أكسيد الهيدروجين سلوكًا مختلفًا في التفاعلين: (1) $H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \rightarrow I_2 + 2H_2O$ (2) $2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$. أي مما يلي صحيح؟

a	H_2O_2 is an oxidizing agent in (1) and a reducing agent in (2)	H_2O_2 عامل مؤكسد في (1) وعامل مختزل في (2)
b	H_2O_2 is a reducing agent in (1) and an oxidizing agent in (2)	H_2O_2 عامل مختزل في (1) وعامل مؤكسد في (2)
c	H_2O_2 is an oxidizing agent in both reactions	H_2O_2 عامل مؤكسد في التفاعلين
d	H_2O_2 is a spectator in both reactions	H_2O_2 متفرج في التفاعلين

Question
Q6
السؤال

LEARNING OUTCOME
Distinguish between oxidation and reduction in terms of change in oxidation number

مخرج التعلم
التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث التغير في عدد التأكسد

Inspire: Textbook + example problem 1 + practice problems **المرجع:** الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية

Pages · **الصفحات**: 5, 6, 8 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

- **Oxidation** → oxidation number **increases** (electrons lost).
- **Reduction** → oxidation number **decreases** (electrons gained).
- The size of the change equals the number of electrons transferred per atom.

Example: $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$ – Br: −1 → 0 (+1, oxidation); Cl: 0 → −1 (−1, reduction); K: +1 → +1 (no change, spectator).

Example Problem 1: Al 0 → +3 (oxidized); Fe +3 → 0 (reduced).

- **الأكسدة** ← **يزداد** عدد التأكسد (فقد إلكترونات).
- **الاختزال** ← **يقل** عدد التأكسد (اكتساب إلكترونات).
- مقدار التغير يساوي عدد الإلكترونات المنتقلة لكل ذرة.

مثال: $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$ – Br: من −1 إلى 0 (+1، أكسدة)، Cl: من 0 إلى −1 (−1، اختزال)، K: يبقى +1 (متفرج).

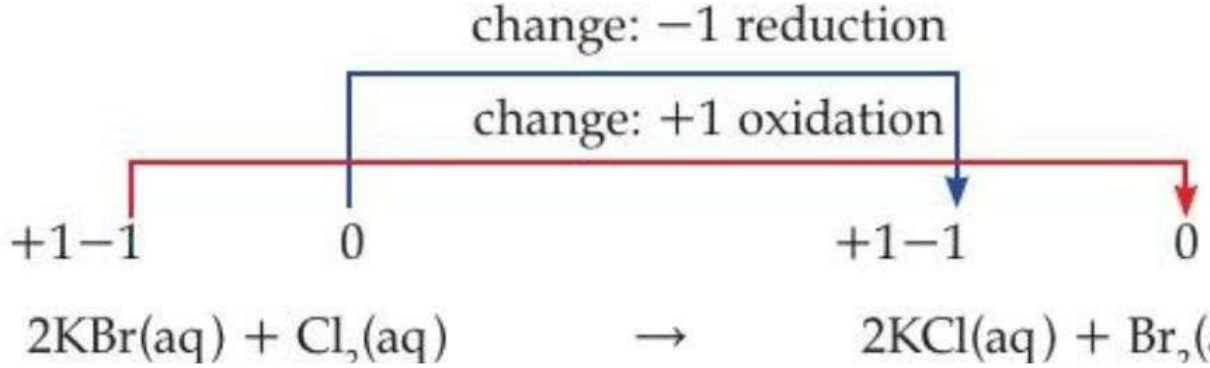
المثال 1: Al من 0 إلى +3 (يتأكسد) وFe من +3 إلى 0 (يختزل).

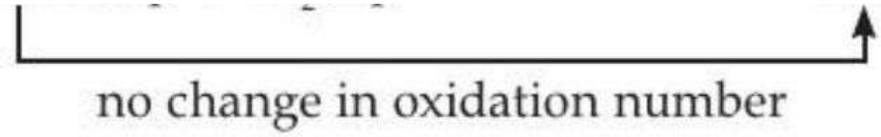
Table 2 Summary of Redox Reactions

Process	e^- X Transfer of electrons Y
Oxidation	
• A reactant loses an electron. • Reducing agent is oxidized. • Oxidation number increases.	• X loses an electron. • X is the reducing agent and becomes oxidized. • The oxidation number of X increases.
Reduction	
• Other reactant gains an electron. • Oxidizing agent is reduced. • Oxidation number decreases.	• Y gains an electron. • Y is the oxidizing agent and becomes reduced. • The oxidation number of Y decreases.

Table 2 – oxidation number increases in oxidation, decreases in reduction (p.6)

الجدول 2 – يزداد عدد التأكسد في الأكسدة ويقل في الاختزال (ص6)





Changes in oxidation numbers in the KBr/Cl_2 reaction (p.11) تغيرات أعداد التأكسد في تفاعل KBr مع (Cl_2 ص11)

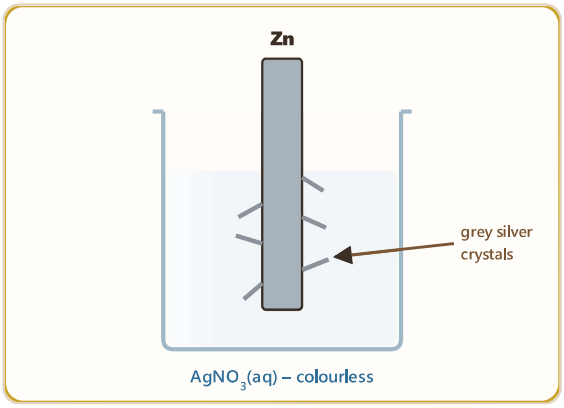
Questions on Q6 (2) أسئلة السؤال 6 (2)

6.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

The figure shows a zinc strip in silver nitrate solution: $Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$. What is the change in the oxidation number of **each** silver atom?

يوضح الشكل شريط خارصين في محلول نترات الفضة: $Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$. ما التغير في عدد تأكسد **كل** ذرة فضة؟



a	$+2 \rightarrow 0$ (decrease of 2, reduced)	$+2 \rightarrow 0$ (decrease of 2, reduced)
b	$0 \rightarrow +1$ (increase of 1, oxidized)	$0 \rightarrow +1$ (increase of 1, oxidized)
c	$+1 \rightarrow 0$ (decrease of 1, reduced)	$+1 \rightarrow 0$ (decrease of 1, reduced)
d	$+1 \rightarrow +2$ (increase of 1, oxidized)	$+1 \rightarrow +2$ (increase of 1, oxidized)

6.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

In the industrial reaction $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$, how many electrons are transferred in total (as written)?

في التفاعل الصناعي $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$، كم عدد الإلكترونات المنتقلة إجمالًا (كما هو مكتوب)؟

a	5	5
b	10	10
c	24	24
d	20	20

Question السؤال **Q7**

LEARNING OUTCOME مخرج التعلم

Assign oxidation number to atoms, ions and compounds according to a set of rules

تحديد أعداد التأكسد للذرات والأيونات والمركبات وفقًا لمجموعة من القواعد

Inspire: Textbook + example problem 2 + practice problems + table 3

المرجع: الكتاب + المثال 2 + مسائل تدريبية + الجدول 3 **Pages · الصفحات**: 9, 10 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook)

الشرح (من الكتاب)

The **oxidation number** of an atom is the charge it would have if all its bonds were ionic. Use the rules of **Table 3**:

1. Uncombined element: **0** (Na, O_2, Cl_2, H_2).
2. Monatomic ion: equal to the **charge** of the ion (Ca^{2+} = +2, Br^- = −1).
3. The more electronegative atom in a molecule/complex ion takes the charge it would have as an ion (N in NH_3 = −3).
4. Fluorine (most electronegative) is **always −1** in compounds.
5. Oxygen is usually **−2**; in peroxides (H_2O_2) it is **−1**; with fluorine (OF_2) it is **positive (+2)**.
6. Hydrogen is **+1** in most compounds, but **−1** in metal hydrides (NaH).
7. Group 1 metals = **+1**, Group 2 metals = **+2**, Al = **+3**.
8. Sum of oxidation numbers in a **neutral compound = 0**.
9. Sum of oxidation numbers in a **polyatomic ion = charge of the ion**.

Example Problem 2: $KClO_3$: (+1) + n_{Cl} + 3(−2) = 0 → n_{Cl} = **+5**. SO_3^{2-}: n_S + 3(−2) = −2 → n_S = **+4**.

عدد التأكسد للذرة هو الشحنة التي تحملها لو كانت جميع روابطها أيونية. نستخدم قواعد **الجدول 3**:

1. العنصر غير المتحد: **صفر** (Na ; O_2 ; Cl_2 ; H_2).
2. الأيون أحادي الذرة: يساوي **شحنة الأيون** (Ca^{2+} = +2 ; Br^- = −1).
3. الذرة الأعلى سالبية كهربائية في الجزيء أو الأيون المركب تأخذ الشحنة التي تحملها لو كانت أيونًا (N في NH_3 = −3).
4. الفلور (الأعلى سالبية) عدد تأكسده **−1 دائمًا** في مركباته.
5. الأكسجين غالبًا **−2**، وفي فوق الأكاسيد (H_2O_2) يكون **−1**، ومع الفلور (OF_2) يكون **موجبًا (+2)**.
6. الهيدروجين **+1** في معظم مركباته، و**−1** في هيدريدات الفلزات (NaH).
7. فلزات المجموعة 1 = **+1**، والمجموعة 2 = **+2**، والألومنيوم = **+3**.
8. مجموع أعداد التأكسد في **المركب المتعادل = صفر**.
9. مجموع أعداد التأكسد في **الأيون متعدد الذرات = شحنة الأيون**.

مثال 2: $KClO_3$: (+1) + n_{Cl} + 3(−2) = 0 → n_{Cl} = **+5**. SO_3^{2-}: n_S + 3(−2) = −2 → n_S = **+4**.

Table 3 Rules for Determining Oxidation Numbers

Rule	Example	$n_{element}$
1. The oxidation number of an atom of an uncombined element is zero.	Na, O_2, Cl_2, H_2	0
2. The oxidation number of a monatomic ion is equal to the charge of the ion.	Ca^{2+}	+2
	Br^-	−1
3. The oxidation number of the more electronegative atom in a molecule or a complex ion is the same as the charge it would have if it were an ion.	N in NH_3	−3
	O in NO	−2
4. The oxidation number of the most electronegative element, fluorine, is always −1 when it is bonded to another element.	F in LiF	−1
5. The oxidation number of oxygen in compounds is always −2 except in peroxides, such as hydrogen peroxide (H_2O_2), where it is −1. When it is bonded to fluorine, the only element more electronegative than oxygen, the oxidation number of oxygen is positive.	O in NO_2	−2
	O in H_2O_2	−1
6. The oxidation number of hydrogen in most of its compounds is +1, except in metal hydrides; then, the oxidation number is −1.	H in NaH	−1
7. The oxidation numbers of group 1 and 2 metals and aluminum are positive and equal to their number of valence electrons.	K	+1
	Ca	+2
	Al	+3
8. The sum of the oxidation numbers in a neutral compound is zero.	$CaBr_2$	(+2) + 2(−1) = 0
9. The sum of the oxidation numbers of the atoms in a polyatomic ion is equal to the charge of the ion.	SO_3^{2-}	(+4) + 3(−2) = −2

Table 3 – Rules for determining oxidation numbers (p.9) الجدول 3 – قواعد تحديد أعداد التأكسد (ص9)

EXAMPLE Problem 2

DETERMINE OXIDATION NUMBERS Use the rules for determining oxidation numbers to find the oxidation number of each element in potassium chlorate ($KClO_3$) and in a sulfite ion (SO_3^{2-}).

1 ANALYZE THE PROBLEM

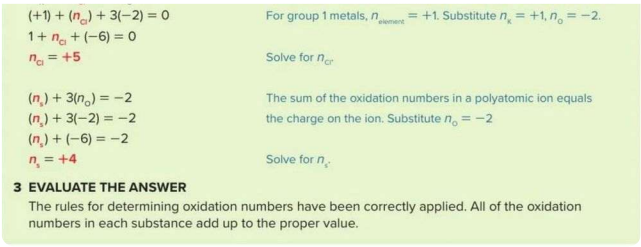
In the rules for determining oxidation numbers, you are given the oxidation numbers of oxygen and potassium. You are also given the overall charge of the compound or ion. Using this information and applying the rules, determine the oxidation numbers of chlorine and sulfur. (Let $n_{element}$ equal the oxidation number of the element in question.)

Known	Unknown
$KClO_3$	n_{Cl} = ?
SO_3^{2-}	n_s = ?
n_O = −2	
n_K = +1	

2 SOLVE FOR THE UNKNOWN

Assign the known oxidation numbers to their elements, set the sum of all oxidation numbers to zero or to the ion charge, and solve for the unknown oxidation number.

$(n_K) + (n_{Cl}) + 3(n_O) = 0$ The sum of the oxidation numbers in a neutral compound is zero.



$(+1) + (n_{Cl}) + 3(-2) = 0$ — For group 1 metals, $n_{element} = +1$. Substitute $n_x = +1$, $n_O = -2$.
$1 + n_{Cl} + (-6) = 0$
$n_{Cl} = +5$ — Solve for n_{Cl}.

$(n_x) + 3(n_O) = -2$ — The sum of the oxidation numbers in a polyatomic ion equals
$(n_x) + 3(-2) = -2$ — the charge on the ion. Substitute $n_O = -2$.
$(n_x) + (-6) = -2$
$n_x = +4$ — Solve for n_x.

3 EVALUATE THE ANSWER
The rules for determining oxidation numbers have been correctly applied. All of the oxidation numbers in each substance add up to the proper value.

Example Problem 2 – Determining oxidation numbers (p.10) مثال 2 – تحديد أعداد التأكسد (ص10)

Questions on Q7 (2) أسئلة السؤال 7 (2)

7.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

What is the oxidation number of chlorine in dichlorine heptoxide Cl_2O_7?

ما عدد تأكسد الكلور في سباعي أكسيد ثنائي الكلور Cl_2O_7؟

a	-1	-1
b	$+14$	$+14$
c	$+7$	$+7$
d	$+5$	$+5$

7.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Phosphorus in phosphorous acid H_3PO_3 has a certain oxidation number. In which species does nitrogen have the **same** oxidation number?

للفوسفور في حمض الفوسفوروز H_3PO_3 عدد تأكسد معين. في أي المواد التالية يكون للنيتروجين عدد التأكسد **نفسه**؟

a	NH_4^+	NH_4^+
b	NO_2	NO_2
c	N_2O	N_2O
d	N_2O_3	N_2O_3

Question السؤال **Q8**

LEARNING OUTCOME
Assign oxidation number to atoms, ions and compounds according to a set of rules

مخرج التعلم
تحديد أعداد التأكسد للذرات والأيونات والمركبات وفقًا لمجموعة من القواعد

Inspire: Textbook + example problem 2 + practice problems + table 3

المرجع: الكتاب + المثال 2 + مسائل تدريبية + الجدول 3 **Pages · الصفحات**: 9, 10 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Method (Example Problem 2): write the known oxidation numbers, multiply each by the number of atoms (subscript), set the sum equal to **0** (compound) or to the **ion charge** (polyatomic ion), then solve for the unknown.

الطريقة (مثال 2): نكتب أعداد التأكسد المعروفة، ونضرب كل منها في عدد الذرات، ونجعل المجموع يساوي **صفرًا** (للمركب) أو **شحنة الأيون** (للأيون متعدد الذرات)، ثم نحسب المجهول.

الصيغة	المعادلة	الناتج

Formula	Equation	Result
$NaClO_4$	(+1) + n + 4(−2) = 0	Cl = +7
$Cr_2O_7^{2-}$	2n + 7(−2) = −2	Cr = +6
$AlPO_4$	(+3) + n + 4(−2) = 0	P = +5
NO_2^-	n + 2(−2) = −1	N = +3

Tip: the same element can have different oxidation numbers in different compounds (N: −3 in NH_3, +2 in NO, +4 in NO_2, +5 in NO_3^-).

Cl = +7	(+1) + n + 4(−2) = 0	$NaClO_4$
Cr = +6	2n + 7(−2) = −2	$Cr_2O_7^{2-}$
P = +5	(+3) + n + 4(−2) = 0	$AlPO_4$
N = +3	n + 2(−2) = −1	NO_2^-

ملاحظة: قد يكون للعنصر نفسه أعداد تأكسد مختلفة في مركبات مختلفة (N: −3 في NH_3، و+2 في NO، و+4 في NO_2، و+5 في NO_3^-).

Table 3 Rules for Determining Oxidation Numbers

Rule	Example	$n_{element}$
1. The oxidation number of an atom of an uncombined element is zero.	Na, O_2, Cl_2, H_2	0
2. The oxidation number of a monatomic ion is equal to the charge of the ion.	Ca^{2+}	+2
	Br^-	−1
3. The oxidation number of the more electronegative atom in a molecule or a complex ion is the same as the charge it would have if it were an ion.	N in NH_3	−3
	O in NO	−2
4. The oxidation number of the most electronegative element, fluorine, is always −1 when it is bonded to another element.	F in LiF	−1
5. The oxidation number of oxygen in compounds is always −2 except in peroxides, such as hydrogen peroxide (H_2O_2), where it is −1. When it is bonded to fluorine, the only element more electronegative than oxygen, the oxidation number of oxygen is positive.	O in NO_2	−2
	O in H_2O_2	−1
6. The oxidation number of hydrogen in most of its compounds is +1, except in metal hydrides; then, the oxidation number is −1.	H in NaH	−1
7. The oxidation numbers of group 1 and 2 metals and aluminum are positive and equal to their number of valence electrons.	K	+1
	Ca	+2
	Al	+3
8. The sum of the oxidation numbers in a neutral compound is zero.	$CaBr_2$	(+2) + 2(−1) = 0
9. The sum of the oxidation numbers of the atoms in a polyatomic ion is equal to the charge of the ion.	SO_3^{2-}	(+4) + 3(−2) = −2

Table 3 – Rules for determining oxidation numbers (p.9) الجدول 3 – قواعد تحديد أعداد التأكسد (ص9)

PRACTICE Problems ADDITIONAL PRACTICE

5. Determine the oxidation number of the boldface element in the following formulas for compounds.
   a. $NaClO_4$ b. $AlPO_4$ c. HNO_2
6. Determine the oxidation number of the boldface element in the following formulas for ions.
   a. NH_4^+ b. AsO_4^{3-} c. CrO_4^{2-}
7. Determine the oxidation number of nitrogen in each of these molecules.
   a. NH_3 b. KCN c. N_2H_4
8. **CHALLENGE** Determine the net change of oxidation number of each of the elements in these redox equations.
   a. $C + O_2 \rightarrow CO_2$
   b. $Cl_2 + ZnI_2 \rightarrow ZnCl_2 + I_2$
   c. $CdO + CO \rightarrow Cd + CO_2$

Practice Problems 5–8 (p.10) مسائل تدريبية 5–8 (ص10)

Questions on Q8 (2) **أسئلة السؤال 8 (2)**

8.1 جديد · مستوى متوسط · New · Medium level

What is the oxidation number of iron in iron(III) sulfate $Fe_2(SO_4)_3$?

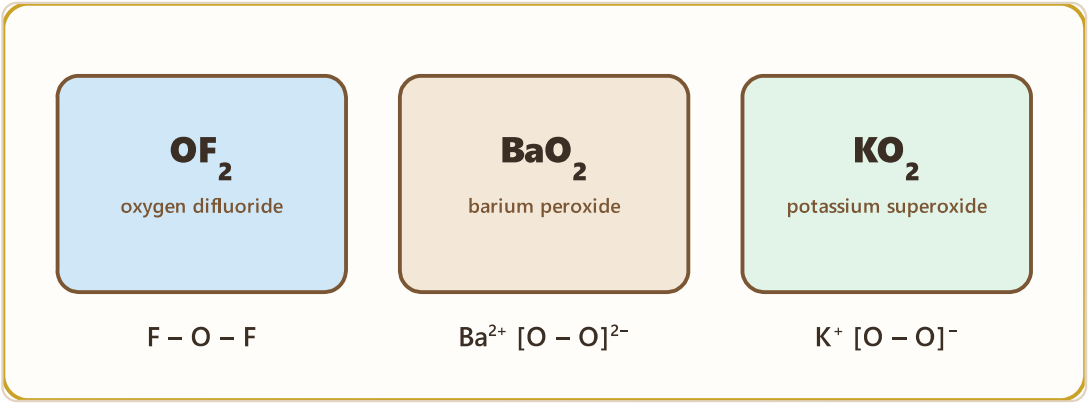
ما عدد تأكسد الحديد في كبريتات الحديد III $Fe_2(SO_4)_3$؟

a	$+3$	$+3$
b	$+2$	$+2$
c	$+6$	$+6$
d	$+4$	$+4$

8.2 جديد · مستوى مرتفع · New · High level

The figure shows three compounds of oxygen. What is the oxidation number of oxygen in OF_2, BaO_2 and KO_2, respectively?

يوضح الشكل ثلاثة مركبات للأكسجين. ما عدد تأكسد الأكسجين في OF_2 وBaO_2 وKO_2 على الترتيب؟



a	$+2, -1, -1/2$	$+2, -1, -1/2$
b	$-2, -2, -2$	$-2, -2, -2$
c	$+2, -2, -1$	$+2, -2, -1$
d	$-1, -1, -1/2$	$-1, -1, -1/2$

Question **Q9** السؤال

LEARNING OUTCOME
Determines the oxidation number of elements and compounds with more complex formulas.

مخرج التعلم
تحديد أعداد التأكسد للعناصر في المركبات ذات الصيغ الأكثر تعقيدًا

Inspire: Textbook + example problem 2 + practice problems + table 3

المرجع: الكتاب + المثال 2 + مسائل تدريبية + الجدول 3 **Pages · الصفحات:** 9, 10 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

For complex formulas apply the same rules carefully:

- **Several atoms of the unknown element:** $B_4O_7^{2-}$: $4n + 7(-2) = -2 \rightarrow n = +3$.
- **Brackets:** multiply the group by its subscript. $Fe(NO_3)_2$ → Fe^{2+} and two NO_3^- ions; N in NO_3^- = **+5**.
- **Ions with a positive charge:** UO_2^{2+}: $n + 2(-2) = +2 \rightarrow n =$ **+6**.
- **Superoxides and fractional values:** KO_2: $(+1) + 2n = 0 \rightarrow n$

في الصيغ المعقدة نطبق القواعد نفسها بعناية:

- **عدة ذرات من العنصر المجهول:** $B_4O_7^{2-}$: $4n + 7(-2) = -2 \rightarrow n = +3$.
- **الأقواس:** نضرب المجموعة في الرقم السفلي. $Fe(NO_3)_2$ → أيون Fe^{2+} وأيونا NO_3^-؛ في NO_3^- = N هو **+5**.
- **الأيونات الموجبة:** UO_2^{2+}: $n + 2(-2) = +2 \rightarrow n =$ **+6**.
- **فوق الأكاسيد الفائقة والقيم الكسرية:** KO_2: $(+1) + 2n = 0 \rightarrow$

= **−½**. Fe_3O_4: 3n = +8 → n = **+8/3** (average).

- **Comparing/ordering:** calculate the value in each species, then arrange (e.g., N: NH_3 −3 < N_2H_4 −2 < N_2 0 < NO_3^- +5).

= **−½**. Fe_3O_4: 3n = +8 → n = **+8/3** (متوسط).

- **المقارنة والترتيب:** احسب القيمة في كل مادة ثم نرتب (مثل N: NH_3 −3 < N_2H_4 −2 < N_2 0 < NO_3^- +5).

Table 3 Rules for Determining Oxidation Numbers

Rule	Example	$n_{element}$
1. The oxidation number of an atom of an uncombined element is zero.	Na, O_2, Cl_2, H_2	0
2. The oxidation number of a monatomic ion is equal to the charge of the ion.	Ca^{2+}	+2
	Br^-	−1
3. The oxidation number of the more electronegative atom in a molecule or a complex ion is the same as the charge it would have if it were an ion.	N in NH_3	−3
	O in NO	−2
4. The oxidation number of the most electronegative element, fluorine, is always −1 when it is bonded to another element.	F in LiF	−1
5. The oxidation number of oxygen in compounds is always −2 except in peroxides, such as hydrogen peroxide (H_2O_2), where it is −1. When it is bonded to fluorine, the only element more electronegative than oxygen, the oxidation number of oxygen is positive.	O in NO_2	−2
	O in H_2O_2	−1
6. The oxidation number of hydrogen in most of its compounds is +1, except in metal hydrides; then, the oxidation number is −1.	H in NaH	−1
7. The oxidation numbers of group 1 and 2 metals and aluminum are positive and equal to their number of valence electrons.	K	+1
	Ca	+2
	Al	+3
8. The sum of the oxidation numbers in a neutral compound is zero.	$CaBr_2$	(+2) + 2(−1) = 0
9. The sum of the oxidation numbers of the atoms in a polyatomic ion is equal to the charge of the ion.	SO_3^{2-}	(+4) + 3(−2) = −2

Table 3 – Rules for determining oxidation numbers (p.9) الجدول 3 – قواعد تحديد أعداد التأكسد (ص9)

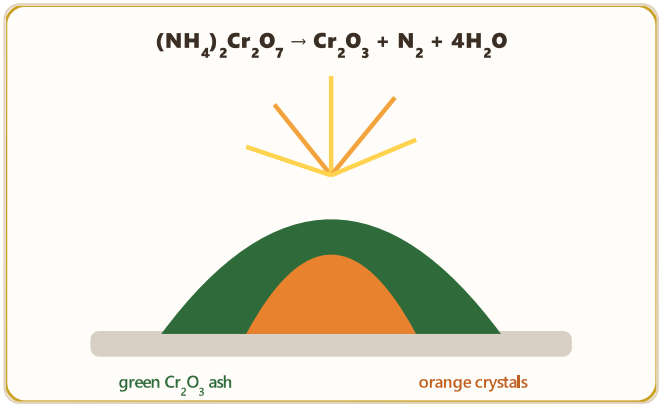
Questions on Q9 (2) أسئلة السؤال 9 (2)

9.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Ammonium dichromate $(NH_4)_2Cr_2O_7$ decomposes in the "volcano" demonstration. What are the oxidation numbers of N and Cr in it?

يتفكك ثنائي كرومات الأمونيوم $(NH_4)_2Cr_2O_7$ في تجربة «البركان». ما عددا تأكسد N وCr فيه؟



a	N = +3 ; Cr = +6	N = +3 ; Cr = +6
b	N = −3 ; Cr = +6	N = −3 ; Cr = +6
c	N = −3 ; Cr = +7	N = −3 ; Cr = +7
d	N = +5 ; Cr = +3	N = +5 ; Cr = +3

9.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

What is the **average** oxidation number of carbon in glucose

ما **متوسط** عدد تأكسد الكربون في الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$؟

$C_6H_{12}O_6$?

a	0	0
b	−4	−4
c	+4	+4
d	+2	+2

Question
Q10
السؤال

LEARNING OUTCOME
Distinguish between oxidation and reduction in terms of change in oxidation number

مخرج التعلم
التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث التغير في عدد التأكسد

Inspire: Check your progress and textbook **المرجع:** Check your progress والكتاب **Pages** · **الصفحات**: 11
Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

A redox reaction can be recognised from the **change in oxidation number**:

- **Oxidation** = **increase** in oxidation number (electrons lost). The change equals the number of electrons lost.
- **Reduction** = **decrease** in oxidation number (electrons gained). The change equals the number of electrons gained.
- If no oxidation number changes (e.g. acid–base neutralisation, precipitation, many decompositions), the reaction is **not** a redox reaction.
- Ions whose oxidation number does not change are **spectator ions** (K^+ in $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$).

Check Your Progress (p.11): 9) oxidation and reduction must occur together because electrons lost by one species must be gained by another. 11) $2Fe + 6HBr \rightarrow 2FeBr_3 + 3H_2$: Fe 0 → +3 (oxidized), H +1 → 0 (reduced). 12–13) Determine oxidation numbers of boldface elements.

يمكن التعرف على تفاعل الأكسدة والاختزال من **التغير في عدد التأكسد**:

- **الأكسدة** = **زيادة** عدد التأكسد (فقد إلكترونات)، ومقدار التغير يساوي عدد الإلكترونات المفقودة.
- **الاختزال** = **نقص** عدد التأكسد (اكتساب إلكترونات)، ومقدار التغير يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة.
- إذا لم يتغير أي عدد تأكسد (مثل التعادل والترسيب ومعظم تفاعلات التفكك) فالتفاعل **ليس** تفاعل أكسدة واختزال.
- الأيونات التي لا يتغير عدد تأكسدها تسمى **أيونات متفرجة** (K^+ في $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$).

تقويم التقدم (ص11): 9) الأكسدة والاختزال متلازمان لأن الإلكترونات التي تفقدها مادة يجب أن تكتسبها مادة أخرى. 11) $2Fe + 6HBr \rightarrow 2FeBr_3 + 3H_2$: يتغير Fe من 0 إلى +3 (يتأكسد) وH من +1 إلى 0 (يختزل). 12–13) تحديد أعداد تأكسد العناصر المميزة.

Check Your Progress

Summary

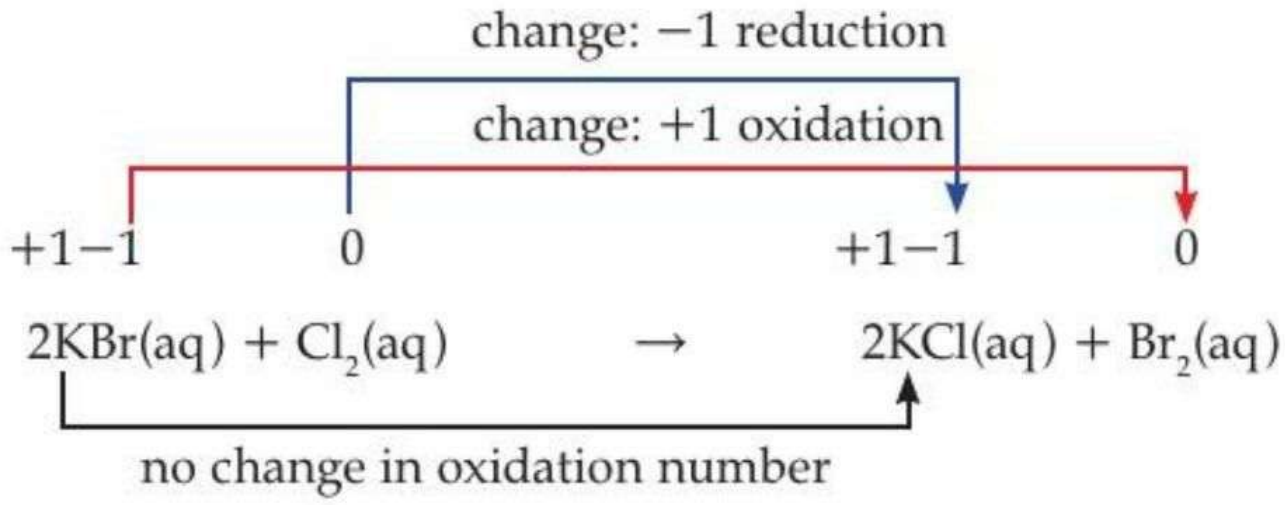
- Oxidation-reduction reactions involve the transfer of electrons from one atom to another.
- When an atom or ion is reduced, its oxidation number decreases. When an atom or ion is oxidized, its oxidation number increases.
- In oxidation-reduction reactions involving molecular compounds (and polyatomic ions with covalent bonds), the more-electronegative atoms are treated as if they are reduced. The less-electronegative atoms are treated as if they are oxidized.

Demonstrate Understanding

9. **Explain** why oxidation and reduction must always occur together.
10. **Describe** the roles of oxidizing agents and reducing agents in a redox reaction. How is each changed in the reaction?
11. **Write** the equation for the reaction of iron metal with hydrobromic acid to form aqueous iron(III) bromide and hydrogen gas. Determine the change in oxidation number for the element that is reduced and the element that is oxidized.
12. **Determine** the oxidation number of the boldface element in these compounds.
    a. $\mathbf{H}NO_3$ c. $\mathbf{Sb}_2O_5$
    b. $Ca_3\mathbf{N}_2$ d. $CuW\mathbf{O}_4$
13. **Determine** the oxidation number of the boldface element in these ions.
    a. $\mathbf{I}O_4^-$ c. $\mathbf{B}_4O_7^{2-}$
    b. $\mathbf{Mn}O_4^-$ d. $\mathbf{N}H_2^-$
14. **Make and Use Graphs** Alkali metals are strong reduc-

ing agents. Make a graph showing how the reducing abilities of the alkali metals increase or decrease as you move down the family from sodium to francium.

Check Your Progress (p.11) تقويم التقدم (ص11)



Change in oxidation number in 2KBr + Cl_2 (p.8) التغير في عدد التأكسد في (2KBr + Cl_2 ص8)

Questions on Q10 (2) أسئلة السؤال 10 (2)

10.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

The change $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ takes place in a reaction. Which describes it correctly?

يحدث التغير $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ في تفاعل ما. أي مما يلي يصفه بشكل صحيح؟

a	Reduction; gain of 2 electrons	اختزال؛ اكتساب إلكترونين
b	Oxidation; loss of 2 electrons	أكسدة؛ فقد إلكترونين
c	Oxidation; gain of 2 electrons	أكسدة؛ اكتساب إلكترونين
d	Neither oxidation nor reduction	ليس أكسدة ولا اختزالًا

10.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

In which reaction is the **same element** both oxidized and reduced?

في أي تفاعل يتأكسد **العنصر نفسه** ويختزل في الوقت ذاته؟

a	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
b	$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$	$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$
c	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
d	$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$	$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$

Question السؤال **Q11**

LEARNING OUTCOME
Distinguish between oxidation and reduction in terms of change in oxidation number

مخرج التعلم
التمييز بين الأكسدة والاختزال من حيث التغير في عدد التأكسد

Inspire: Check your progress and textbook والكتاب Check your progress :**المرجع** **Pages** · **الصفحات**: 11

تفاعلات الأكسدة والاختزال · Redox Reactions

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

A redox reaction can be recognised from the **change in oxidation number**:

- **Oxidation** = **increase** in oxidation number (electrons lost). The change equals the number of electrons lost.
- **Reduction** = **decrease** in oxidation number (electrons gained). The change equals the number of electrons gained.
- If no oxidation number changes (e.g. acid–base neutralisation, precipitation, many decompositions), the reaction is **not** a redox reaction.
- Ions whose oxidation number does not change are **spectator ions** (K^+ in $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$).

Check Your Progress (p.11): 9) oxidation and reduction must occur together because electrons lost by one species must be gained by another. 11) $2Fe + 6HBr \rightarrow 2FeBr_3 + 3H_2$: Fe 0 → +3 (oxidized), H +1 → 0 (reduced). 12–13) Determine oxidation numbers of boldface elements.

Strategy: (1) write oxidation numbers above every atom; (2) the atom whose number **increases** is oxidized (its substance is the **reducing agent**); (3) the atom whose number **decreases** is reduced (its substance is the **oxidizing agent**); (4) unchanged ions are spectators.

يمكن التعرف على تفاعل الأكسدة والاختزال من **التغير في عدد التأكسد**:

- **الأكسدة** = **زيادة** عدد التأكسد (فقد إلكترونات)، ومقدار التغير يساوي عدد الإلكترونات المفقودة.
- **الاختزال** = **نقص** عدد التأكسد (اكتساب إلكترونات)، ومقدار التغير يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة.
- إذا لم يتغير أي عدد تأكسد (مثل التعادل والترسيب ومعظم تفاعلات التفكك) فالتفاعل **ليس** تفاعل أكسدة واختزال.
- الأيونات التي لا يتغير عدد تأكسدها تسمى **أيونات متفرجة** (K^+ في $Br_2 + 2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl$).

تقويم التقدم (ص11): 9) الأكسدة والاختزال متلازمان لأن الإلكترونات التي تفقدها مادة يجب أن تكتسبها مادة أخرى. 11) $2Fe + 6HBr \rightarrow 2FeBr_3 + 3H_2$: يتغير Fe من 0 إلى +3 (يتأكسد) وH من +1 إلى 0 (يختزل). 12–13) تحديد أعداد تأكسد العناصر المميزة.

الاستراتيجية: (1) نكتب أعداد التأكسد فوق كل ذرة؛ (2) الذرة التي **يزداد** عددها تتأكسد (ومادتها **عامل مختزل**)؛ (3) الذرة التي **يقل** عددها تختزل (ومادتها **عامل مؤكسد**)؛ (4) الأيونات التي لا تتغير متفرجة.

Check Your Progress

Summary

- Oxidation-reduction reactions involve the transfer of electrons from one atom to another.
- When an atom or ion is reduced, its oxidation number decreases. When an atom or ion is oxidized, its oxidation number increases.
- In oxidation-reduction reactions involving molecular compounds (and polyatomic ions with covalent bonds), the more-electronegative atoms are treated as if they are reduced. The less-electronegative atoms are treated as if they are oxidized.

Demonstrate Understanding

9. **Explain** why oxidation and reduction must always occur together.
10. **Describe** the roles of oxidizing agents and reducing agents in a redox reaction. How is each changed in the reaction?
11. **Write** the equation for the reaction of iron metal with hydrobromic acid to form aqueous iron(III) bromide and hydrogen gas. Determine the change in oxidation number for the element that is reduced and the element that is oxidized.
12. **Determine** the oxidation number of the boldface element in these compounds.
    a. HNO_3 c. Sb_2O_5
    b. Ca_3N_2 d. $CuWO_4$
13. **Determine** the oxidation number of the boldface element in these ions.
    a. IO_4^- c. $B_4O_7^{2-}$
    b. MnO_4^- d. NH_2^-
14. **Make and Use Graphs** Alkali metals are strong reducing agents. Make a graph showing how the reducing abilities of the alkali metals increase or decrease as you move down the family from sodium to francium.

Check Your Progress (p.11) تقويم التقدم (ص11)

Questions on Q11 (2) **أسئلة السؤال 11 (2)**

11.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

In volcanic gases: $SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$. Which statement is correct?

في الغازات البركانية: $SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$. أي العبارات صحيحة؟

a	S in SO_2 is oxidized from +4 to 0	يتأكسد S في SO_2 من +4 إلى 0
b	Hydrogen is reduced from +1 to 0	يختزل الهيدروجين من +1 إلى 0
c	S in H_2S is oxidized from −2 to 0, and S in SO_2 is reduced from +4 to 0	يتأكسد S في H_2S من −2 إلى 0، ويختزل S في SO_2 من +4 إلى 0
d	It is not a redox reaction because sulfur appears on both sides	ليس تفاعل أكسدة واختزال لأن الكبريت يظهر في الطرفين

11.2

جديد · مستوى مرتفع · New · High level

Copper can be produced by $2Cu_2O + Cu_2S \rightarrow 6Cu + SO_2$. Which statement is correct?

يمكن إنتاج النحاس بالتفاعل $2Cu_2O + Cu_2S \rightarrow 6Cu + SO_2$. أي العبارات صحيحة؟

a	Only Cu_2O is reduced; Cu_2S is only the reducing agent	يختزل Cu_2O فقط، وCu_2S عامل مختزل فقط
b	Cu changes from +2 to 0 and S from −2 to +6	يتغير Cu من +2 إلى 0 وS من −2 إلى +6
c	Cu (+1 → 0) is reduced in both reactants, while S (−2 → +4) is oxidized, so Cu_2S acts as both oxidizing and reducing agent	يختزل Cu (+1 → 0) في المتفاعلين، ويتأكسد S (−2 → +4)، لذا يعمل Cu_2S كعامل مؤكسد ومختزل معًا
d	Oxygen is oxidized from −2 to 0	يتأكسد الأكسجين من −2 إلى 0

Question
Q12
السؤال

LEARNING OUTCOME
Describe the steps for balancing redox reactions, in acidic medium, by the half-reaction method

مخرج التعلم
وصف خطوات موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل

Inspire: Table 6 **المرجع:** الجدول 6 **Pages · الصفحات:** 17 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

The **half-reaction method** (Table 6) balances a redox equation by splitting it into an oxidation half-reaction and a reduction half-reaction:

1. Write the unbalanced **net ionic equation**, omitting spectator ions.
2. Write separate, incomplete oxidation and reduction half-reactions, including oxidation numbers.
3. **Balance atoms and charges** in each half-reaction (add electrons). In acidic solution: balance O with **H_2O** and H with **H^+**.
4. **Adjust the coefficients** so the number of electrons lost in oxidation equals the number gained in reduction.
5. **Add** the half-reactions and cancel like terms on both sides.
6. Return **spectator ions** and restore state descriptions, if desired.

Problem-solving strategy: use the half-reaction method when species appear more than once on a side, or when the reaction occurs in an acidic or basic solution. Remember **A – O – H – e**$^-$: balance **A**toms (other than O and H), then **O** (H_2O), then **H** (H^+)

طريقة نصف التفاعل (الجدول 6) توازن معادلة الأكسدة والاختزال بتقسيمها إلى نصف تفاعل أكسدة ونصف تفاعل اختزال:

1. نكتب **المعادلة الأيونية النهائية** غير الموزونة مع حذف الأيونات المتفرجة.
2. نكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال غير المكتملين منفصلين مع أعداد التأكسد.
3. **نوازن الذرات والشحنات** في كل نصف تفاعل (بإضافة الإلكترونات). في الوسط الحمضي: نوازن O بإضافة H_2O ونوازن H بإضافة H^+.
4. **نعدّل المعاملات** بحيث يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة في الأكسدة مع عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال.
5. **نجمع** نصفي التفاعل ونختصر الحدود المتشابهة في الطرفين.
6. نعيد **الأيونات المتفرجة** ونكتب الحالات الفيزيائية إن أردنا.

استراتيجية الحل: نستخدم طريقة نصف التفاعل عندما تظهر المادة أكثر من مرة في أحد الطرفين أو عندما يحدث التفاعل في محلول حمضي أو قاعدي. تذكر **A – O – H – e**$^-$: نوازن الذرات (غير O وH)، ثم O (بـ H_2O)، ثم H (بـ H^+)، ثم الشحنة بالإلكترونات. استخدام H^+ تبسيط؛ ففي الماء يوجد على صورة H_3O^+.

balance Atoms (other than O and H), then O (H_2O), then H (H^+), then charge with **e**$^-$. H^+ is a simplification – in water it exists as H_3O^+.

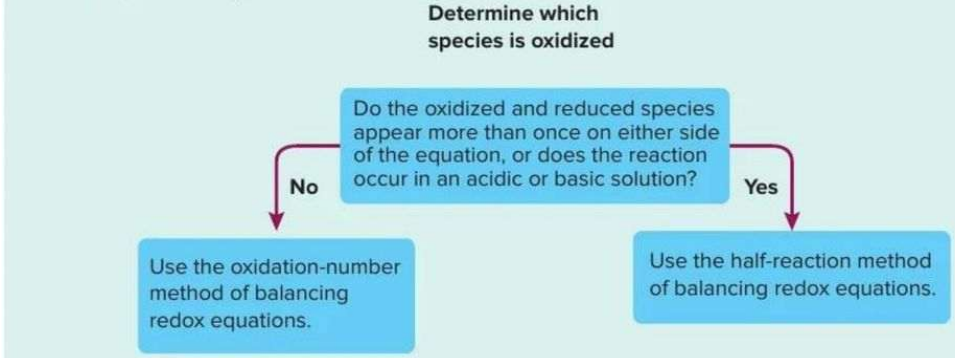
Table 6 The Half-Reaction Method

1. Write the unbalanced, net ionic equation for the reaction, omitting spectator ions. $Fe + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Cu + 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$ $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Cu + 2Fe^{3+}$
2. Write separate, incomplete equations for the oxidation and reduction half-reactions, including oxidation numbers. $\overset{0}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{2Fe^{3+}}$ (oxidation) $\qquad \overset{+2}{Cu^{2+}} \rightarrow \overset{0}{Cu}$ (reduction)
3. Balance the atoms in the half-reactions. Balance the charges in each half-reaction by adding electrons as reactants or products. $2Fe \rightarrow 2Fe^{3+} + 6e^-$ $\qquad Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
4. Adjust the coefficients so that the number of electrons lost in oxidation equals the number of electrons gained in reduction. $2Fe \rightarrow 2Fe^{3+} + 6e^-$ $\qquad 3Cu^{2+} + 6e^- \rightarrow 3Cu$
5. Add the half-reactions and cancel or reduce like terms on both sides of the equation. $2Fe + 3Cu^{2+} \rightarrow 3Cu + 2Fe^{3+}$
6. Return spectator ions, if desired. Restore state descriptions. $2Fe(s) + 3CuSO_4(aq) \rightarrow 3Cu(s) + Fe_2(SO_4)_3(aq)$

Table 6 – The half-reaction method (p.17) الجدول 6 – طريقة نصف التفاعل (ص17)

PROBLEM-SOLVING STRATEGY

Balancing Redox Equations



Apply the Strategy

Balance the following equation using this flowchart.

$P_4(s) + H_2O(l) \rightarrow PH_3(g) + H_2PO_2(aq)$

Problem-solving strategy – balancing redox equations استراتيجية حل المسائل – موازنة معادلات الأكسدة والاختزال

Questions on Q12 (2) أسئلة السؤال 12 (2)

12.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

When balancing a half-reaction in **acidic** solution, after balancing all atoms other than O and H, what is the next step?

عند موازنة نصف تفاعل في محلول **حمضي**، بعد موازنة جميع الذرات عدا O وH، ما الخطوة التالية؟

a	Add H_2O molecules to the side that needs oxygen	إضافة جزيئات H_2O إلى الطرف الذي يحتاج إلى أكسجين
b	Add OH^- ions to balance oxygen	إضافة أيونات OH^- لموازنة الأكسجين

c	Add O_2 gas to balance oxygen	إضافة غاز O_2 لموازنة الأكسجين
d	Add the two half-reactions together	جمع نصفي التفاعل

12.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

A student wrote the half-reaction $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 3e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$. What is wrong with it?

كتب طالب نصف التفاعل $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 3e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$. ما الخطأ فيه؟

a	The charge is not balanced; it should have $6e^-$	الشحنة غير موزونة؛ يجب أن يكون $6e^-$
b	Hydrogen atoms are not balanced	ذرات الهيدروجين غير موزونة
c	Oxygen atoms are not balanced	ذرات الأكسجين غير موزونة
d	Nothing; it is correct	لا شيء؛ إنه صحيح

Question **Q13** السؤال

LEARNING OUTCOME
Write oxidation-half reaction and reduction-half reaction for a redox reaction

مخرج التعلم
كتابة نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الاختزال لتفاعل أكسدة واختزال

Inspire: Figure 8 + textbook + table 5 **المرجع:** الشكل 8 + الكتاب + الجدول 5 **Pages · الصفحات**: 16, 17

Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

A **half-reaction** is one of the two parts of a redox reaction – the oxidation half or the reduction half.

Figure 8: an iron nail in copper(II) sulfate solution: $Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)$ (or Fe^{3+} in Table 6). Copper metal deposits on the iron and the blue colour fades.

- Oxidation half-reaction: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (electrons on the **product** side)
- Reduction half-reaction: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (electrons on the **reactant** side)

Table 5 shows that the same oxidation half-reaction $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$ can be coupled with different reduction half-reactions: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$, $F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$, $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$, $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$, $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.

How to write them: identify the species whose oxidation number increases (oxidation) and decreases (reduction); keep spectator ions out; then balance atoms and charge.

نصف التفاعل هو أحد جزأي تفاعل الأكسدة والاختزال: نصف الأكسدة أو نصف الاختزال.

الشكل 8: مسمار حديد في محلول كبريتات النحاس II: $Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)$ (أو Fe^{3+} في الجدول 6). يترسب النحاس على الحديد ويبهت اللون الأزرق.

- نصف تفاعل الأكسدة: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (الإلكترونات في جهة **النواتج**)
- نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (الإلكترونات في جهة **المتفاعلات**)

الجدول 5 يوضح أن نصف تفاعل الأكسدة نفسه $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$ يمكن أن يقترن بأنصاف تفاعلات اختزال مختلفة: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$، $F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$، $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$، $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$، $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.

طريقة الكتابة: نحدد المادة التي يزداد عدد تأكسدها (أكسدة) والتي يقل (اختزال)، ونستبعد الأيونات المتفرجة، ثم نوازن الذرات والشحنة.

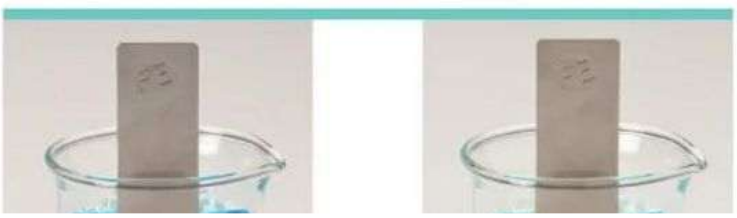


Figure 8 As a result of this redox reaction between iron and copper(II) sulfate solution, solid copper metal is deposited on the iron. To balance the chemical equation for this reaction, you could use half-reactions.

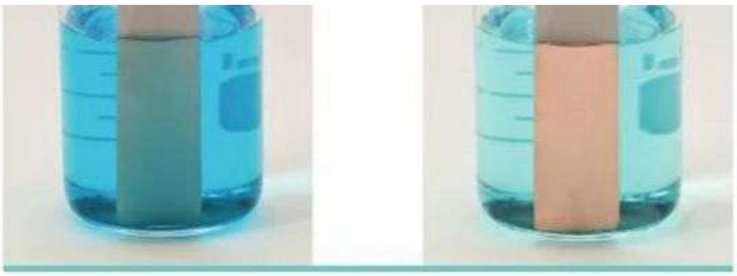


Figure 8 – Iron in copper(II) sulfate solution (p.16)

الشكل 8 – الحديد في محلول كبريتات النحاس II (ص16)

Table 5 Redox Reactions that Oxidize Iron

Overall Reaction (Unbalanced)	Oxidation Half-Reaction	Reduction Half-Reaction
$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$	$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$	$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$
$Fe + F_2 \rightarrow FeF_3$		$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$
$Fe + HBr \rightarrow H_2 + FeBr_3$		$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
$Fe + AgNO_3 \rightarrow Ag + Fe(NO_3)_3$		$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + Fe_2(SO_4)_3$		$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Table 5 – Redox reactions that oxidize iron (p.16)

الجدول 5 – تفاعلات أكسدة واختزال تؤكسد الحديد (ص16)

Questions on Q13 (2)

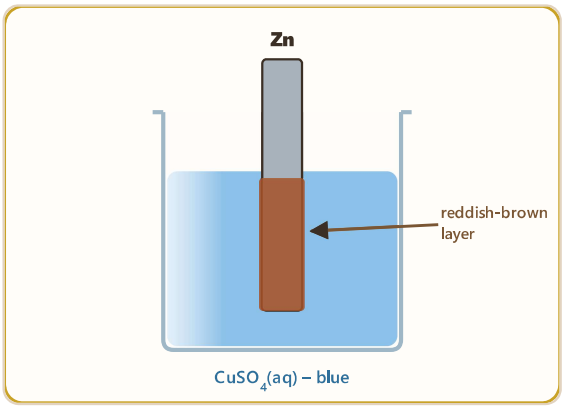
أسئلة السؤال 13 (2)

13.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

The figure shows a zinc strip placed in blue copper(II) sulfate solution. A reddish-brown layer forms on the zinc. Which half-reaction occurs at the surface where zinc dissolves?

يوضح الشكل شريط خارصين في محلول كبريتات النحاس II الأزرق. تتكون طبقة بنية محمرة على الخارصين. ما نصف التفاعل الذي يحدث عند السطح الذي يذوب فيه الخارصين؟



a $SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow SO_4^{4-}$ $SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow SO_4^{4-}$

b $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$

c $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

d $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

13.2 جديد · مستوى مرتفع · New · High level

For $2Al(s) + 3Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow 3Pb(s) + 2Al(NO_3)_3(aq)$, how many electrons are transferred in the balanced equation, and what is the reduction half-reaction?

للتفاعل $2Al(s) + 3Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow 3Pb(s) + 2Al(NO_3)_3(aq)$، كم عدد الإلكترونات المنتقلة في المعادلة الموزونة، وما نصف تفاعل الاختزال؟

a 3 electrons ; $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$ — 3 إلكترونات ؛ $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$

b 2 electrons ; $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$ — إلكترونان ؛ $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$

c 6 electrons ; $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ — 6 إلكترونات ؛ $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$

d 6 electrons ; $NO_3^- + e^- \rightarrow NO_3^{2-}$ — 6 إلكترونات ؛ $NO_3^- + e^- \rightarrow NO_3^{2-}$

Question **Q14** السؤال

LEARNING OUTCOME
Balance redox reaction in acidic medium using half-reaction method

مخرج التعلم
موازنة تفاعل الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل

Inspire: Textbook + example problem 5 + practice problems and check your progress

المرجع: الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية وتقويم التقدم **Pages · الصفحات:** 16, 17, 18, 19

Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Example Problem 5 (p.18): balance $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + SnCl_4 + H_2O + KCl$ in acidic solution.

1. Net ionic: $MnO_4^- + Sn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+}$
2. Oxidation: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ Reduction: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
3. LCM of 2 and 5 = 10: ×5 oxidation, ×2 reduction.
4. $5Sn^{2+} \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^-$ + $2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$
5. Sum: $5Sn^{2+} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5Sn^{4+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$
6. Restore spectators: $2KMnO_4 + 5SnCl_2 + 16HCl \rightarrow 2MnCl_2 + 5SnCl_4 + 8H_2O + 2KCl$

Check: atoms balanced on both sides and total charge equal (left: 10 − 2 + 16 = +24; right: 20 + 4 = +24).

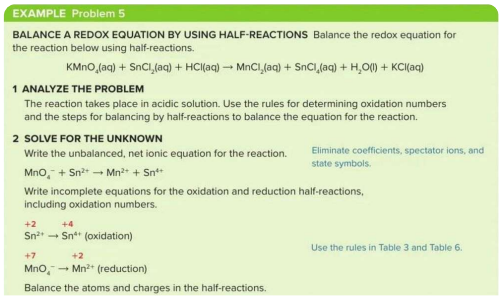
Practice problems 23–24: $Cr_2O_7^{2-} + I^- \rightarrow Cr^{3+} + I_2$ and $Mn^{2+} + BiO_3^- \rightarrow MnO_4^- + Bi^{3+}$ (acidic).

مثال 5 (ص18): موازنة $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + SnCl_4 + H_2O + KCl$ في وسط حمضي.

1. المعادلة الأيونية النهائية: $MnO_4^- + Sn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+}$
2. الأكسدة: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ الاختزال: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
3. المضاعف المشترك الأصغر لـ 2 و5 = 10: نضرب الأكسدة ×5 والاختزال ×2.
4. $5Sn^{2+} \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^-$ + $2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$
5. الجمع: $5Sn^{2+} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5Sn^{4+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$
6. إعادة الأيونات المتفرجة: $2KMnO_4 + 5SnCl_2 + 16HCl \rightarrow 2MnCl_2 + 5SnCl_4 + 8H_2O + 2KCl$

التحقق: تتساوى الذرات في الطرفين وتتساوى الشحنة الكلية (الأيسر: 10 − 2 + 16 = +24 ؛ الأيمن: 4 + 20 = +24).

المسائل 23–24: $Cr_2O_7^{2-} + I^- \rightarrow Cr^{3+} + I_2$ و$Mn^{2+} + BiO_3^- \rightarrow MnO_4^- + Bi^{3+}$ (وسط حمضي).

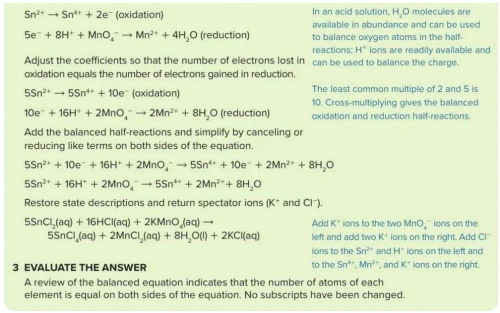

EXAMPLE Problem 5

BALANCE A REDOX EQUATION BY USING HALF-REACTIONS Balance the redox equation for the reaction below using half-reactions.

$KMnO_4(aq) + SnCl_2(aq) + HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + SnCl_4(aq) + H_2O(l) + KCl(aq)$

1 ANALYZE THE PROBLEM
The reaction takes place in acidic solution. Use the rules for determining oxidation numbers and the steps for balancing by half-reactions to balance the equation for the reaction.

2 SOLVE FOR THE UNKNOWN
Write the unbalanced, net ionic equation for the reaction. Eliminate coefficients, spectator ions, and state symbols.
$MnO_4^- + Sn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+}$
Write incomplete equations for the oxidation and reduction half-reactions, including oxidation numbers.
$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ (oxidation)
$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ (reduction) Use the rules in Table 3 and Table 6.
Balance the atoms and charges in the half-reactions.



$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ (oxidation)

$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ (reduction)

In an acid solution, H_2O molecules are available in abundance and can be used to balance oxygen atoms in the half-reactions; H^+ ions are readily available and can be used to balance the charge.

Adjust the coefficients so that the number of electrons lost in oxidation equals the number of electrons gained in reduction.

$5Sn^{2+} \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^-$ (oxidation)

$10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$ (reduction)

The least common multiple of 2 and 5 is 10. Cross-multiplying gives the balanced oxidation and reduction half-reactions.

Add the balanced half-reactions and simplify by canceling or reducing like terms on both sides of the equation.

$5Sn^{2+} + 10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^- + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

$5Sn^{2+} + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 5Sn^{4+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

Restore state descriptions and return spectator ions (K^+ and Cl^-).

$5SnCl_2(aq) + 16HCl(aq) + 2KMnO_4(aq) \rightarrow 5SnCl_4(aq) + 2MnCl_2(aq) + 8H_2O(l) + 2KCl(aq)$

Add K^+ ions to the two MnO_4^- ions on the left and add two K^+ ions on the right. Add Cl^- ions to the Sn^{2+} and H^+ ions on the left and to the Sn^{4+}, Mn^{2+}, and K^+ ions on the right.

3 EVALUATE THE ANSWER

A review of the balanced equation indicates that the number of atoms of each element is equal on both sides of the equation. No subscripts have been changed.

مثال 5 – موازنة معادلة أكسدة واختزال بطريقة نصف التفاعل (ص18)

Example Problem 5 – Balancing a redox equation using half-reactions (p.18)

PRACTICE Problems — ADDITIONAL PRACTICE

Use the half-reaction method to balance the redox equations. Begin by writing the oxidation and reduction half-reactions. Leave the balanced equation in ionic form.

23. $Cr_2O_7^{2-}(aq) + I^-(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + I_2(s)$ (in acidic solution)

24. $Mn^{2+}(aq) + BiO_3^-(aq) \rightarrow MnO_4^-(aq) + Bi^{2+}(aq)$ (in acidic solution)

25. CHALLENGE $N_2O(g) + ClO^-(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + Cl^-(aq)$ (in basic solution)

مسائل تدريبية 23–25 (ص18)

Practice Problems 23–25 (p.18)

Questions on Q14 (2) — أسئلة السؤال 14 (2)

14.1 — New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

What is the balanced equation in acidic solution for $H_2O_2 + I^- \rightarrow I_2 + H_2O$?

ما المعادلة الموزونة في وسط حمضي للتفاعل $H_2O_2 + I^- \rightarrow I_2 + H_2O$؟

a $H_2O_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + 2H_2O$ — $H_2O_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + 2H_2O$

b $H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \rightarrow I_2 + 2H_2O$ — $H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \rightarrow I_2 + 2H_2O$

c $H_2O_2 + I^- + H^+ \rightarrow I_2 + H_2O$ — $H_2O_2 + I^- + H^+ \rightarrow I_2 + H_2O$

d $2H_2O_2 + 2I^- + 4H^+ \rightarrow I_2 + 4H_2O$ — $2H_2O_2 + 2I^- + 4H^+ \rightarrow I_2 + 4H_2O$

14.2 — New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Oxalic acid is titrated with permanganate in acidic solution: $MnO_4^- + H_2C_2O_4 \rightarrow Mn^{2+} + CO_2$. Which is the balanced equation?

يعاير حمض الأكساليك مع البرمنجنات في وسط حمضي: $MnO_4^- + H_2C_2O_4 \rightarrow Mn^{2+} + CO_2$. ما المعادلة الموزونة؟

a $5MnO_4^- + 2H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 5Mn^{2+} + 4CO_2 + 8H_2O$ — $5MnO_4^- + 2H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 5Mn^{2+} + 4CO_2 + 8H_2O$

b $MnO_4^- + H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2CO_2 + 4H_2O$ — $MnO_4^- + H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2CO_2 + 4H_2O$

c $2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$ — $2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$

d $2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$ — $2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$

Question Q15 — LEARNING OUTCOME — مخرج التعلم

Q15 السؤال

Balance redox reaction in acidic medium using half-reaction method

موازنة تفاعل الأكسدة والاختزال في الوسط الحمضي بطريقة نصف التفاعل

Inspire: Textbook + example problem 5 + practice problems **المرجع:** الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية

Pages · **الصفحات**: 16, 17, 18 Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) الشرح (من الكتاب)

Example Problem 5 (p.18): balance $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + SnCl_4 + H_2O + KCl$ in acidic solution.

1. Net ionic: $MnO_4^- + Sn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+}$
2. Oxidation: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ Reduction: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
3. LCM of 2 and 5 = 10: ×5 oxidation, ×2 reduction.
4. $5Sn^{2+} \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^-$ + $2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$
5. Sum: $5Sn^{2+} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5Sn^{4+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$
6. Restore spectators: $2KMnO_4 + 5SnCl_2 + 16HCl \rightarrow 2MnCl_2 + 5SnCl_4 + 8H_2O + 2KCl$

Check: atoms balanced on both sides and total charge equal (left: 10 − 2 + 16 = +24; right: 20 + 4 = +24).

Practice problems 23–24: $Cr_2O_7^{2-} + I^- \rightarrow Cr^{3+} + I_2$ and $Mn^{2+} + BiO_3^- \rightarrow MnO_4^- + Bi^{3+}$ (acidic).

Quick test for multiple-choice balancing: first eliminate options with unequal **charges** on the two sides, then check **O** and **H**. The option that passes both is the answer.

Disproportionation: one species is both oxidized and reduced (e.g. $3ClO_3^- + 2H^+ \rightarrow 2ClO_2 + ClO_4^- + H_2O$). Write two half-reactions starting from the same species.

مثال 5 (ص18): موازنة $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + SnCl_4 + H_2O + KCl$ في وسط حمضي.

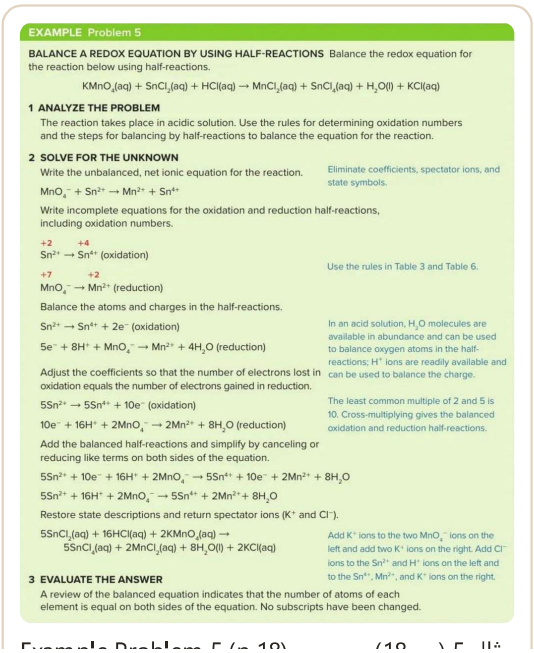
1. المعادلة الأيونية النهائية: $MnO_4^- + Sn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+}$
2. الأكسدة: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ الاختزال: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
3. المضاعف المشترك الأصغر لـ 2 و5 = 10: نضرب الأكسدة ×5 والاختزال ×2.
4. $5Sn^{2+} \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^-$ + $2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$
5. الجمع: $5Sn^{2+} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5Sn^{4+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$
6. إعادة الأيونات المتفرجة: $2KMnO_4 + 5SnCl_2 + 16HCl \rightarrow 2MnCl_2 + 5SnCl_4 + 8H_2O + 2KCl$

التحقق: تتساوى الذرات في الطرفين وتتساوى الشحنة الكلية (الأيسر: 10 − 2 + 16 = +24؛ الأيمن: 4 + 20 = +24).

المسائل 23–24: $Cr_2O_7^{2-} + I^- \rightarrow Cr^{3+} + I_2$ و$Mn^{2+} + BiO_3^- \rightarrow MnO_4^- + Bi^{3+}$ (وسط حمضي).

اختبار سريع لأسئلة الاختيار: نستبعد أولًا الخيارات التي لا تتساوى فيها **الشحنات** في الطرفين، ثم نتحقق من **O** و**H**. الخيار الذي يجتاز الاختبارين هو الإجابة.

التأكسد والاختزال الذاتي: مادة واحدة تتأكسد وتختزل معًا (مثل $3ClO_3^- + 2H^+ \rightarrow 2ClO_2 + ClO_4^- + H_2O$). نكتب نصفي التفاعل ابتداءً من المادة نفسها.



EXAMPLE Problem 5

BALANCE A REDOX EQUATION BY USING HALF-REACTIONS Balance the redox equation for the reaction below using half-reactions.

$KMnO_4(aq) + SnCl_2(aq) + HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + SnCl_4(aq) + H_2O(l) + KCl(aq)$

1 ANALYZE THE PROBLEM

The reaction takes place in acidic solution. Use the rules for determining oxidation numbers and the steps for balancing by half-reactions to balance the equation for the reaction.

2 SOLVE FOR THE UNKNOWN

Write the unbalanced, net ionic equation for the reaction.

Eliminate coefficients, spectator ions, and state symbols.

$MnO_4^- + Sn^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Sn^{4+}$

Write incomplete equations for the oxidation and reduction half-reactions, including oxidation numbers.

$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ (oxidation)

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ (reduction)

Use the rules in Table 3 and Table 6.

Balance the atoms and charges in the half-reactions.

$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ (oxidation)

$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ (reduction)

In an acid solution, H_2O molecules are available in abundance and can be used to balance oxygen atoms in the half-reactions; H^+ ions are readily available and can be used to balance the charge.

Adjust the coefficients so that the number of electrons lost in oxidation equals the number of electrons gained in reduction.

$5Sn^{2+} \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^-$ (oxidation)

$10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$ (reduction)

The least common multiple of 2 and 5 is 10. Cross-multiplying gives the balanced oxidation and reduction half-reactions.

Add the balanced half-reactions and simplify by canceling or reducing like terms on both sides of the equation.

$5Sn^{2+} + 10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 5Sn^{4+} + 10e^- + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

$5Sn^{2+} + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 5Sn^{4+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

Restore state descriptions and return spectator ions (K^+ and Cl^-).

$5SnCl_2(aq) + 16HCl(aq) + 2KMnO_4(aq) \rightarrow 5SnCl_4(aq) + 2MnCl_2(aq) + 8H_2O(l) + 2KCl(aq)$

Add K^+ ions to the two MnO_4^- ions on the left and add two K^+ ions on the right. Add Cl^- ions to the Sn^{2+} and H^+ ions on the left and to the Sn^{4+}, Mn^{2+}, and K^+ ions on the right.

3 EVALUATE THE ANSWER

A review of the balanced equation indicates that the number of atoms of each element is equal on both sides of the equation. No subscripts have been changed.

Example Problem 5 (p. 18) مثال 5 (ص18)

Example Problem 5 (p.18) مثال 5 (ص18)

PRACTICE Problems ADDITIONAL PRACTICE

Use the half-reaction method to balance the redox equations. Begin by writing the oxidation and reduction half-reactions. Leave the balanced equation in ionic form.

23. $Cr_2O_7^{2-}(aq) + I^-(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + I_2(s)$ (in acidic solution)

24. $Mn^{2+}(aq) + BiO_3^-(aq) \rightarrow MnO_4^-(aq) + Bi^{2+}(aq)$ (in acidic solution)

25. CHALLENGE $N_2O(g) + ClO^-(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + Cl^-(aq)$ (in basic solution)

Practice Problems 23–25 (p.18) مسائل تدريبية 23–25 (ص18)

Questions on Q15 (2) أسئلة السؤال 15 (2)

15.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Copper reacts with concentrated nitric acid: $Cu + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO_2$. What is the balanced equation in acidic solution?

يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المركز: $Cu + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO_2$. ما المعادلة الموزونة في وسط حمضي؟

a $Cu + NO_3^- + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + NO_2 + H_2O$ $Cu + NO_3^- + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + NO_2 + H_2O$

b $2Cu + NO_3^- + 4H^+ \rightarrow 2Cu^{2+} + NO_2 + 2H_2O$ $2Cu + NO_3^- + 4H^+ \rightarrow 2Cu^{2+} + NO_2 + 2H_2O$

c $Cu + 2NO_3^- + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + H_2O$ $Cu + 2NO_3^- + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + H_2O$

d $Cu + 2NO_3^- + 4H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$ $Cu + 2NO_3^- + 4H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$

15.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Zinc reduces nitrate to ammonium ion in acidic solution: $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + NH_4^+$. In the balanced equation (smallest whole numbers), what are the coefficients of Zn and H^+?

يختزل الخارصين النترات إلى أيون الأمونيوم في وسط حمضي: $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + NH_4^+$. في المعادلة الموزونة (بأصغر أعداد صحيحة)، ما معاملا Zn وH^+؟

a $Zn = 4 ; H^+ = 10$ $Zn = 4 ; H^+ = 10$

b $Zn = 1 ; H^+ = 4$ $Zn = 1 ; H^+ = 4$

c $Zn = 4 ; H^+ = 8$ $Zn = 4 ; H^+ = 8$

d $Zn = 8 ; H^+ = 10$ $Zn = 8 ; H^+ = 10$

Question **Q16** السؤال

LEARNING OUTCOME

Describe the steps for balancing redox reactions, in basic medium, by the half-reaction method

مخرج التعلم

وصف خطوات موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل

Inspire: Textbook + example problem 5 + practice problems and check your progress

المرجع: الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية وتقويم التقدم **Pages · الصفحات:** 16, 17, 18, 19

Redox Reactions · تفاعلات الأكسدة والاختزال

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

In **basic solution** OH^- ions and H_2O molecules are abundant, so the equation must not contain H^+.

1. Balance the equation exactly as in acidic solution (using H_2O and H^+).
2. Add the same number of **OH^-** ions as there are H^+ ions to **both** sides.
3. Combine $H^+ + OH^- \rightarrow$ **H_2O** on the side that has both.
4. Cancel water molecules that appear on both sides; check atoms and charge.

Alternatively (Practice Problem 25): balance O by adding H_2O and H by adding H_2O to one side and OH^- to the other. Either way, the **last step** involves adding hydroxide ions and water molecules.

Example: $N_2O + ClO^- \rightarrow NO_2^- + Cl^-$ (basic) → $N_2O + 2ClO^- + 2OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 2Cl^- + H_2O$.

في **المحلول القاعدي** تتوافر أيونات OH^- وجزيئات H_2O، لذا يجب ألا تحتوي المعادلة على H^+.

1. نوازن المعادلة تمامًا كما في الوسط الحمضي (باستخدام H_2O وH^+).
2. نضيف عددًا من أيونات OH^- يساوي عدد أيونات H^+ إلى **كلا** الطرفين.
3. ندمج $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ في الطرف الذي يحتوي الاثنين.
4. نختصر جزيئات الماء المتكررة في الطرفين ثم نتحقق من الذرات والشحنة.

أو (المسألة 25): نوازن O بإضافة H_2O، ونوازن H بإضافة H_2O إلى طرف وOH^- إلى الطرف الآخر. وفي الحالتين تتضمن **الخطوة الأخيرة** إضافة أيونات الهيدروكسيد وجزيئات الماء.

مثال: $N_2O + ClO^- \rightarrow NO_2^- + Cl^-$ (وسط قاعدي) ← $N_2O + 2ClO^- + 2OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 2Cl^- + H_2O$.

Table 6 The Half-Reaction Method

1. Write the unbalanced, net ionic equation for the reaction, omitting spectator ions. $Fe + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Cu + 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$ $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Cu + 2Fe^{3+}$
2. Write separate, incomplete equations for the oxidation and reduction half-reactions, including oxidation numbers. $\overset{0}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{2Fe^{3+}}$ (oxidation) $\qquad \overset{+2}{Cu^{2+}} \rightarrow \overset{0}{Cu}$ (reduction)
3. Balance the atoms in the half-reactions. Balance the charges in each half-reaction by adding electrons as reactants or products. $2Fe \rightarrow 2Fe^{3+} + 6e^- \qquad Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
4. Adjust the coefficients so that the number of electrons lost in oxidation equals the number of electrons gained in reduction. $2Fe \rightarrow 2Fe^{3+} + 6e^- \qquad 3Cu^{2+} + 6e^- \rightarrow 3Cu$
5. Add the half-reactions and cancel or reduce like terms on both sides of the equation. $2Fe + 3Cu^{2+} \rightarrow 3Cu + 2Fe^{3+}$
6. Return spectator ions, if desired. Restore state descriptions. $2Fe(s) + 3CuSO_4(aq) \rightarrow 3Cu(s) + Fe_2(SO_4)_3(aq)$

Table 6 – The half-reaction method (p.17) الجدول 6 – طريقة نصف التفاعل (ص17)

PRACTICE Problems ADDITIONAL PRACTICE

Use the half-reaction method to balance the redox equations. Begin by writing the oxidation and reduction half-reactions. Leave the balanced equation in ionic form.

23. $Cr_2O_7^{2-}(aq) + I^-(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + I_2(s)$ (in acidic solution)

24. $Mn^{2+}(aq) + BiO_3^-(aq) \rightarrow MnO_4^-(aq) + Bi^{2+}(aq)$ (in acidic solution)

25. CHALLENGE $N_2O(g) + ClO^-(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + Cl^-(aq)$ (in basic solution)

Practice Problem 25 – basic solution (p.18) المسألة 25 – وسط قاعدي (ص18)

Questions on Q16 (2) **أسئلة السؤال 16 (2)**

16.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

In **basic** solution, which species are used to balance oxygen and في المحلول **القاعدي**، ما المواد المستخدمة لموازنة ذرات الأكسجين

hydrogen atoms?

والهيدروجين؟

a OH^- and H_2O — H_2O و OH^-

b H^+ and H_2O — H_2O و H^+

c O_2 and H_2 — H_2 و O_2

d H^+ and OH^- only — H^+ و OH^- فقط

16.2

جديد · مستوى مرتفع · New · High level

The equation $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 2H^+ \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + H_2O$ is balanced in acidic solution. What is the correct equation in basic solution?

المعادلة $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 2H^+ \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + H_2O$ موزونة في وسط حمضي. ما المعادلة الصحيحة في وسط قاعدي؟

a $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 2OH^- \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2H_2O$ — $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 2OH^- \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2H_2O$

b $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + H_2O \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2OH^-$ — $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + H_2O \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2OH^-$

c $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2OH^-$ — $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2OH^-$

d $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2OH^- + H_2O + 2H^+$ — $3SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + 2OH^- + H_2O +$

Question
Q17
السؤال

LEARNING OUTCOME
Balance redox reaction in basic medium using half-reaction method

مخرج التعلم
موازنة تفاعل الأكسدة والاختزال في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل

Inspire: Textbook + example problem 5 + practice problems and check your progress

المرجع: الكتاب + المثال 5 + مسائل تدريبية وتقويم التقدم **الصفحات · Pages**: 16, 17, 18, 19

تفاعلات الأكسدة والاختزال · Redox Reactions

Explanation (Textbook)

الشرح (من الكتاب)

In **basic solution** OH^- ions and H_2O molecules are abundant, so the equation must not contain H^+.

1. Balance the equation exactly as in acidic solution (using H_2O and H^+).
2. Add the same number of **OH^-** ions as there are H^+ ions to **both** sides.
3. Combine $H^+ + OH^- \rightarrow$ **H_2O** on the side that has both.
4. Cancel water molecules that appear on both sides; check atoms and charge.

Alternatively (Practice Problem 25): balance O by adding H_2O and H by adding H_2O to one side and OH^- to the other. Either way, the **last step** involves adding hydroxide ions and water molecules.

Example: $N_2O + ClO^- \rightarrow NO_2^- + Cl^-$ (basic) → $N_2O + 2ClO^- + 2OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 2Cl^- + H_2O$.

Worked example (Practice Problem 25):
Oxidation: $N_2O + 6OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 3H_2O + 4e^-$

في **المحلول القاعدي** تتوافر أيونات OH^- وجزيئات H_2O، لذا يجب ألا تحتوي المعادلة على H^+.

1. نوازن المعادلة تمامًا كما في الوسط الحمضي (باستخدام H_2O وH^+).
2. نضيف عددًا من أيونات OH^- يساوي عدد أيونات H^+ إلى **كلا** الطرفين.
3. ندمج $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ في الطرف الذي يحتوي الاثنين.
4. نختصر جزيئات الماء المتكررة في الطرفين ثم نتحقق من الذرات والشحنة.

أو (المسألة 25): نوازن O بإضافة H_2O، ونوازن H بإضافة H_2O إلى طرف وOH^- إلى الطرف الآخر. وفي الحالتين تتضمن **الخطوة الأخيرة** إضافة أيونات الهيدروكسيد وجزيئات الماء.

مثال: $N_2O + ClO^- \rightarrow NO_2^- + Cl^-$ (وسط قاعدي) ← $N_2O + 2ClO^- + 2OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 2Cl^- + H_2O$.

مثال محلول (المسألة 25):

Reduction: $ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2OH^-$ (×2)
Sum: $N_2O + 2ClO^- + 2OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 2Cl^- + H_2O$

الاكسدة: $N_2O + 6OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 3H_2O + 4e^-$
الاختزال: (2×) $ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2OH^-$
الجمع: $N_2O + 2ClO^- + 2OH^- \rightarrow 2NO_2^- + 2Cl^- + H_2O$

PRACTICE Problems — ADDITIONAL PRACTICE

Use the half-reaction method to balance the redox equations. Begin by writing the oxidation and reduction half-reactions. Leave the balanced equation in ionic form.

23. $Cr_2O_7^{2-}(aq) + I^-(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + I_2(s)$ (in acidic solution)

24. $Mn^{2+}(aq) + BiO_3^-(aq) \rightarrow MnO_4^-(aq) + Bi^{2+}(aq)$ (in acidic solution)

25. CHALLENGE $N_2O(g) + ClO^-(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + Cl^-(aq)$ (in basic solution)

Practice Problem 25 – basic solution (p.18)

المسألة 25 – وسط قاعدي (ص18)

Questions on Q17 (2)

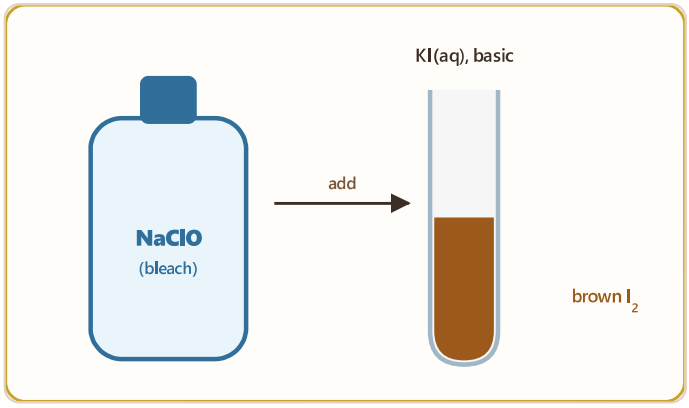
أسئلة السؤال 17 (2)

17.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Bleach oxidizes iodide in basic solution: $ClO^- + I^- \rightarrow Cl^- + I_2$.
What is the balanced equation?

يؤكسد المبيض أيونات اليوديد في وسط قاعدي: $ClO^- + I^- \rightarrow Cl^- + I_2$. ما المعادلة الموزونة؟



a $ClO^- + 2I^- + 2H^+ \rightarrow Cl^- + I_2 + H_2O$ — $ClO^- + 2I^- + 2H^+ \rightarrow Cl^- + I_2 + H_2O$

b $ClO^- + I^- + H_2O \rightarrow Cl^- + I_2 + OH^-$ — $ClO^- + I^- + H_2O \rightarrow Cl^- + I_2 + OH^-$

c $ClO^- + 2I^- + H_2O \rightarrow Cl^- + I_2 + 2OH^-$ — $ClO^- + 2I^- + H_2O \rightarrow Cl^- + I_2 + 2OH^-$

d $2ClO^- + 2I^- \rightarrow 2Cl^- + I_2 + O_2$ — $2ClO^- + 2I^- \rightarrow 2Cl^- + I_2 + O_2$

17.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Which is the correctly balanced oxidation half-reaction $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$ in **basic** solution?

ما نصف تفاعل الأكسدة $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$ الموزون بشكل صحيح في محلول قاعدي؟

a $NO_2^- + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2H^+ + 2e^-$ — $NO_2^- + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2H^+ + 2e^-$

b $NO_2^- + 2OH^- \rightarrow NO_3^- + H_2O + 2e^-$ — $NO_2^- + 2OH^- \rightarrow NO_3^- + H_2O + 2e^-$

c $NO_2^- + OH^- \rightarrow NO_3^- + H^+ + e^-$ — $NO_2^- + OH^- \rightarrow NO_3^- + H^+ + e^-$

d $NO_2^- + 2OH^- + 2e^- \rightarrow NO_3^- + H_2O$ — $NO_2^- + 2OH^- + 2e^- \rightarrow NO_3^- + H_2O$

Question
Q18
السؤال

LEARNING OUTCOME
Describe an electrochemical cell while specifying its types

مخرج التعلم
وصف الخلية الكهروكيميائية مع تحديد أنواعها

Inspire: Figures 1,2 + textbook **المرجع:** الأشكال 1,2 + الكتاب **Pages** · **الصفحات**: 25, 26
Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Electrochemistry is the study of the redox processes by which chemical energy is converted to electrical energy and vice versa.

An **electrochemical cell** is an apparatus that uses a redox reaction to produce electrical energy, or uses electrical energy to cause a chemical reaction. There are two types:

	Voltaic (galvanic) cell	**Electrolytic cell**
Energy change	chemical → electrical	electrical → chemical
Redox reaction	spontaneous	non-spontaneous (driven by a power source)
Example	batteries, Zn–Cu cell (Figure 2)	electrolysis, electroplating

The voltaic cell is named after **Alessandro Volta** (1745–1827). It consists of two **half-cells**, where oxidation and reduction take place separately. Each half-cell contains an **electrode** (a conductor such as a metal strip or graphite) in a solution of ions. The electrode where **oxidation** occurs is the **anode**; the electrode where **reduction** occurs is the **cathode**.

Figure 1: (a) Zn in 1 M Zn^{2+} and Cu in 1 M Cu^{2+}; (b) a wire alone provides a pathway for electrons, but the circuit is not complete – electron transfer is still not possible. **Figure 2:** adding a **salt bridge** completes the circuit and the bulb lights.

الكيمياء الكهربائية هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والعكس.

الخلية الكهروكيميائية جهاز يستخدم تفاعل أكسدة واختزال لإنتاج طاقة كهربائية، أو يستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي. ولها نوعان:

	الخلية الجلفانية (الفولتية)	**خلية التحليل الكهربائي**
تحول الطاقة	كيميائية ← كهربائية	كهربائية ← كيميائية
تفاعل الأكسدة والاختزال	تلقائي	غير تلقائي (بمصدر طاقة)
مثال	البطاريات، خلية Zn–Cu (الشكل 2)	التحليل الكهربائي، الطلاء الكهربائي

سميت الخلية الفولتية نسبة إلى **أليساندرو فولتا** (1745–1827). وتتكون من **نصفي خلية** تحدث فيهما الأكسدة والاختزال منفصلتين. يحتوي كل نصف خلية على **قطب** (موصل مثل شريط فلزي أو جرافيت) في محلول أيونات. القطب الذي تحدث عنده **الأكسدة** هو **الأنود**، والقطب الذي يحدث عنده **الاختزال** هو **الكاثود**.

الشكل 1: (a) خارصين في 1 M من Zn^{2+} ونحاس في 1 M من Cu^{2+}؛ (b) السلك وحده يوفر مسارًا للإلكترونات لكن الدائرة غير مكتملة فلا يحدث انتقال للإلكترونات. **الشكل 2:** إضافة **القنطرة الملحية** تكمل الدائرة فيضيء المصباح.

Electrochemical cells

The device shown in **Figure 2** is a type of electrochemical cell called a voltaic cell. An **electrochemical cell** is an apparatus that uses a redox reaction to produce electrical energy or uses electrical energy to cause a chemical reaction. A **voltaic cell** is a type of electrochemical cell that converts chemical energy to electrical energy by a spontaneous redox reaction. The voltaic cell is named for Alessandro Volta (1745–1827), the Italian physicist who is credited with its invention in 1800. A replica of one of the first cells he made is shown in **Figure 3.**

Chemistry of Voltaic Cells

An electrochemical cell consists of two parts called **half-cells,** in which the separate oxidation and reduction reactions take place. Each half-cell contains an electrode and a solution containing ions. An electrode is an electrically conductive material, usually a

metallic strip of graphite, that conducts electrons into and out of the solution in the half cell. In **Figure 2**, the beaker with the zinc electrode is where the oxidation half of the redox reaction takes place. The beaker with the copper electrode is where the reduction half of the reaction takes place. The reaction that takes place in each half cell is called a half-cell reaction. The electrode where oxidation takes place is called the anode. The electrode where reduction takes place is called the cathode.

Electrochemical cells – textbook (p.25) الخلايا الكهروكيميائية – الكتاب (ص25)

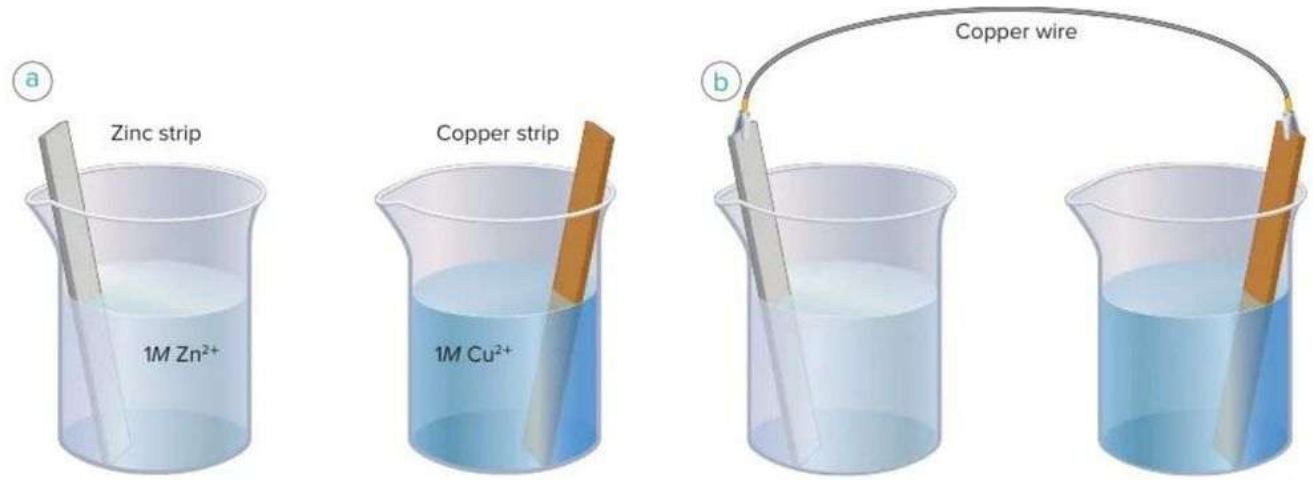


Figure 1 In **a**, zinc metal is immersed in 1*M* zinc sulfate solution, and copper metal in 1*M* copper(II) sulfate. In **b**, a wire joining the zinc and copper strips provides a pathway for the flow of electrons, but the pathway is not complete. Electron transfer is still not possible.

Figure 1 – Zinc and copper half-cells (p.25) الشكل 1 – نصفا خلية الخارصين والنحاس (ص25)

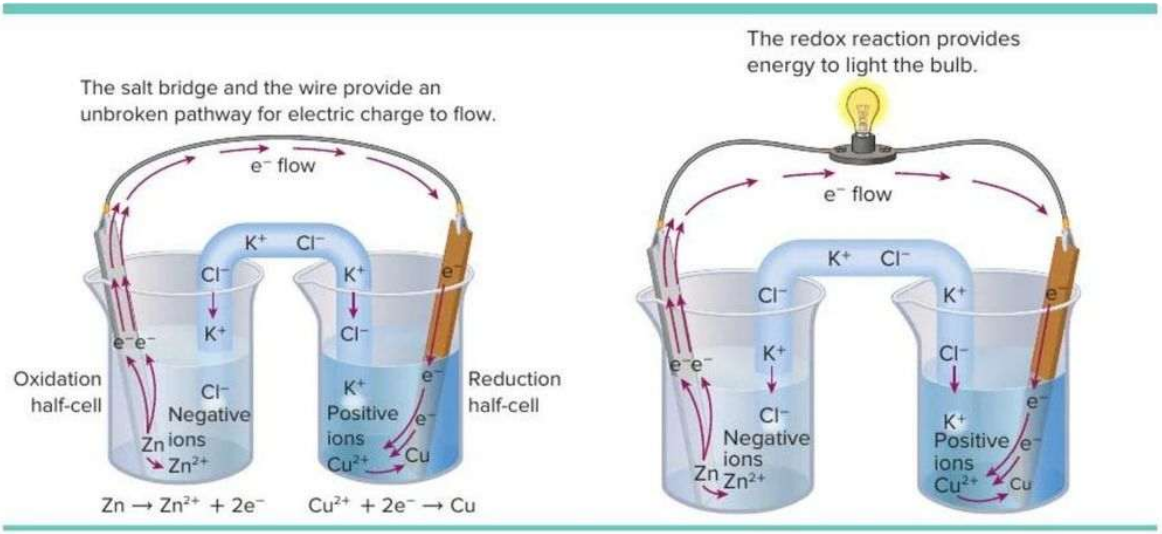


Figure 2 The addition of a salt bridge completes the pathway. Negative ions move through the salt bridge to the zinc side. Positive ions move through the bridge to the copper side.

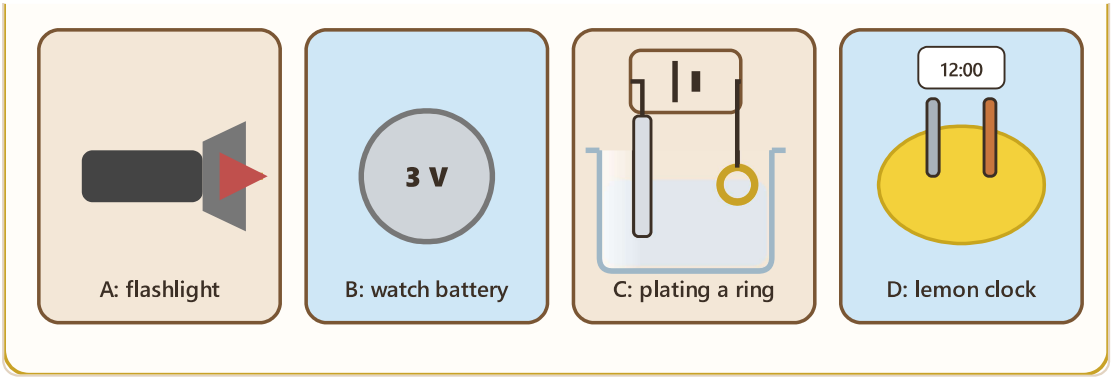
Figure 2 – The salt bridge completes the pathway (p.26) الشكل 2 – القنطرة الملحية تكمل المسار (ص26)

Questions on Q18 (2) أسئلة السؤال 18 (2)

18.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

The figure shows four devices. Which one operates as an **electrolytic cell**?

يوضح الشكل أربعة أجهزة. أيها يعمل بوصفه **خلية تحليل كهربائي**؟



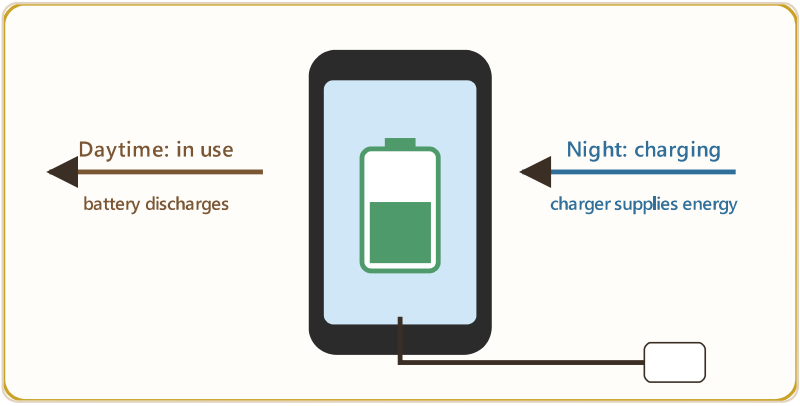
a	A flashlight battery lighting a bulb	بطارية مصباح يدوي تضيء مصباحًا
b	A watch battery	بطارية ساعة
c	A lemon cell running a small clock	خلية ليمون تشغل ساعة صغيرة
d	A tank for silver-plating a ring connected to a power supply	حوض لطلاء خاتم بالفضة متصل بمصدر طاقة

18.2

جديد · مستوى مرتفع · New · High level

A rechargeable phone battery is used during the day and charged at night. Which statement is correct?

تستخدم بطارية هاتف قابلة للشحن نهارًا وتشحن ليلًا. أي العبارات صحيحة؟



a	It is a voltaic cell while charging and an electrolytic cell while in use	تكون خلية فولتية أثناء الشحن وخلية تحليلية أثناء الاستخدام
b	It is always an electrolytic cell	تكون خلية تحليلية دائمًا
c	It is always a voltaic cell	تكون خلية فولتية دائمًا
d	It is a voltaic cell while in use (spontaneous) and an electrolytic cell while charging (non-spontaneous)	تكون خلية فولتية أثناء الاستخدام (تلقائي) وخلية تحليلية أثناء الشحن (غير تلقائي)

Question
Q19
السؤال

LEARNING OUTCOME

Identify components of a voltaic or galvanic cell (anode, cathode, salt bridge or porous barrier, wires, electrolyte compartments); while explaining the role of each component, when does the reaction start and determining the direction of electron and current flow

مخرج التعلم

تحديد مكونات الخلية الجلفانية (الأنود، الكاثود، القنطرة الملحية أو الحاجز المسامي، الأسلاك، أوعية المحاليل) مع توضيح دور كل منها ومتى يبدأ التفاعل واتجاه سريان الإلكترونات والتيار

Inspire: Figures 1,2 + textbook **المرجع:** الأشكال 1,2 + الكتاب **Pages · الصفحات:** 25, 26

Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Component	Role
Anode (e.g. Zn)	Oxidation: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$; source of electrons; negative electrode in a voltaic cell; its mass decreases.
Cathode (e.g. Cu)	Reduction: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$; receives electrons; positive electrode; its mass increases.
External wire	Pathway for **electrons** from anode to cathode.
Salt bridge / porous barrier	Pathway for **ions** (e.g. KCl): negative ions move toward the anode (zinc side), positive ions toward the cathode (copper side). Keeps the solutions neutral and completes the circuit; it does **not** carry electrons.
Electrolyte compartments	Solutions of the metal ions (1 M $ZnSO_4$, 1 M $CuSO_4$).

- The reaction **starts** only when the circuit is complete (wire + salt bridge).
- **Electrons** flow through the wire from anode → cathode; the **conventional current** flows in the opposite direction (cathode → anode).
- Flow of electrons + flow of ions = continuous electric current. **Figure 4:** like a roller coaster, the difference in potential energy between electrodes drives the electrons.

المكون	الدور
الأنود (مثل Zn)	أكسدة: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$؛ مصدر الإلكترونات؛ القطب السالب في الخلية الجلفانية؛ تقل كتلته.
الكاثود (مثل Cu)	اختزال: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$؛ يستقبل الإلكترونات؛ القطب الموجب؛ تزداد كتلته.
السلك الخارجي	مسار **للإلكترونات** من الأنود إلى الكاثود.
القنطرة الملحية / الحاجز المسامي	مسار **للأيونات** (مثل KCl): تتجه الأيونات السالبة نحو الأنود (جهة الخارصين) والموجبة نحو الكاثود (جهة النحاس). تحافظ على تعادل المحاليل وتكمل الدائرة، **ولا** تنقل الإلكترونات.
أوعية المحاليل	محاليل أيونات الفلزات (1 M $ZnSO_4$; 1 M $CuSO_4$).

- **يبدأ** التفاعل فقط عندما تكتمل الدائرة (السلك + القنطرة الملحية).
- تسري **الإلكترونات** في السلك من الأنود ← الكاثود، ويسري **التيار الاصطلاحي** في الاتجاه المعاكس (الكاثود ← الأنود).
- تدفق الإلكترونات + تدفق الأيونات = تيار كهربائي مستمر.
الشكل 4: مثل قطار الملاهي، فرق طاقة الوضع بين القطبين يدفع الإلكترونات.

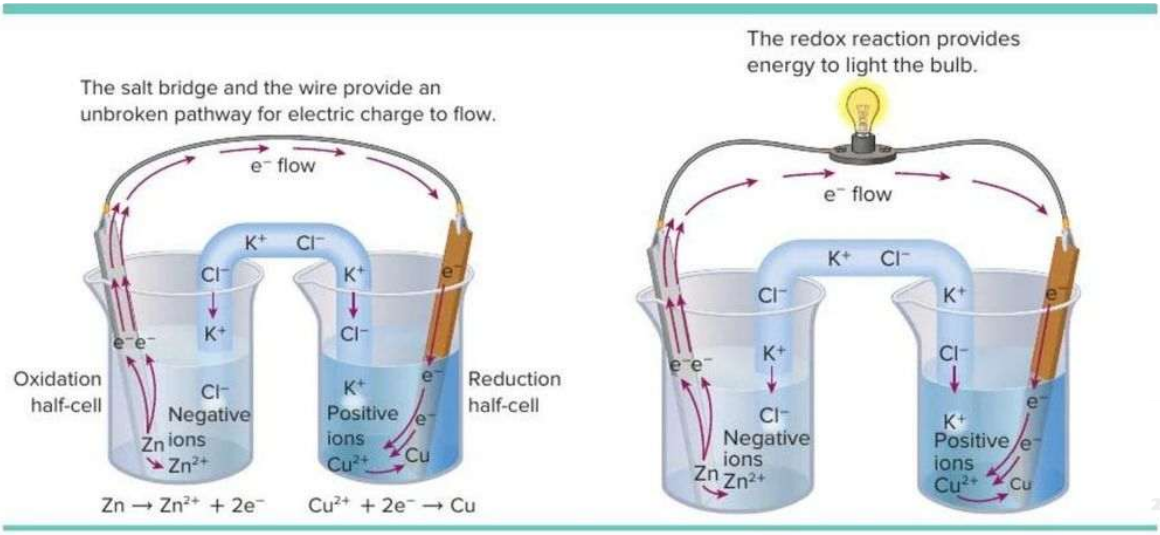


Figure 2 The addition of a salt bridge completes the pathway. Negative ions move through the salt bridge to

the zinc side. Positive ions move through the bridge to the copper side.

Figure 2 – Salt bridge and electron flow (p.26) الشكل 2 – القنطرة الملحية وسريان الإلكترونات (ص26)



Figure 4 The roller coaster at the top of the track has high potential energy relative to the track below because of the difference in height. Similarly, an electrochemical cell has potential energy to produce a current because there is a difference in the ability of the electrodes to move electrons from the anode to the cathode.

Figure 4 – Potential energy difference drives electrons (p.27) الشكل 4 – فرق طاقة الوضع يدفع الإلكترونات (ص27)

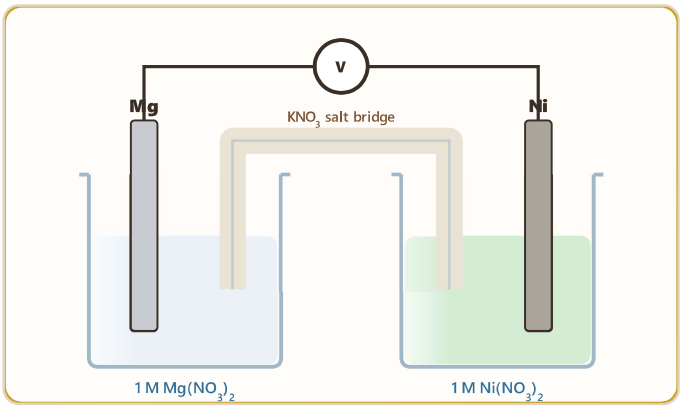
Questions on Q19 (2) أسئلة السؤال 19 (2)

19.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

The voltaic cell shown uses a salt bridge containing KNO_3. Mg is the anode and Ni is the cathode. Toward which half-cell do the NO_3^- ions of the salt bridge move?

تستخدم الخلية الفولتية الموضحة قنطرة ملحية تحتوي KNO_3. Mg هو الأنود وNi هو الكاثود. نحو أي نصف خلية تتحرك أيونات NO_3^- من القنطرة الملحية؟



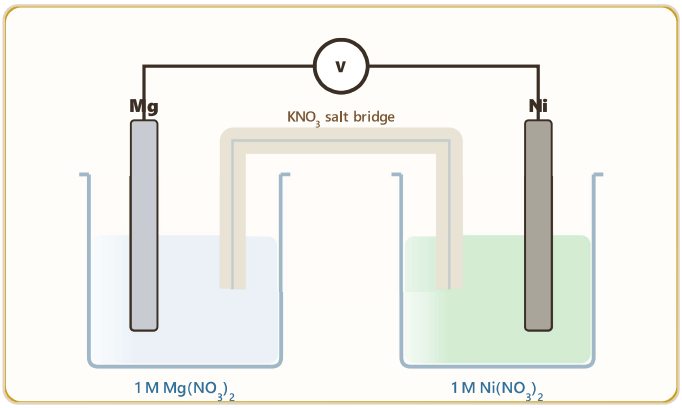
a	Through the wire to the voltmeter	عبر السلك إلى الفولتميتر
b	Toward the Ni half-cell, to balance the Ni^{2+} ions	نحو نصف خلية Ni لموازنة أيونات Ni^{2+}
c	Toward the Mg half-cell, to balance the Mg^{2+} ions being formed	نحو نصف خلية Mg لموازنة أيونات Mg^{2+} المتكونة
d	They do not move	لا تتحرك

19.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

In the same Mg–Ni cell, the salt bridge is suddenly lifted out of the beakers. What happens, and why?

في خلية Mg–Ni نفسها، رفعت القنطرة الملحية فجأة من الكأسين. ماذا يحدث ولماذا؟



a	The voltage doubles because there is less resistance	يتضاعف الجهد لقلة المقاومة
b	Electrons start flowing through the solutions instead	تبدأ الإلكترونات بالسريان عبر المحاليل بدلًا من السلك
c	The current stops: the circuit is open and charge would build up in each beaker	يتوقف التيار: الدائرة مفتوحة وستتراكم الشحنات في كل كأس
d	The reaction continues but in the reverse direction	يستمر التفاعل لكن في الاتجاه المعاكس

Question
Q20
السؤال

LEARNING OUTCOME
Write the oxidation and reduction half-reactions occurring at cathode and anode for a voltaic cell

مخرج التعلم
كتابة نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال اللذين يحدثان عند الكاثود والأنود في الخلية الجلفانية

Inspire: Textbook + figure 6 **المرجع:** الكتاب + الشكل 6 **Pages · الصفحات**: 27, 31 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

- **Anode** (oxidation, electrons are products): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
- **Cathode** (reduction, electrons are reactants): $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
- Overall: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

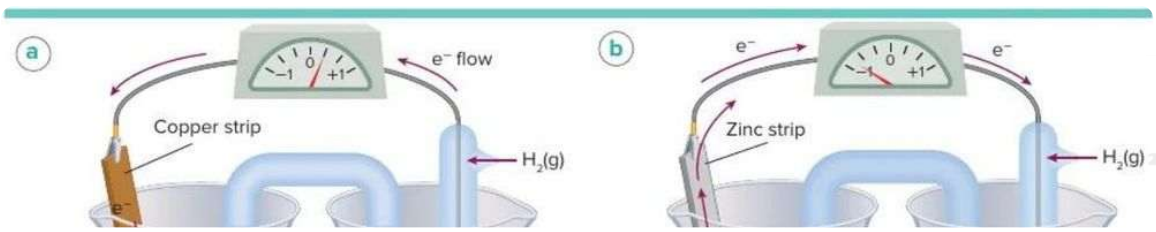
The species with the **higher** reduction potential is reduced at the cathode; the other half-reaction is reversed and becomes the oxidation at the anode.

Figure 6: (a) $Cu|Cu^{2+}$ connected to the standard hydrogen electrode: electrons flow toward the copper strip; Cu^{2+} is reduced ($Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$) and H_2 is oxidized ($H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$). (b) $Zn|Zn^{2+}$ connected to the SHE: electrons flow away from zinc; Zn is oxidized ($Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$) and H^+ is reduced ($2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$).

- **الأنود** (أكسدة، الإلكترونات نواتج): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
- **الكاثود** (اختزال، الإلكترونات متفاعلات): $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
- التفاعل الكلي: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

المادة ذات جهد الاختزال **الأعلى** تختزل عند الكاثود، ونصف التفاعل الآخر يعكس فيصبح أكسدة عند الأنود.

الشكل 6: (a) قطب $Cu|Cu^{2+}$ متصل بقطب الهيدروجين القياسي: تسري الإلكترونات نحو شريط النحاس؛ يختزل ($Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$) ويتأكسد ($H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$). (b) قطب $Zn|Zn^{2+}$ متصل بقطب الهيدروجين: تسري الإلكترونات بعيدًا عن الخارصين؛ يتأكسد Zn ($Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$) ويختزل H^+ ($2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$).



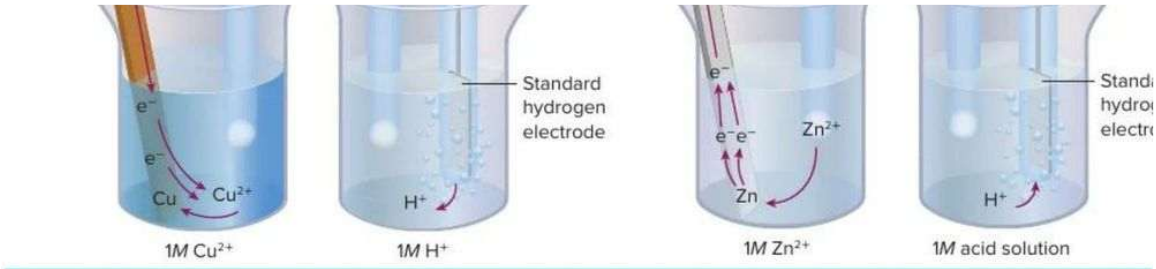


Figure 6 **a.** When a Cu^{2+} | Cu electrode is connected to the hydrogen electrode, electrons flow toward the copper strip and reduce Cu^{2+} ions to Cu atoms. **b.** When a Zn | Zn^{2+} electrode is connected to the hydrogen electrode, electrons flow away from the zinc strip and zinc atoms are oxidized to Zn^{2+} ions.

Figure 6 – Cu and Zn half-cells connected to the SHE (p.31) الشكل 6 – نصفا خلية Cu وZn متصلان بقطب الهيدروجين القياسي (ص31)

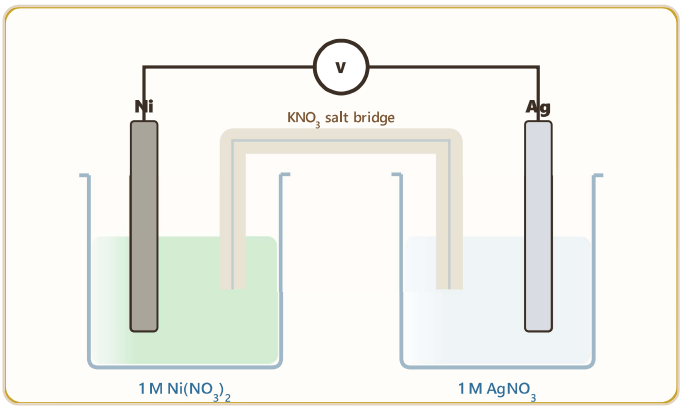
Questions on Q20 (2) أسئلة السؤال 20 (2)

20.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

The figure shows the cell $Ni \mid Ni^{2+} \parallel Ag^{+} \mid Ag$. What is the reaction at the **cathode**?

يوضح الشكل الخلية $Ni \mid Ni^{2+} \parallel Ag^{+} \mid Ag$. ما التفاعل عند **الكاثود**؟



a $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$ $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$

b $Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$ $Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$

c $Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-}$ $Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-}$

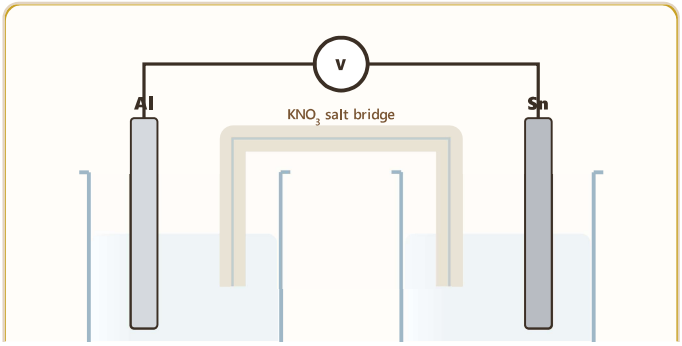
d $Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$ $Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$

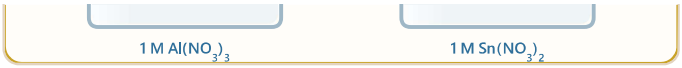
20.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

In the Al–Sn voltaic cell shown (Al^{3+}/Al −1.662 V, Sn^{2+}/Sn −0.1375 V), which pair of half-reactions is correct?

في الخلية الفولتية Al–Sn الموضحة (Al^{3+}/Al −1.662 V ; Sn^{2+}/Sn −0.1375 V)، أي زوج من أنصاف التفاعلات صحيح؟





a	Anode: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$; Cathode: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	الأنود: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$ ؛ الكاثود: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
b	Anode: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$; Cathode: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	الأنود: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ ؛ الكاثود: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$
c	Anode: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$; Cathode: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$	الأنود: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$ ؛ الكاثود: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$
d	Anode: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$; Cathode: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$	الأنود: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ ؛ الكاثود: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$

Question
Q21
السؤال

LEARNING OUTCOME
Define the reduction potential and standard electrode potential (E°)

مخرج التعلم
تعريف جهد الاختزال وجهد القطب القياسي (E°)

Inspire: Table 1 + textbook **المرجع:** الجدول 1 + الكتاب **Pages · الصفحات**: 29, 30 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

The tendency of a substance to gain electrons is its **reduction potential**. It cannot be measured directly for a single half-cell; it is measured relative to the standard hydrogen electrode (E° = 0.000 V). The electrical potential difference between two points is measured in **volts (V)**.

The **standard reduction potential (E°)** of a half-cell is its reduction potential measured against the SHE under **standard conditions: 25 °C, 1 atm and 1 M ion concentration**.

- **Table 1** lists half-reactions as reductions in order of increasing E°.
- More positive E° → greater tendency to be reduced → stronger oxidizing agent (e.g. F_2, Au^{3+}, Ag^+).
- More negative E° → greater tendency to be oxidized → stronger reducing agent (e.g. Li, Na, Mg).
- E° does **not** change when a half-reaction is multiplied by a factor.

Half-reaction	E° (V)	Half-reaction	E° (V)
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$	−3.0401	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	−0.1262
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	−2.868	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0.0000
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$	−2.71	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0.3419
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	−2.372	$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.5355
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	−1.662	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0.7996
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons$	−0.7618	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons$	+0.851

ميل المادة لاكتساب الإلكترونات هو **جهد الاختزال**. لا يمكن قياسه مباشرة لنصف خلية واحد، بل يقاس بالنسبة لقطب الهيدروجين القياسي (E° = 0.000 V). ويقاس فرق الجهد الكهربائي بين نقطتين **بالفولت (V)**.

جهد الاختزال القياسي (E°) لنصف الخلية هو جهد اختزاله مقاسًا مقابل قطب الهيدروجين القياسي في **الظروف القياسية: 25 °C و1 atm وتركيز أيونات 1 M**.

- **الجدول 1** يسرد أنصاف التفاعلات كاختزال مرتبة حسب تزايد E°.
- كلما كان E° أكثر إيجابية ← زاد ميل الاختزال ← عامل مؤكسد أقوى (مثل F_2 وAu^{3+} وAg^+).
- كلما كان E° أكثر سالبية ← زاد ميل التأكسد ← عامل مختزل أقوى (مثل Li وNa وMg).
- لا يتغير E° عند ضرب نصف التفاعل في معامل.

Half-reaction	E° (V)	Half-reaction	E° (V)
$e^- \rightleftharpoons + Li^+$ Li	−3.0401	$2e^- + Pb^{2+} \rightleftharpoons$ Pb	−0.1262
$2e^- + Ca^{2+} \rightleftharpoons$ Ca	−2.868	$^-2e + 2H^+ \rightleftharpoons H_2$	0.0000
$e^- \rightleftharpoons + Na^+$ Na	−2.71	$2e^- + Cu^{2+} \rightleftharpoons$ Cu	+0.3419
$2e^- + Mg^{2+} \rightleftharpoons$ Mg	−2.372	$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.5355
$3e^- + Al^{3+} \rightleftharpoons$ Al	−1.662	$e^- \rightleftharpoons + Ag^+$ Ag	+0.7996
$2e^- + Zn^{2+} \rightleftharpoons$ Zn	−0.7618	$2e^- + Hg^{2+} \rightleftharpoons$ Hg	+0.851
$2e^- + Fe^{2+}$	−0.447	$2e^- + Pt^{2+}$	+1.18

Zn		Hg	
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	−0.447	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	+1.18
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	−0.257	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	+1.498
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	−0.1375	$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.866

	$\rightleftharpoons Pt$		$\rightleftharpoons Fe$
1.498+	$3e^- + Au^{3+} \rightleftharpoons Au$	0.257−	$2e^- + Ni^{2+} \rightleftharpoons Ni$
2.866+	$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	0.1375−	$2e^- + Sn^{2+} \rightleftharpoons Sn$

Calculating Electrochemical Cell Potentials

Recall that gaining electrons is called reduction. Building on this fact, the tendency of a substance to gain electrons is its **reduction potential.** The reduction potential of an electrode cannot be determined directly because the reduction half-reaction must be coupled with an oxidation half-reaction. When two half-reactions are coupled, the voltage generated corresponds to the difference in potential between the half-reactions. The electrical potential difference between two points is expressed in volts (V).

Calculating electrochemical cell potentials (p.29) حساب جهود الخلايا الكهروكيميائية (ص29)

Table 1 Standard Reduction Potentials

Half-Reaction	E°(V)	Half-Reaction	E°(V)
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$	−3.0401	$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$	+0.153
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	−2.868	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0.3419
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$	−2.71	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	+0.401
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	−2.372	$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.5355
$Be^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Be$	−1.847	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0.771
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	−1.662	$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	+0.775
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	−1.185	$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg$	+0.7973
$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	−0.913	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0.7996
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	−0.8277	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	+0.851
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	−0.7618	$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0.920
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	−0.744	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	+0.957
$S + 2e^- \rightleftharpoons S^{2-}$	−0.47627	$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1.066
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	−0.447	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	+1.18
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	−0.4030	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.229
$PbI_2 + 2e^- \rightleftharpoons Pb + 2I^-$	−0.365	$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.35827
$PbSO_4 + 2e^- \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	−0.3588	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	+1.498
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	−0.28	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.507
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	−0.257	$Au^+ + e^- \rightleftharpoons Au$	+1.692
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	−0.1375	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.776
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	−0.1262	$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	+1.92
$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$	−0.037	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	+2.010
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	**0.0000**	$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.866

Table 1 – Standard reduction potentials (p.30) الجدول 1 – جهود الاختزال القياسية (ص30)

Questions on Q21 (2) **أسئلة السؤال 21 (2)**

21.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

What does a large **negative** standard reduction potential (for example $Li^+/Li = -3.04$ V) indicate?

ماذا يدل جهد الاختزال القياسي **السالب** الكبير (مثل $Li^+/Li = -3.04$ V)؟

a Li^+ ions are very easily reduced — أيونات Li^+ تختزل بسهولة كبيرة

b Li does not react with water — Li لا يتفاعل مع الماء

c Li is a strong oxidizing agent — Li عامل مؤكسد قوي

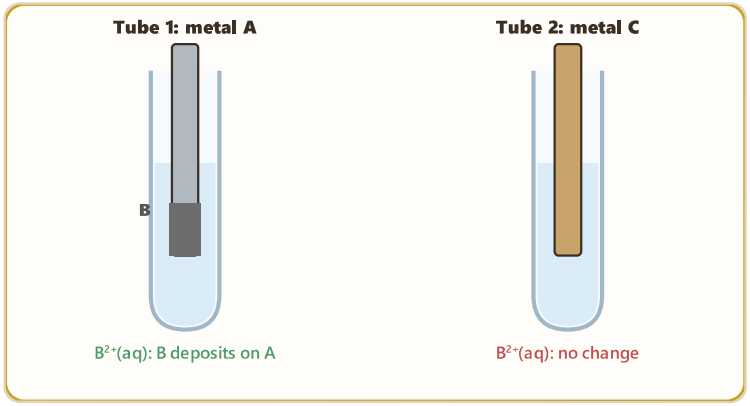
d	Li metal is very easily oxidized and is a strong reducing agent	فلز Li يتأكسد بسهولة كبيرة وهو عامل مختزل قوي

21.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

The figure shows two test tubes, each containing a solution of B^{2+} ions. In tube 1, metal A dissolves and metal B deposits on it; in tube 2, metal C shows no change. What is the order of the standard reduction potentials?

يوضح الشكل أنبوبي اختبار يحتوي كل منهما على محلول أيونات B^{2+}. في الأنبوب 1 يذوب الفلز A ويترسب عليه الفلز B، وفي الأنبوب 2 لا يحدث أي تغير للفلز C. ما ترتيب جهود الاختزال القياسية؟



a	$E°(A) < E°(B) < E°(C)$	$E°(A) < E°(B) < E°(C)$
b	$E°(C) < E°(B) < E°(A)$	$E°(C) < E°(B) < E°(A)$
c	$E°(B) < E°(A) < E°(C)$	$E°(B) < E°(A) < E°(C)$
d	$E°(A) < E°(C) < E°(B)$	$E°(A) < E°(C) < E°(B)$

Question
Q22
السؤال

LEARNING OUTCOME
Describe standard hydrogen electrode (SHE), while identifying the importance of its E° value and writing the half-cell reactions of the two possible reactions that could occur at the hydrogen electrode

مخرج التعلم
وصف قطب الهيدروجين القياسي (SHE) وأهمية قيمة °E له وكتابة نصفي التفاعل المحتملين عند قطب الهيدروجين

Inspire: Figures 5,6 + textbook **المرجع:** الأشكال 5,6 + الكتاب **Pages · الصفحات**: 29, 31

Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook)

Figure 5: the **standard hydrogen electrode** consists of a **platinum electrode** immersed in an acidic solution that is **1 M in H^+**, with **hydrogen gas at 1 atm** bubbling over it, at **25 °C**. Its reduction potential is defined as **0.000 V**.

Importance: because a single half-cell potential cannot be measured, the SHE is used as the **reference**; all values in Table 1 are measured against it.

- As a **cathode** (when connected to an electrode with negative E°, e.g. Zn): $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$
- As an **anode** (when connected to an electrode with

الشرح (من الكتاب)

الشكل 5: يتكون **قطب الهيدروجين القياسي** من **قطب بلاتين** مغمور في محلول حمضي تركيز H^+ **فيه 1 M**، ويضخ فوقه **غاز الهيدروجين بضغط 1 atm** عند **25 °C**. ويعرّف جهد اختزاله بأنه **0.000 V**.

الأهمية: بما أنه لا يمكن قياس جهد نصف خلية منفرد، يستخدم قطب الهيدروجين القياسي **مرجعًا**؛ وجميع قيم الجدول 1 مقاسة بالنسبة إليه.

- بوصفه **كاثودًا** (عند توصيله بقطب له °E سالب مثل Zn): $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$
- بوصفه **أنودًا** (عند توصيله بقطب له °E موجب مثل Cu): $H_2(g) \rightarrow 2H^+(aq) + 2e^-$

positive E°, e.g. Cu): $H_2(g) \rightarrow 2H^+(aq) + 2e^-$

Notation example: $H_2 \mid H^+ \parallel Cu^{2+} \mid Cu$, E°cell = +0.342 V → E° (Cu^{2+}/Cu) = +0.342 V.

مثال على الرمز: $H_2 \mid H^+ \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ ، E°cell = +0.342 V → E° (Cu^{2+}/Cu) = +0.342 V.

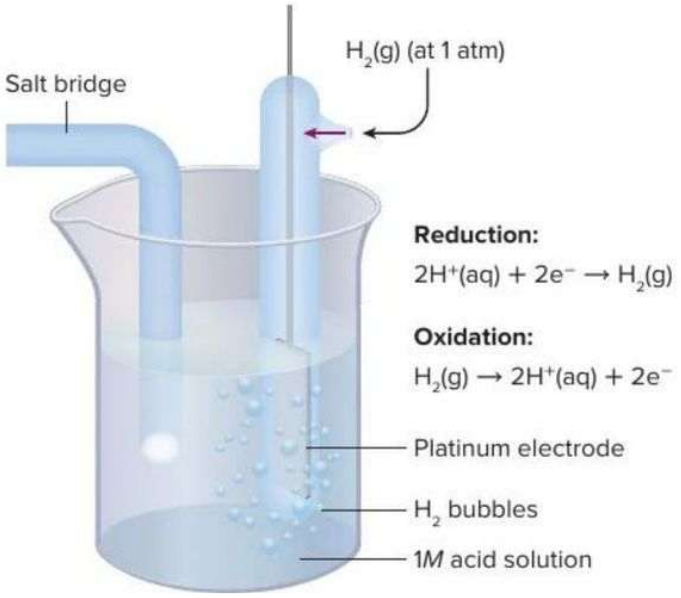


Figure 5 A standard hydrogen electrode consists of a platinum electrode with hydrogen gas at 1 atm pressure bubbling into an acidic solution that is 1*M* in hydrogen ions. The reduction potential for this configuration is defined as 0.000 V.

Figure 5 – The standard hydrogen electrode (p.29)

الشكل 5 – قطب الهيدروجين القياسي (ص29)

Reduction

$$2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) \qquad E^0 = 0.000\ V$$

Oxidation

Half-reactions at the hydrogen electrode

نصفا التفاعل عند قطب الهيدروجين

actant Product Reactant Product

$$H_2 \mid H^+ \parallel Cu^{2+} \mid Cu \qquad E^0_{Cu} = +0.342\ V$$

Oxidation half-cell

Reduction half-cell

Cell notation with the SHE (p.31)

رمز الخلية مع قطب الهيدروجين القياسي (ص31)

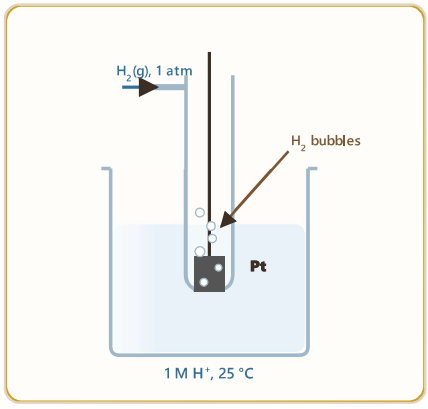
Questions on Q22 (2) أسئلة السؤال 22 (2)

22.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

In the standard hydrogen electrode shown, what is the role of the platinum electrode?

في قطب الهيدروجين القياسي الموضح، ما دور قطب البلاتين؟



a It is oxidized to Pt^{2+} ions — يتأكسد إلى أيونات Pt^{2+}

b It keeps $[H^+]$ at 1 M — يحافظ على $[H^+]$ عند 1 M

c It supplies hydrogen gas — يزود غاز الهيدروجين

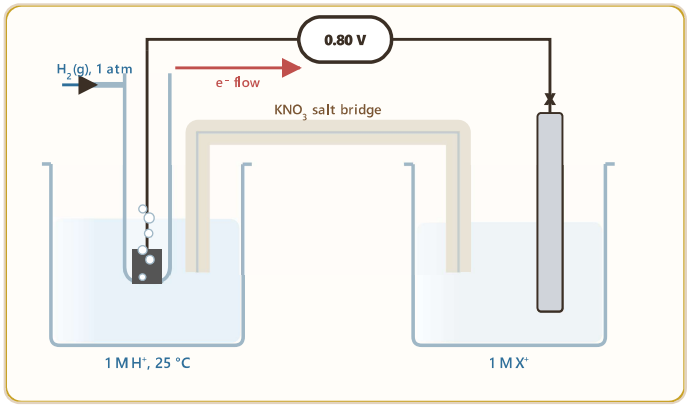
d It provides an inert, conducting surface on which $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$ takes place — يوفر سطحًا خاملًا موصلًا يحدث عليه $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$

22.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

A half-cell $X^+|X$ is connected to the SHE as shown. Electrons flow through the wire from the SHE to electrode X and the voltmeter reads 0.80 V. Which is correct?

وصل نصف الخلية $X^+|X$ بقطب الهيدروجين القياسي كما في الشكل. تسري الإلكترونات في السلك من قطب الهيدروجين إلى القطب X ويقرأ الفولتميتر 0.80 V. أي مما يلي صحيح؟



a $E°(X^+/X) = +0.80$ V and the SHE is the anode: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ — $E°(X^+/X) = +0.80$ V وقطب الهيدروجين هو الأنود: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

b $E°(X^+/X) = -0.80$ V and the SHE is the cathode — $E°(X^+/X) = -0.80$ V وقطب الهيدروجين هو الكاثود

c $E°(X^+/X) = +0.80$ V and the SHE is the cathode: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ — $E°(X^+/X) = +0.80$ V وقطب الهيدروجين هو الكاثود: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

d $E°(X^+/X) = 0.00$ V because the SHE is the reference — $E°(X^+/X) = 0.00$ V لأن قطب الهيدروجين هو المرجع

Question
Q23
السؤال

LEARNING OUTCOME
Use the half-cell standard reduction potentials to calculate the electrochemical cell standard potential, while determining whether the redox reactions are spontaneous or non-spontaneous

مخرج التعلم
استخدام جهود الاختزال القياسية لأنصاف الخلايا لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية القياسي مع تحديد ما إذا كانت التفاعلات تلقائية أو غير تلقائية

Inspire: Textbook + example problem 1 + practice problems + table 3

المرجع: الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية + الجدول 3 **Pages · الصفحات**: 32, 33, 34 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Formula: E°cell = E°reduction − E°oxidation (= E°cathode − E°anode), using the reduction potentials from Table 1 **as written** (do not change their signs, and do not multiply them by coefficients).

1. Find the two half-reactions and their E° in Table 1.
2. The half-cell with the **higher** E° is reduced (cathode); the lower one is oxidized (anode).
3. Write the reduction as in Table 1; write the oxidation in the opposite direction.
4. Balance electrons by multiplying each half-reaction by a factor; add.
5. Calculate E°cell.

Spontaneity: E°cell **positive** → spontaneous; E°cell **negative** → non-spontaneous (the reverse reaction is spontaneous).

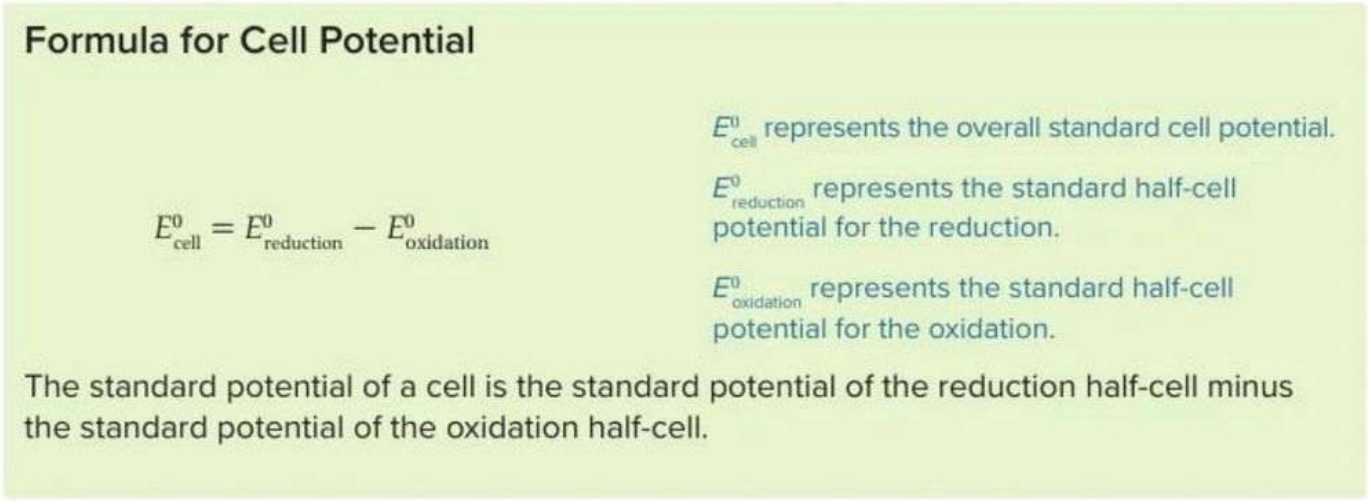
Example Problem 1: $I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$ (+0.5355 V) and $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$ (−0.447 V): E°cell = 0.5355 − (−0.447) = **+0.983 V**; $Fe \mid Fe^{2+} \parallel I_2 \mid I^-$.

القانون: E°cell = E°الاختزال − E°الأكسدة (= E°الكاثود − E°الأنود)، باستخدام جهود الاختزال من الجدول 1 **كما هي** (دون تغيير إشاراتها ودون ضربها في المعاملات).

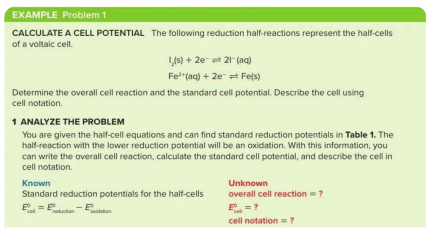
1. نحدد نصفي التفاعل وقيمتي E° من الجدول 1.
2. نصف الخلية ذو E° **الأعلى** يختزل (كاثود)، والأقل يتأكسد (أنود).
3. نكتب الاختزال كما في الجدول 1، ونكتب الأكسدة بالاتجاه المعاكس.
4. نوازن الإلكترونات بضرب كل نصف تفاعل في معامل ثم نجمع.
5. نحسب E°cell.

التلقائية: E°cell **موجب** ← تفاعل تلقائي؛ E°cell **سالب** ← غير تلقائي (والتفاعل العكسي تلقائي).

مثال 1: $I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$ (+0.5355 V) و $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$ (−0.447 V): E°cell = 0.5355 − (−0.447) = **+0.983 V**؛ $Fe \mid Fe^{2+} \parallel I_2 \mid I^-$.



Formula for cell potential (p.32) قانون جهد الخلية (ص32)


EXAMPLE Problem 1

CALCULATE A CELL POTENTIAL The following reduction half-reactions represent the half-cells of a voltaic cell.

$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(aq)$

$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$

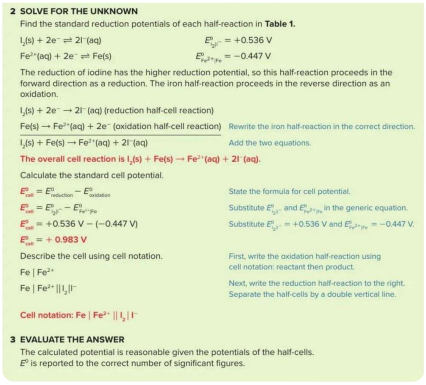
Determine the overall cell reaction and the standard cell potential. Describe the cell using cell notation.

1 ANALYZE THE PROBLEM

You are given the half-cell equations and can find standard reduction potentials in Table 1. The half-reaction with the lower reduction potential will be an oxidation. With this information, you can write the overall cell reaction, calculate the standard cell potential, and describe the cell in cell notation.

Known
Standard reduction potentials for the half-cells
$E^0_{cell} = E^0_{reduction} - E^0_{oxidation}$

Unknown
overall cell reaction = ?
E^0_{cell} = ?
cell notation = ?



2 SOLVE FOR THE UNKNOWN

Find the standard reduction potentials of each half-reaction in **Table 1.**

$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(aq)$ $E^0_{I_2/I^-} = +0.536\ V$

$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$ $E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0.447\ V$

The reduction of iodine has the higher reduction potential, so this half-reaction proceeds in the forward direction as a reduction. The iron half-reaction proceeds in the reverse direction as an oxidation.

$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$ (reduction half-cell reaction)

$Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$ (oxidation half-cell reaction) Rewrite the iron half-reaction in the correct direction.

$I_2(s) + Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2I^-(aq)$ Add the two equations.

The overall cell reaction is $I_2(s) + Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2I^-(aq)$.

Calculate the standard cell potential.

$E^0_{cell} = E^0_{reduction} - E^0_{oxidation}$ State the formula for cell potential.

$E^0_{cell} = E^0_{I_2/I^-} - E^0_{Fe^{2+}/Fe}$ Substitute $E^0_{I_2/I^-}$ and $E^0_{Fe^{2+}/Fe}$ in the generic equation.

$E^0_{cell} = +0.536\ V - (-0.447\ V)$ Substitute $E^0_{I_2/I^-} = +0.536$ V and $E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0.447$ V.

$E^0_{cell} = +0.983\ V$

Describe the cell using cell notation.

$Fe \mid Fe^{2+}$ First, write the oxidation half-reaction using cell notation: reactant then product.

$Fe \mid Fe^{2+} \| I_2 \mid I^-$ Next, write the reduction half-reaction to the right. Separate the half-cells by a double vertical line.

Cell notation: $Fe \mid Fe^{2+} \| I_2 \mid I^-$

3 EVALUATE THE ANSWER

The calculated potential is reasonable given the potentials of the half-cells.

E^0 is reported to the correct number of significant figures.

Example Problem 1 – Calculate a cell potential (p.33) مثال 1 – حساب جهد الخلية (ص33)

In summary, when given two half-reactions for a cell, follow these steps to write the overall equation and determine the cell potential.

1. Find the two half-reactions and their standard reduction potentials in **Table 1.**
2. Compare the two half-cell potentials. The one with the higher reduction potential is the half-cell in which reduction will occur. Oxidation will occur in the half-cell with the lower reduction potential.
3. Write the equation for the reduction as it is shown in **Table 1.** Write the oxidation equation in the opposite direction.
4. Balance the electrons in the two half-cell equations by multiplying each by a factor. Add the equations.
5. Use the formula $E^0_{cell} = E^0_{reduction} - E^0_{oxidation}$ to obtain the cell potential.

Summary of steps (p.34) ملخص الخطوات (ص34)

Questions on Q23 (2) أسئلة السؤال 23 (2)

23.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

What is the standard potential of a voltaic cell built from Ni^{2+}/Ni (−0.257 V) and Ag^+/Ag (+0.7996 V)?

ما الجهد القياسي لخلية فولتية مكونة من Ni^{2+}/Ni (−0.257 V) وAg^+/Ag (+0.7996 V)؟

a	+0.543 V	+0.543 V
b	+1.057 V	+1.057 V
c	−1.057 V	−1.057 V
d	+1.856 V	+1.856 V

23.2 New · High level · جديد · مستوى مرتفع

A voltaic cell uses a Zn^{2+}/Zn anode (−0.76 V) and an unknown M^+/M cathode. Its standard potential is +1.56 V. What is $E°(M^+/M)$, and is the cell reaction spontaneous?

تستخدم خلية فولتية أنود Zn^{2+}/Zn (−0.76 V) وكاثودًا مجهولًا M^+/M، وجهدها القياسي +1.56 V. ما قيمة $E°(M^+/M)$، وهل تفاعل الخلية تلقائي؟

a	+0.80 V ; non-spontaneous	+0.80 V ؛ غير تلقائي
b	+2.32 V ; spontaneous	+2.32 V ؛ تلقائي
c	−0.80 V ; non-spontaneous	−0.80 V ؛ غير تلقائي
d	+0.80 V ; spontaneous	+0.80 V ؛ تلقائي

Question
Q24
السؤال

LEARNING OUTCOME
Write the cell notation and the overall chemical equation for a redox reaction occurring in a voltaic cell

مخرج التعلم
كتابة رمز الخلية والمعادلة الكيميائية الكلية لتفاعل أكسدة واختزال يحدث في خلية جلفانية

Inspire: Textbook + example problem 1 + practice problems + table 3

المرجع: الكتاب + المثال 1 + مسائل تدريبية + الجدول 3 **Pages · الصفحات**: 31, 32, 33, 34 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Cell notation (shorthand): **anode** | anode ion || cathode ion | **cathode**

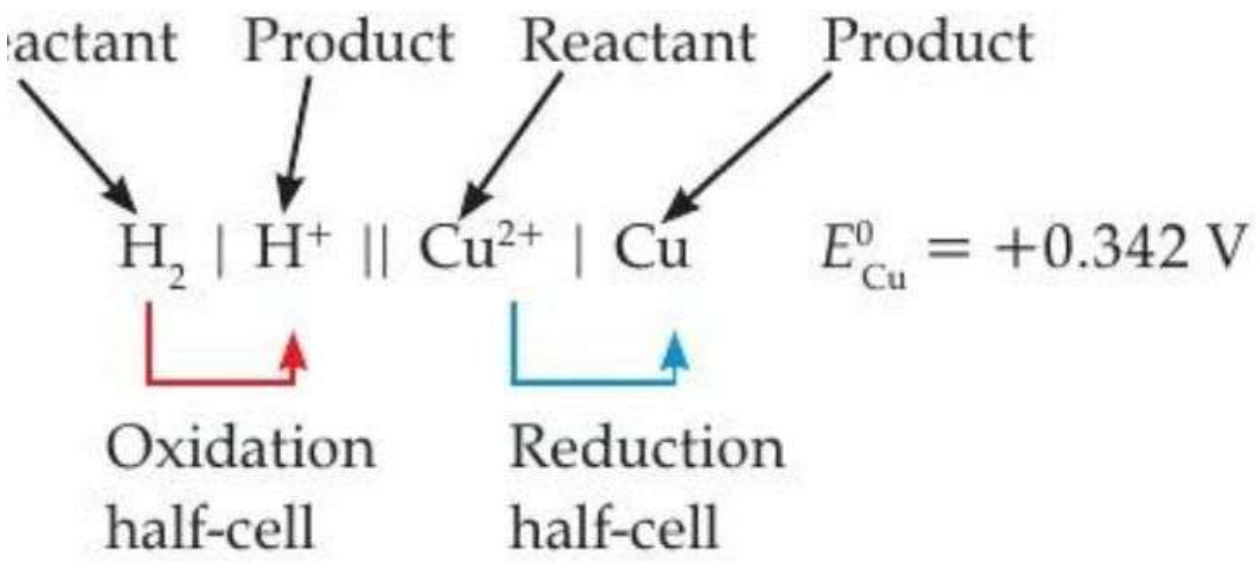
- The **oxidation** half-cell is written on the **left**, the reduction half-cell on the right.
- A single vertical line | separates different phases (electrode and solution); the double line || represents the **salt bridge**.
- Example: $Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ ↔ overall $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.
- Example: $Al \mid Al^{3+} \parallel Co^{2+} \mid Co$: oxidation $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (×2), reduction $Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$ (×3) → $2Al + 3Co^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Co$.

To write the overall equation from notation: write the anode half-reaction as oxidation, the cathode half-reaction as reduction, balance electrons, and add.

رمز الخلية (الصورة المختصرة): **الأنود** | أيون الأنود || أيون الكاثود | **الكاثود**

- يكتب نصف خلية **الأكسدة** على **اليسار** ونصف خلية الاختزال على اليمين.
- الخط الرأسي المفرد | يفصل بين أطوار مختلفة (القطب والمحلول)، والخط المزدوج || يمثل **القنطرة الملحية**.
- مثال: $Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ ↔ التفاعل الكلي $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.
- مثال: $Co \mid Co^{2+} \parallel Al^{3+} \mid Al$: الأكسدة $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (×2)، والاختزال $Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$ (×3) → $2Al + 3Co^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Co$.

لكتابة المعادلة الكلية من الرمز: نكتب نصف تفاعل الأنود أكسدة، ونصف تفاعل الكاثود اختزالًا، ونوازن الإلكترونات ثم نجمع.



Reading cell notation (p.31) قراءة رمز الخلية (ص31)

PRACTICE Problems — ADDITIONAL PRACTICE

For each of these pairs of half-reactions, write the balanced equation for the overall cell reaction, and calculate the standard cell potential. Describe the reaction using cell notation. Refer to the module on redox reactions to review writing and balancing redox equations.

1. $Pt^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s)$ and $Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$
2. $Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Co(s)$ and $Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Cr(s)$
3. $Hg^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Hg(l)$ and $Cr^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cr(s)$
4. **CHALLENGE** Write the balanced equation for the cell reaction and calculate the standard cell potential for the reaction that occurs when these half-cells are connected. Describe the reaction using cell notation.

$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$

Practice Problems 1–4 (p.34) — مسائل تدريبية 1–4 (ص34)

Questions on Q24 (2) — أسئلة السؤال 24 (2)

24.1 — New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

What is the overall reaction for the cell $Mg \mid Mg^{2+} \parallel Sn^{2+} \mid Sn$? — ما التفاعل الكلي للخلية $Mg \mid Mg^{2+} \parallel Sn^{2+} \mid Sn$؟

a	$Mg^{2+} + Sn \rightarrow Mg + Sn^{2+}$	$Mg^{2+} + Sn \rightarrow Mg + Sn^{2+}$
b	$Mg + Sn \rightarrow Mg^{2+} + Sn^{2+}$	$Mg + Sn \rightarrow Mg^{2+} + Sn^{2+}$
c	$Mg + Sn^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Sn$	$Mg + Sn^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Sn$
d	$2Mg + Sn^{2+} \rightarrow 2Mg^{2+} + Sn$	$2Mg + Sn^{2+} \rightarrow 2Mg^{2+} + Sn$

24.2 — New · High level · جديد · مستوى مرتفع

For the cell $Cr \mid Cr^{3+} \parallel Ni^{2+} \mid Ni$ (Cr^{3+}/Cr −0.744 V, Ni^{2+}/Ni −0.257 V), which gives the balanced overall equation and E°cell? — للخلية $Cr \mid Cr^{3+} \parallel Ni^{2+} \mid Ni$ (Cr^{3+}/Cr −0.744 V ؛ Ni^{2+}/Ni −0.257 V)، أي مما يلي يعطي المعادلة الكلية الموزونة وE°cell؟

a	$Cr + Ni^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Ni$; +0.487 V	+0.487 V ؛ $Cr + Ni^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Ni$
b	$2Cr + 3Ni^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Ni$; −1.001 V	−1.001 V ؛ $2Cr + 3Ni^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Ni$
c	$2Cr + 3Ni^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Ni$; +0.487 V	+0.487 V ؛ $2Cr + 3Ni^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Ni$
d	$3Cr + 2Ni^{2+} \rightarrow 3Cr^{3+} + 2Ni$; +0.487 V	+0.487 V ؛ $3Cr + 2Ni^{2+} \rightarrow 3Cr^{3+} + 2Ni$

Question **Q25** السؤال

LEARNING OUTCOME

Use the half-cell standard reduction potentials to calculate the electrochemical cell standard potential, while determining whether the redox reactions are spontaneous or non-spontaneous

مخرج التعلم

استخدام جهود الاختزال القياسية لأنصاف الخلايا لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية القياسي مع تحديد ما إذا كانت التفاعلات تلقائية أو غير تلقائية

Inspire: Textbook + practice problems + check your progress — **المرجع:** الكتاب + مسائل تدريبية + تقويم التقدم

Pages · الصفحات: 34, 35 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook)

Using standard reduction potentials to predict spontaneity (p.34): write the proposed reaction as two half-reactions, look up E° for each, then calculate E°cell = E°reduction − E°oxidation for the reaction **as written**.

- E°cell > 0 → spontaneous; E°cell < 0 → non-spontaneous.
- Electrons in a voltaic cell always flow from the half-cell with the lower E° to the half-cell with the higher E°.

Practice problems 5–9: 5) $Sn + Cu^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Cu$: 0.3419 − (−0.1375) = +0.4794 V (spontaneous). 6) $Mg + Pb^{2+} \rightarrow Pb + Mg^{2+}$: −0.1262 − (−2.372) = +2.246 V (spontaneous). 8) $2SO_4^{2-} + Co^{2+} \rightarrow Co + S_2O_8^{2-}$: −0.28 − 2.010 = −2.29 V (non-spontaneous). 9) $Al \mid Al^{3+} \parallel Hg^{2+} \mid Hg_2^{2+}$: 0.920 − (−1.662) = +2.582 V (spontaneous).

الشرح (من الكتاب)

استخدام جهود الاختزال القياسية للتنبؤ بالتلقائية (ص34): نكتب التفاعل المقترح على صورة نصفي تفاعل، ونحدد E° لكل منهما، ثم نحسب E°cell = E°الاختزال − E°الأكسدة للتفاعل **كما هو مكتوب**.

- E°cell > 0 ← تلقائي؛ E°cell < 0 ← غير تلقائي.
- في الخلية الفولتية تسري الإلكترونات دائمًا من نصف الخلية ذي E° الأقل إلى نصف الخلية ذي E° الأعلى.

المسائل 5–9: 5) $Sn + Cu^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Cu$: 0.3419 − (−0.1375) = +0.4794 V (تلقائي). 6) $Mg + Pb^{2+} \rightarrow Pb + Mg^{2+}$: −0.1262 − (−2.372) = +2.246 V (تلقائي). 8) $2SO_4^{2-} + Co^{2+} \rightarrow Co + S_2O_8^{2-}$: −0.28 − 2.010 = −2.29 V (غير تلقائي). 9) $Al \mid Al^{3+} \parallel Hg^{2+} \mid Hg_2^{2+}$: 0.920 − (−1.662) = +2.582 V (تلقائي).

Using Standard Reduction Potentials

The Example Problem showed you how to use the data from **Table 1** to calculate the standard potential (voltage) of voltaic cells. Another important use of standard reduction potentials is to determine if a proposed reaction under standard conditions will be spontaneous. How can standard reduction potentials indicate spontaneity? Electrons in a voltaic cell always flow from the half-cell with the lower standard reduction potential to the half-cell with the higher standard reduction potential, giving a positive cell voltage. To predict whether any proposed redox reaction will occur spontaneously, simply write the process in the form of half-reactions and look up the reduction potential of each. Use the values to calculate the potential of a voltaic cell operating with these two half-cell reactions. If the calculated potential is positive, the reaction is spontaneous. If the value is negative, the reaction is not spontaneous. However, the reverse of a nonspontaneous reaction will occur because it will have a positive cell voltage, which means that the reverse reaction is spontaneous.

Using standard reduction potentials (p.34) استخدام جهود الاختزال القياسية (ص34)

PRACTICE Problems — ADDITIONAL PRACTICE

Calculate the cell potential to determine if each of the following balanced redox reactions is spontaneous as written. Use Table 1 to help you determine the correct half-reactions.

5. $Sn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Cu(s)$
6. $Mg(s) + Pb^{2+}(aq) \rightarrow Pb(s) + Mg^{2+}(aq)$
7. $2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l) + 10Hg^{2+}(aq) \rightarrow 2MnO_4^{-}(aq) + 16H^{+}(aq) + 5Hg_2^{2+}(aq)$
8. $2SO_4^{2-}(aq) + Co^{2+}(aq) \rightarrow Co(s) + S_2O_8^{2-}(aq)$
9. **CHALLENGE** Using **Table 1**, write the equation and determine the cell voltage (E^0) for the following cell. Is the reaction spontaneous?

$$Al \mid Al^{3+} \parallel Hg^{2+} \mid Hg_2^{2+}$$

Practice Problems 5–9 (p.35) مسائل تدريبية 5–9 (ص35)

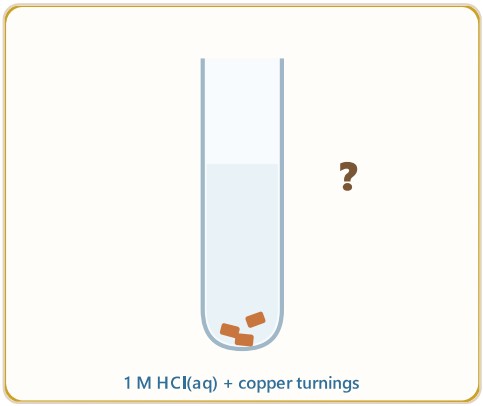
Questions on Q25 (2) — أسئلة السؤال 25 (2)

25.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Will copper metal dissolve in 1 M hydrochloric acid under standard conditions? (Cu^{2+}/Cu +0.342 V; H^+/H_2 0.000 V)

هل يذوب فلز النحاس في حمض الهيدروكلوريك 1 M في الظروف القياسية؟ (Cu^{2+}/Cu +0.342 V ; H^+/H_2 0.000 V)



a	No, $E°_{cell} = -0.342$ V for $Cu + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$	لا، $E°_{cell} = -0.342$ V للتفاعل $Cu + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$
b	Yes, $E°_{cell} = +0.342$ V	نعم، $E°_{cell} = +0.342$ V
c	Yes, because all metals react with acids	نعم، لأن جميع الفلزات تتفاعل مع الأحماض
d	No, because copper has a negative E°	لا، لأن للنحاس E° سالبًا

25.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Using: Cl_2/Cl^- +1.358 V; Br_2/Br^- +1.066 V; Fe^{3+}/Fe^{2+} +0.771 V; I_2/I^- +0.5355 V. Which reaction is spontaneous?

باستخدام: Cl_2/Cl^- +1.358 V ؛ Br_2/Br^- +1.066 V ؛ Fe^{3+}/Fe^{2+} +0.771 V ؛ I_2/I^- +0.5355 V. أي التفاعلات التالية تلقائي؟

a	$2Fe^{3+} + 2Br^- \rightarrow 2Fe^{2+} + Br_2$	$2Fe^{3+} + 2Br^- \rightarrow 2Fe^{2+} + Br_2$
b	$I_2 + 2Cl^- \rightarrow 2I^- + Cl_2$	$I_2 + 2Cl^- \rightarrow 2I^- + Cl_2$
c	$2Fe^{3+} + 2I^- \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$	$2Fe^{3+} + 2I^- \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$
d	$Br_2 + 2Cl^- \rightarrow 2Br^- + Cl_2$	$Br_2 + 2Cl^- \rightarrow 2Br^- + Cl_2$

Question Q26 السؤال

LEARNING OUTCOME

Compare between electrolytic cell and voltaic cell in terms of identifying where will reduction and oxidation processes take place, anode, cathode, direction of electron flow and current flow and spontaneity of the reaction occurring

مخرج التعلم

المقارنة بين خلية التحليل الكهربائي والخلية الجلفانية (أماكن الأكسدة والاختزال، الأنود، الكاثود، اتجاه سريان الإلكترونات والتيار، وتلقائية التفاعل)

Inspire: Figure 18 + textbook **المرجع:** الشكل 18 + الكتاب **Pages · الصفحات:** 47 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) — **الشرح (من الكتاب)**

Figure 18: the zinc–copper cell can be a **voltaic cell** (bulb) or an **electrolytic cell** (voltage source).

	Voltaic cell	Electrolytic cell
Reaction	spontaneous	non-spontaneous (forced)
Energy	chemical → electrical	electrical → chemical
Oxidation at	anode (Zn, negative)	anode (positive, connected to + of source)
Reduction at	cathode (Cu, positive)	cathode (negative, connected to − of source)
e^- flow (Zn–Cu)	Zn → Cu	Cu → Zn (pushed by the source)
E°cell	positive	negative

In **both** cells oxidation occurs at the anode and reduction at the cathode. **Electrolysis** is the use of electrical energy to bring about a chemical reaction.

الشكل 18: يمكن أن تكون خلية الخارصين–النحاس **خلية فولتية** (مصباح) أو **خلية تحليل كهربائي** (مصدر جهد).

	الخلية الفولتية	خلية التحليل الكهربائي
التفاعل	تلقائي	غير تلقائي (قسري)
الطاقة	كيميائية ← كهربائية	كهربائية ← كيميائية
الأكسدة عند	الأنود (Zn، سالب)	الأنود (موجب، متصل بالقطب + للمصدر)
الاختزال عند	الكاثود (Cu، موجب)	الكاثود (سالب، متصل بالقطب − للمصدر)
سريان e^- (Zn–Cu)	Zn ← Cu (من Zn إلى Cu)	من Cu إلى Zn (يدفعها المصدر)
E°cell	موجب	سالب

في **كلتا** الخليتين تحدث الأكسدة عند الأنود والاختزال عند الكاثود.
التحليل الكهربائي هو استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي.

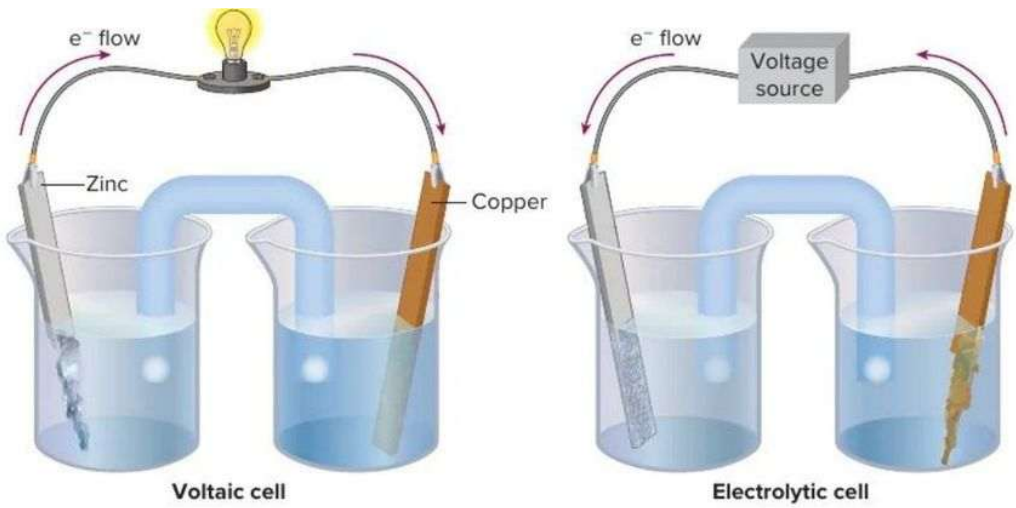


Figure 18 The zinc-copper electrochemical cell can be a voltaic cell or an electrolytic cell.
Infer *In each electrochemical cell, which metal is oxidized? What is reduced?*

Figure 18 – Voltaic and electrolytic Zn–Cu cells (p.47)

الشكل 18 – خلية Zn–Cu فولتية وتحليلية (ص47)

Questions on Q26 (2)

أسئلة السؤال 26 (2)

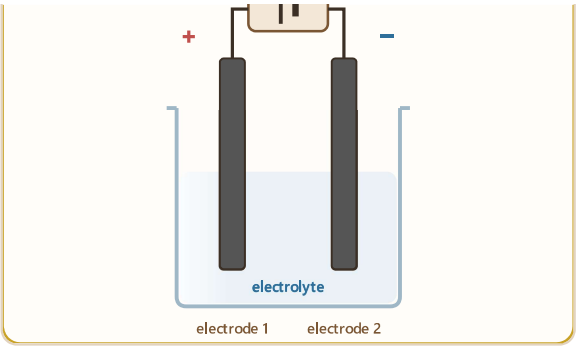
26.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

In the electrolytic cell shown (connected to a battery), what is the sign of the anode and what happens there?

في خلية التحليل الكهربائي الموضحة (المتصلة ببطارية)، ما إشارة الأنود وماذا يحدث عنده؟





a	Negative; reduction	سالب؛ اختزال
b	Positive; reduction	موجب؛ اختزال
c	Negative; oxidation	سالب؛ أكسدة
d	Positive; oxidation	موجب؛ أكسدة

26.2

جديد · مستوى مرتفع · **New · High level**

Which row correctly compares a voltaic cell with an electrolytic cell?

أي صف يقارن بين الخلية الفولتية وخلية التحليل الكهربائي بشكل صحيح؟

a	Voltaic: anode +, E°cell < 0 | Electrolytic: anode –, E°cell > 0	فولتية: الأنود +، E°cell < 0 | تحليلية: الأنود –، E°cell > 0
b	Both: electrical energy → chemical energy	كلتاهما: طاقة كهربائية ← كيميائية
c	Voltaic: reduction at anode | Electrolytic: oxidation at cathode	فولتية: الاختزال عند الأنود | تحليلية: الأكسدة عند الكاثود
d	Voltaic: anode –, spontaneous, E°cell > 0 | Electrolytic: anode +, non-spontaneous, E°cell < 0	فولتية: الأنود –، تلقائي، E°cell > 0 | تحليلية: الأنود +، غير تلقائي، E°cell < 0

Question
Q27
السؤال

LEARNING OUTCOME
Describe how a spontaneous redox reaction of an electrochemical cell can be reversed

مخرج التعلم
وصف كيفية عكس تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي في الخلية الكهروكيميائية

Inspire: Figure 18 + textbook **المرجع:** الشكل 18 + الكتاب **Pages · الصفحات:** 47, 48 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook)

A spontaneous redox reaction can be **reversed** by connecting an external power source (battery/voltage source) that supplies a voltage **greater than** the cell potential, in the opposite direction.

- In the Zn–Cu voltaic cell, Zn is oxidized and Cu^{2+} is reduced (E°cell = +1.10 V).
- When a voltage source pushes electrons in the opposite direction (Figure 18), electrons flow from the Cu strip to the Zn strip: Zn^{2+} is reduced to Zn and Cu is oxidized to Cu^{2+}.
- This regenerates the cell to almost its original strength – the principle of **recharging** rechargeable batteries.
- Using electrical energy to bring about a chemical reaction is called **electrolysis**; the cell is then an **electrolytic cell**.

الشرح (من الكتاب)

يمكن **عكس** تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي بتوصيل مصدر طاقة خارجي (بطارية/مصدر جهد) يعطي جهدًا **أكبر من** جهد الخلية في الاتجاه المعاكس.

- في خلية Zn–Cu الفولتية يتأكسد Zn ويختزل Cu^{2+} (E°cell = +1.10 V).
- عندما يدفع مصدر الجهد الإلكترونات في الاتجاه المعاكس (الشكل 18) تسري الإلكترونات من شريط Cu إلى شريط Zn؛ فيختزل Zn^{2+} إلى Zn ويتأكسد Cu إلى Cu^{2+}.
- يؤدي ذلك إلى استعادة الخلية لقوتها الأصلية تقريبًا، وهذا مبدأ **شحن** البطاريات القابلة لإعادة الشحن.
- استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي يسمى **التحليل الكهربائي**، وتصبح الخلية **خلية تحليل كهربائي**.

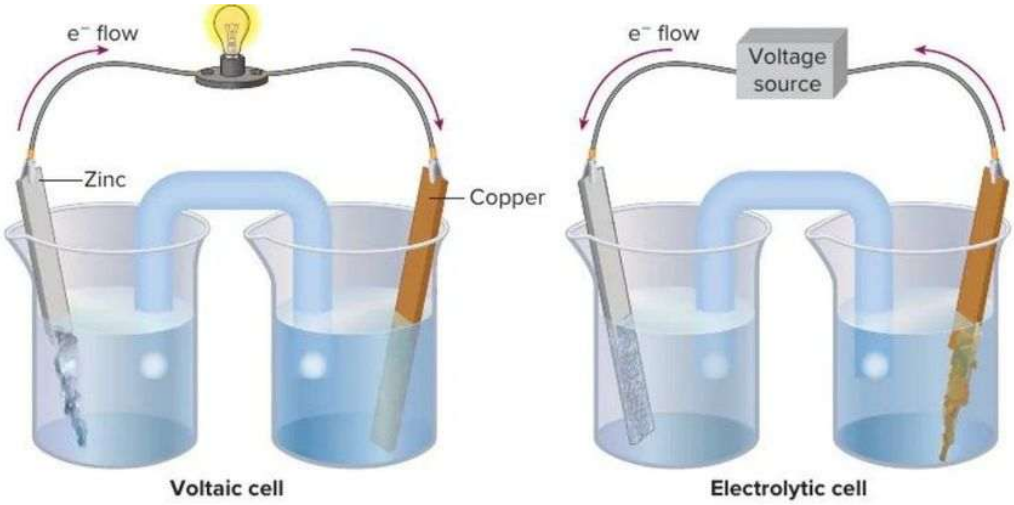


Figure 18 The zinc-copper electrochemical cell can be a voltaic cell or an electrolytic cell.
Infer *In each electrochemical cell, which metal is oxidized? What is reduced?*

Figure 18 – Reversing the Zn–Cu cell (p.47) الشكل 18 – عكس خلية Zn–Cu (ص47)

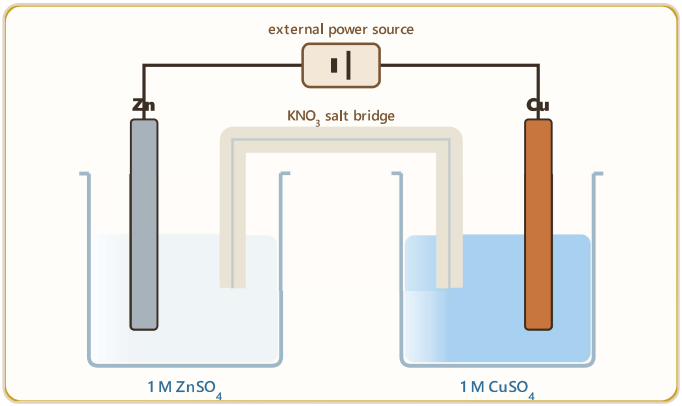
Questions on Q27 (2) أسئلة السؤال 27 (2)

27.1

جديد · مستوى متوسط · New · Medium level

A Zn–Cu cell has E°cell = +1.10 V. What is needed to reverse its reaction so that zinc metal is regenerated?

خلية Zn–Cu لها E°cell = +1.10 V. ما المطلوب لعكس تفاعلها بحيث يتجدد فلز الخارصين؟



a	A wire with lower resistance	سلك ذو مقاومة أقل
b	Adding more Cu^{2+} ions	إضافة مزيد من أيونات Cu^{2+}
c	An external power source of more than 1.10 V pushing electrons toward the zinc electrode	مصدر طاقة خارجي يزيد على 1.10 V يدفع الإلكترونات نحو قطب الخارصين
d	Removing the salt bridge	إزالة القنطرة الملحية

27.2

جديد · مستوى مرتفع · New · High level

A Zn–Ag cell ($Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$, E° = +1.56 V) is recharged by an external source. Which half-reaction occurs at the **silver** electrode during recharging, and what is the electrode called?

يعاد شحن خلية Zn–Ag ($Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$، E° = +1.56 V) بمصدر خارجي. ما نصف التفاعل الذي يحدث عند قطب **الفضة** أثناء إعادة الشحن، وما اسم هذا القطب؟

a	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$; cathode	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ ؛ كاثود

b	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$; cathode	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$ ؛ كاثود
c	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$; anode	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$ ؛ أنود
d	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$; anode	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ ؛ أنود

Question
Q28
السؤال

LEARNING OUTCOME
Write half-cell reactions while identifying the products of electrolysis of molten ionic compounds

مخرج التعلم
كتابة تفاعلات أنصاف الخلايا مع تحديد نواتج التحليل الكهربائي للمركبات الأيونية المنصهرة

Inspire: Figure 19 + textbook **المرجع:** الشكل 19 + الكتاب **Pages · الصفحات:** 48 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Solid NaCl does not conduct electricity because its ions are fixed; when **molten** (or dissolved), the Na^+ and Cl^- ions move freely.

Figure 19 – Down's cell (electrolysis of molten NaCl): a generator supplies electrons to the **iron cathode (–)**; electrons are removed from the **carbon anode (+)**.

- Cathode (reduction): $2Na^+(l) + 2e^- \rightarrow 2Na(l)$ – liquid sodium metal is collected.
- Anode (oxidation): $2Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$ – chlorine gas is released.
- Overall: $2NaCl(l) \rightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$

General rule for a molten binary salt M^n+X⁻: the metal is produced at the cathode and the non-metal at the anode.

كلوريد الصوديوم الصلب لا يوصل الكهرباء لأن أيوناته ثابتة؛ أما في حالة **الانصهار** (أو الذوبان) فتتحرك أيونات Na^+ وCl^- بحرية.

الشكل 19 – خلية داونز (التحليل الكهربائي لمصهور NaCl): يزود المولد **كاثود الحديد (–)** بالإلكترونات، وتسحب الإلكترونات من **أنود الكربون (+)**.

- الكاثود (اختزال): $2Na^+(l) + 2e^- \rightarrow 2Na(l)$ ويجمع فلز الصوديوم السائل.
- الأنود (أكسدة): $2Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$ ويتصاعد غاز الكلور.
- التفاعل الكلي: $2NaCl(l) \rightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$

قاعدة عامة لمصهور ملح ثنائي M^n+X⁻: يتكون الفلز عند الكاثود واللافلز عند الأنود.

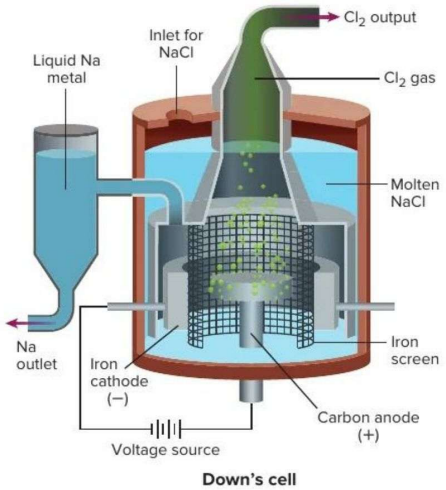


Figure 19 In a Down's cell, electrons supplied by a generator are used to reduce sodium ions at the cathode. As electrons are removed from the anode, chloride ions are oxidized at the anode to chlorine gas.

Figure 19 – Down's cell (p.48) الشكل 19 – خلية داونز (ص48)

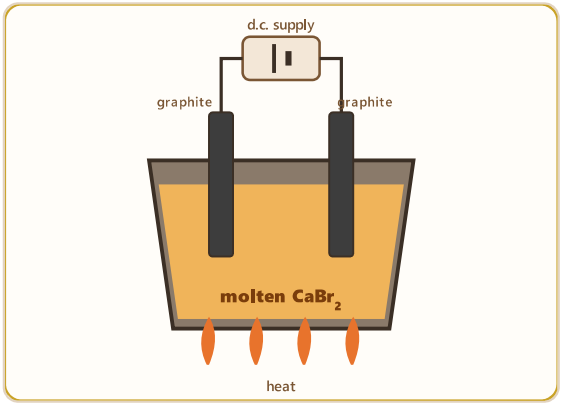
Questions on Q28 (2) **أسئلة السؤال 28 (2)**

28.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Molten calcium bromide $CaBr_2$ is electrolysed with inert electrodes as shown. What are the products?

يحلل مصهور بروميد الكالسيوم $CaBr_2$ كهربائيًا بأقطاب خاملة كما في الشكل. ما النواتج؟



a Ca at the anode; Br_2 at the cathode — Ca عند الأنود؛ Br_2 عند الكاثود

b H_2 at the cathode; O_2 at the anode — H_2 عند الكاثود؛ O_2 عند الأنود

c Ca at the cathode; Br_2 at the anode — Ca عند الكاثود؛ Br_2 عند الأنود

d CaO and HBr — CaO وHBr

28.2

New · High level · جديد · مستوى مرتفع

Molten lithium chloride $LiCl$ is electrolysed with inert electrodes. Which pair of half-reactions is correct?

يحلل مصهور كلوريد الليثيوم $LiCl$ كهربائيًا بأقطاب خاملة. أي زوج من أنصاف التفاعلات صحيح؟

a Cathode: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$; Anode: $Li^+ + e^- \rightarrow Li$ — الكاثود: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ ؛ الأنود: $Li^+ + e^- \rightarrow Li$

b Cathode: $Li^+ + e^- \rightarrow Li$; Anode: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ — الكاثود: $Li^+ + e^- \rightarrow Li$ ؛ الأنود: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

c Cathode: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$; Anode: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ — الكاثود: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$ ؛ الأنود: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

d Cathode: $Li \rightarrow Li^+ + e^-$; Anode: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ — الكاثود: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ ؛ الأنود: $Li \rightarrow Li^+ + e^-$

Question
Q29
السؤال

LEARNING OUTCOME
Write half-cell reactions while identifying the products of electrolysis of aqueous ionic compounds

مخرج التعلم
كتابة تفاعلات أنصاف الخلايا مع تحديد نواتج التحليل الكهربائي للمركبات الأيونية المائية

Inspire: Figure 20 + textbook **المرجع:** الشكل 20 + الكتاب **Pages · الصفحات:** 49 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

In an **aqueous** solution, water molecules compete with the ions. The species that is reduced/oxidized more easily reacts.

Figure 20 – electrolysis of brine (aqueous NaCl): sodium is **not** a product because water is easier to reduce than Na^+.

- Cathode (reduction): $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$

في المحلول **المائي** تتنافس جزيئات الماء مع الأيونات، والمادة الأسهل اختزالًا أو أكسدة هي التي تتفاعل.

الشكل 20 – التحليل الكهربائي للمحلول الملحي (NaCl المائي): الصوديوم **ليس** من النواتج لأن الماء أسهل اختزالًا من Na^+.

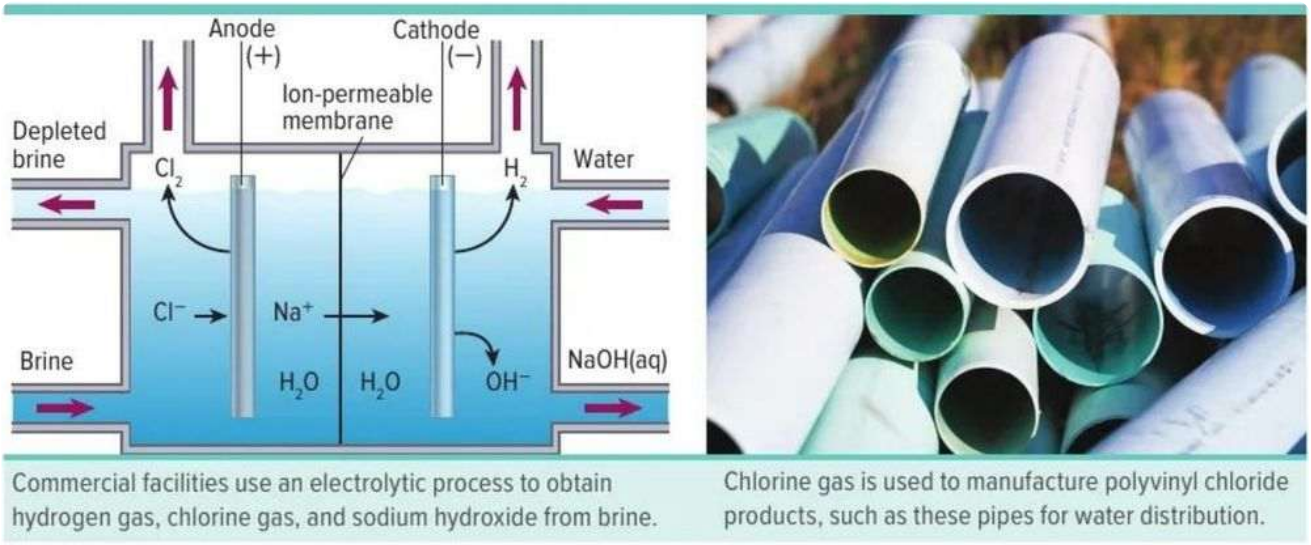
- الكاثود (اختزال): $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$

- Cathode (reduction): $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$
- Anode (oxidation): $2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$
- Overall: $2H_2O(l) + 2NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2NaOH(aq)$

Products: **hydrogen gas**, **chlorine gas** and **sodium hydroxide** (used to make PVC, bleach, etc.).

- الكاثود (اختزال): $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$
- الأنود (أكسدة): $2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$
- التفاعل الكلي: $2H_2O(l) + 2NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2NaOH(aq)$

النواتج: **غاز الهيدروجين** و**غاز الكلور** و**هيدروكسيد الصوديوم** (تستخدم في صناعة PVC والمبيضات وغيرها).



Commercial facilities use an electrolytic process to obtain hydrogen gas, chlorine gas, and sodium hydroxide from brine.

Chlorine gas is used to manufacture polyvinyl chloride products, such as these pipes for water distribution.

Figure 20 In the electrolysis of brine (aqueous NaCl), sodium is not a product because water is easier to reduce.

Figure 20 – Electrolysis of brine (p.49)

الشكل 20 – التحليل الكهربائي للمحلول الملحي (ص49)

Questions on Q29 (2)

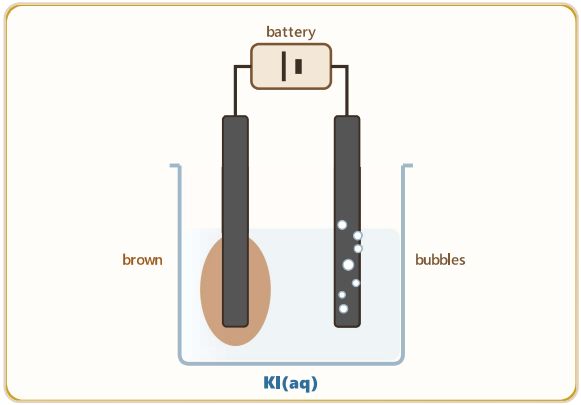
أسئلة السؤال 29 (2)

29.1

New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

Aqueous potassium iodide is electrolysed as shown. A brown colour appears at one electrode and bubbles at the other. Which is correct?

يحلل محلول يوديد البوتاسيوم المائي كهربائيًا كما في الشكل. يظهر لون بني عند أحد القطبين وفقاعات عند الآخر. أي مما يلي صحيح؟



a Brown I_2 at the cathode; O_2 bubbles at the anode

I_2 البني عند الكاثود؛ فقاعات O_2 عند الأنود

b Brown I_2 at the anode; H_2 bubbles at the cathode; the solution becomes basic

I_2 البني عند الأنود؛ فقاعات H_2 عند الكاثود؛ ويصبح المحلول قاعديًا

c Potassium metal at the cathode; I_2 at the anode

فلز البوتاسيوم عند الكاثود؛ I_2 عند الأنود

d H_2 at the anode; I_2 at the cathode

H_2 عند الأنود؛ I_2 عند الكاثود

29.2

جديد · مستوى مرتفع · **New · High level**

During the electrolysis of brine (aqueous NaCl), a few drops of phenolphthalein turn the solution pink around the cathode. Why?

أثناء التحليل الكهربائي للمحلول الملحي (NaCl المائي)، تحوّل قطرات من الفينولفثالين المحلول إلى اللون الوردي حول الكاثود. لماذا؟

a	Water is reduced: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$, so OH^- ions make the solution basic	يختزل الماء: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$ فتجعل أيونات OH^- المحلول قاعديًا
b	Cl^- is oxidized to Cl_2 at the cathode	يتأكسد Cl^- إلى Cl_2 عند الكاثود
c	Na^+ is reduced to sodium metal	يختزل Na^+ إلى فلز الصوديوم
d	H^+ ions are produced at the cathode	تتكون أيونات H^+ عند الكاثود

Question **Q30** السؤال

LEARNING OUTCOME

Define electroplating while describing how it works, identifying anode, cathode and electrolyte needed for an electrolytic cell in which a selected metal is to be plated on an object (car or spoon,... etc)

مخرج التعلم

تعريف الطلاء الكهربائي ووصف آلية عمله وتحديد الأنود والكاثود والإلكتروليت اللازم لطلاء جسم (جزء سيارة، ملعقة...) بفلز معين

Inspire: Figure 22 + textbook **المرجع:** الشكل 22 + الكتاب **Pages · الصفحات**: 51, 52 Electrochemistry · الكيمياء الكهربائية

Explanation (Textbook) **الشرح (من الكتاب)**

Electroplating is the deposition of a thin, uniform layer of a metal on an object by electrolysis, for protection or decoration.

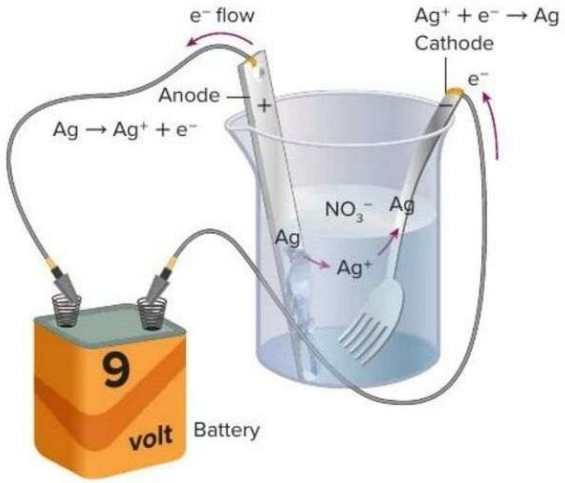
Part	What it is	Reaction (silver plating, Figure 22)
Cathode (−)	the **object to be plated** (fork, spoon, car part)	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ (mass increases)
Anode (+)	a bar of the **plating metal** (silver)	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$ (mass decreases)
Electrolyte	a solution containing ions of the **plating metal** ($AgNO_3$)	concentration of Ag^+ stays constant
Power source	battery – object to the **negative** terminal	electrical → chemical energy

Figure 23: a pen plated with gold looks like solid gold at a much lower cost and mass. Chromium plating of car parts uses the car part as cathode, chromium as anode and a Cr^{3+} solution as electrolyte.

الطلاء الكهربائي هو ترسيب طبقة رقيقة منتظمة من فلز على جسم بالتحليل الكهربائي، لحمايته أو لتزيينه.

الجزء	ما هو	التفاعل (الطلاء بالفضة، الشكل 22)
الكاثود (−)	**الجسم المراد طلاؤه** (شوكة، ملعقة، جزء سيارة)	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ (تزداد الكتلة)
الأنود (+)	قطعة من **فلز الطلاء** (الفضة)	$Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$ (تقل الكتلة)
الإلكتروليت	محلول يحتوي أيونات **فلز الطلاء** ($AgNO_3$)	يبقى تركيز Ag^+ ثابتًا
مصدر الطاقة	بطارية – يتصل الجسم بالقطب **السالب**	طاقة كهربائية ← كيميائية

الشكل 23: قلم مطلي بالذهب يبدو كالذهب الخالص بتكلفة وكتلة أقل بكثير. ولطلاء أجزاء السيارة بالكروم يكون جزء السيارة كاثودًا والكروم أنودًا ومحلول Cr^{3+} إلكتروليتًا.



is needed to oxidize silver at the anode and reduce silver at the cathode. In an electrolytic plating, the object to be plated is the cathode where silver ions in the electrolyte solution er metal and deposited on the object.

Figure 22 – Silver electroplating (p.51) الشكل 22 – الطلاء بالفضة (ص51)



Figure 23 A pen made of solid gold would be very expensive and heavy. Electroplating gold gives the same effect with a smaller mass and lower cost.

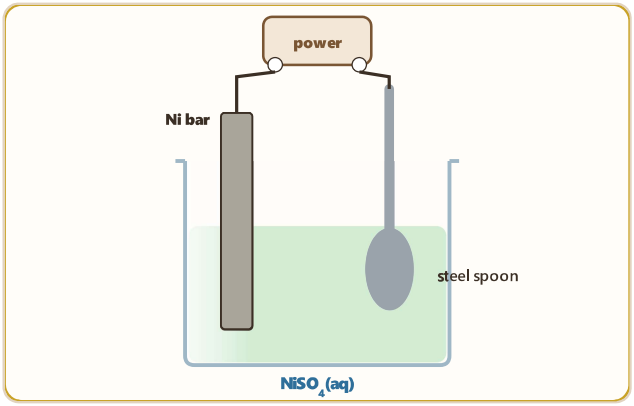
Figure 23 – Gold-plated pen (p.52) الشكل 23 – قلم مطلي بالذهب (ص52)

Questions on Q30 (2) أسئلة السؤال 30 (2)

30.1 New · Medium level · جديد · مستوى متوسط

A steel spoon is to be electroplated with nickel, as shown. Which arrangement is correct?

يراد طلاء ملعقة من الفولاذ بالنيكل كما في الشكل. أي ترتيب صحيح؟



a Spoon to − terminal (cathode); nickel bar to + terminal (anode); electrolyte $NiSO_4$

الملعقة بالقطب − (كاثود)؛ قطعة النيكل بالقطب + (أنود)؛ الإلكتروليت $NiSO_4$

b Spoon to + terminal; nickel bar to − terminal; electrolyte $NiSO_4$

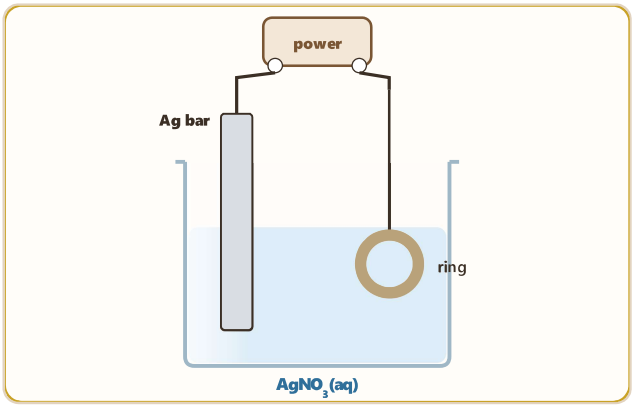
الملعقة بالقطب +؛ قطعة النيكل بالقطب −؛ الإلكتروليت $NiSO_4$

c	Spoon to − terminal; nickel bar to + terminal; electrolyte $FeSO_4$	الملعقة بالقطب −؛ قطعة النيكل بالقطب +؛ الإلكتروليت $FeSO_4$
d	Spoon and nickel both to the − terminal; electrolyte water	الملعقة والنيكل كلاهما بالقطب −؛ الإلكتروليت ماء

30.2 جديد · مستوى مرتفع · New · High level

During silver plating of a ring (silver anode, $AgNO_3$ electrolyte), the silver anode loses 2.16 g. What is the mass gained by the ring, and how does $[Ag^+]$ in the solution change?

أثناء طلاء خاتم بالفضة (أنود من الفضة وإلكتروليت $AgNO_3$)، فقد أنود الفضة 2.16 g. ما الكتلة التي يكتسبها الخاتم، وكيف يتغير $[Ag^+]$ في المحلول؟



a	1.08 g ; increases	1.08 g ؛ يزداد
b	2.16 g ; decreases to zero	2.16 g ؛ يقل إلى الصفر
c	4.32 g ; decreases	4.32 g ؛ يقل
d	2.16 g ; stays (almost) constant	2.16 g ؛ يبقى ثابتًا (تقريبًا)

Answer Key دليل الإجابة

Q1 2 1.1 **b** 1.2 **a**	**Q2** 2 2.1 **b** 2.2 **b**	**Q3** 2 3.1 **b** 3.2 **d**	**Q4** 2 4.1 **b** 4.2 **a**
Q5 2 5.1 **c** 5.2 **a**	**Q6** 2 6.1 **c** 6.2 **d**	**Q7** 2 7.1 **c** 7.2 **d**	**Q8** 2 8.1 **a** 8.2 **a**
Q9 2 9.1 **b** 9.2 **a**	**Q10** 2 10.1 **b** 10.2 **b**	**Q11** 2 11.1 **c** 11.2 **c**	**Q12** 2 12.1 **a** 12.2 **a**
Q13 2 13.1 **d** 13.2 **c**	**Q14** 2 14.1 **b** 14.2 **d**	**Q15** 2 15.1 **d** 15.2 **a**	**Q16** 2 16.1 **a** 16.2 **b**
Q17 2 17.1 **c** 17.2 **b**	**Q18** 2 18.1 **d** 18.2 **d**	**Q19** 2 19.1 **c** 19.2 **c**	**Q20** 2 20.1 **d** 20.2 **b**

Q21 2
21.1 **d** 21.2 **a**

Q22 2
22.1 **d** 22.2 **a**

Q23 2
23.1 **b** 23.2 **d**

Q24 2
24.1 **c** 24.2 **c**

Q25 2
25.1 **a** 25.2 **c**

Q26 2
26.1 **d** 26.2 **d**

Q27 2
27.1 **c** 27.2 **c**

Q28 2
28.1 **c** 28.2 **b**

Q29 2
29.1 **b** 29.2 **a**

Q30 2
30.1 **a** 30.2 **d**

almanahj.com/ae

almanahj.com/ae 2026 2025

almanahj.com/ae 2026 2025

almanahj.com/ae 2026 2025

almanahj.com/ae 2026 2025

almanahj.com/ae 2026 2025