

REDUCTION - OXIDATION TITRATION

REDOX TITRATION

Oxidation is defined as a **loss of electrons** to give a **higher oxidation state (more positive)**.

Reduction is defined as a **gain of electrons** to give a **lower oxidation state (more negative)**.

OXIDATION NUMBERS: The following rules predict the oxidation number for each of the atoms/ions in a compound or ion.

الأكسدة: تعرف الأكسدة على أنها فقدان للإلكترونات مما يؤدي إلى حالة أكسدة أعلى (موجب أكثر)

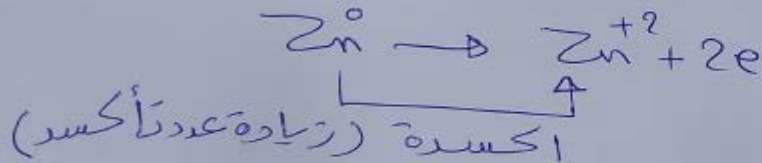
الاختزال: يعرف الاختزال على أنه اكتساب للإلكترونات مما يؤدي إلى حالة أكسدة أقل (سالب أكثر)

عدد التاكسد: القواعد التالية تساعد على معرفة عدد التاكسد لكل من الذرات/الأيونات في المركب أو الأيون.

Reduction - Oxidation Reactions
تفاعلات الأكسدة - الاختزال

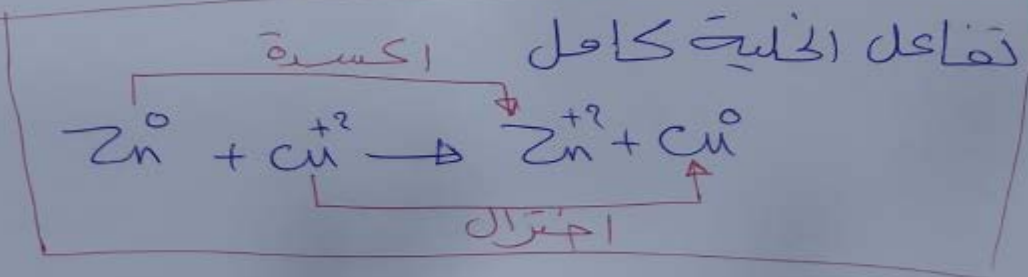
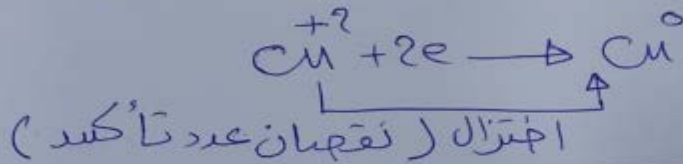
الأكسدة Oxidation :- عملية فقدان الإلكترون خلال التفاعل
③ زيادة عدد تأكسد جزيئياً

مثال تفاعل نصف الخلية للتأكسد

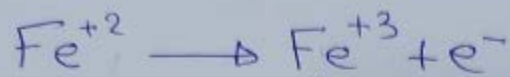


الاختزال Reduction :- عملية اكتساب الإلكترون خلال التفاعل
③ نقصان عدد تأكسد جزيئياً

مثال تفاعل نصف خلية الاختزال



العامل المختزل :- هي الذرة التي تاكسدت
 Reduction agent
 وهي الذرة التي تغطي الاعم
 وتصبح حالة التاكسد اعلى

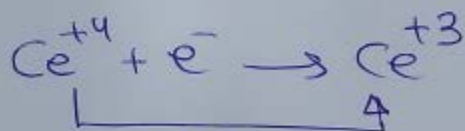


عامل مختزل
 Reduction agent ①

② اوكسدة (زيادة عدد تاكسد)
 عملية

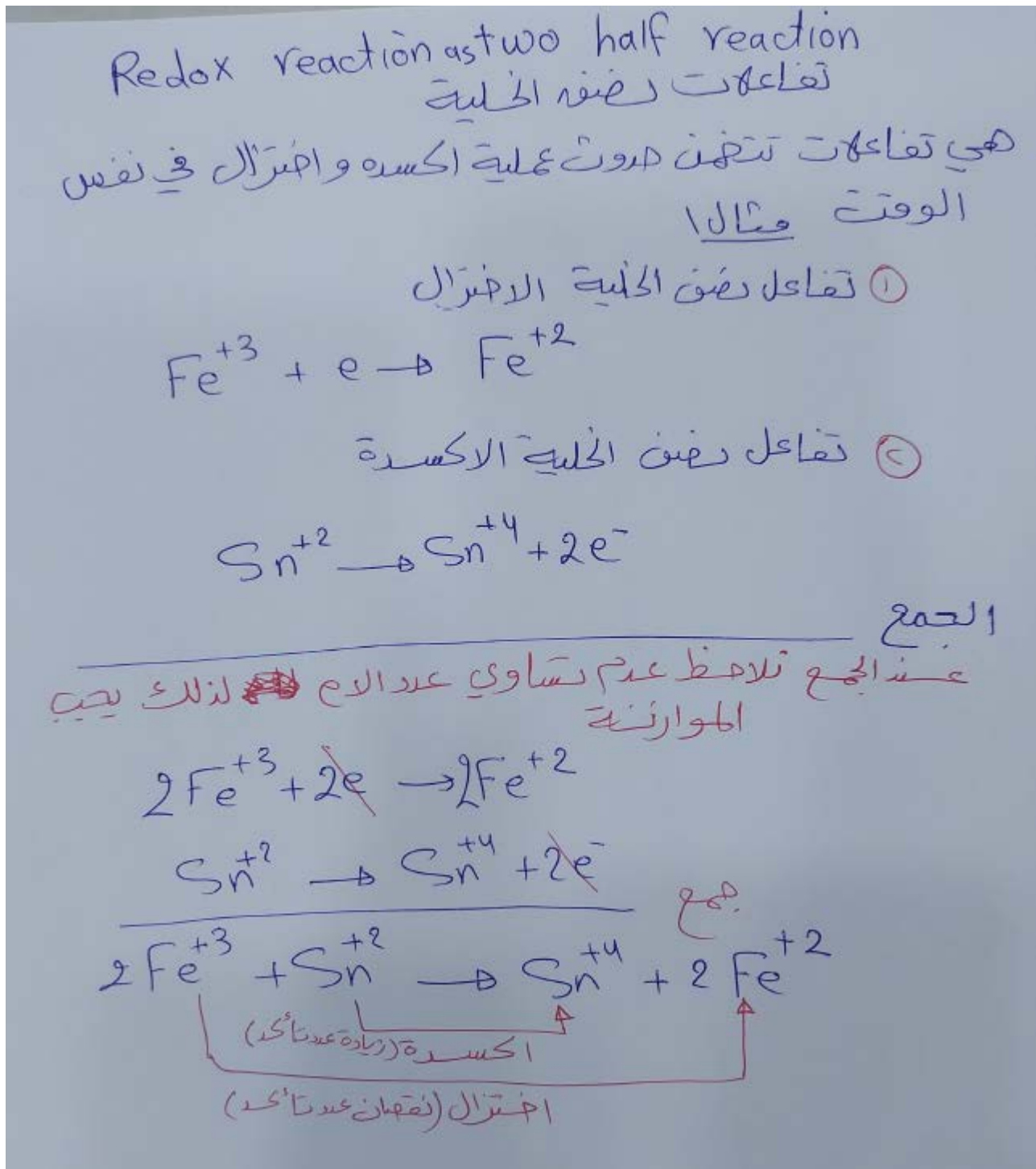
العامل المؤكسد
 Oxidation agent
 :- هي الذرة التي اُختزلت
 وهي الذرة التي تاخذ الاعم

وتقلل Reduce الحالة التاكسدية
 الى عدد اقل مثال



عامل مؤكسد
 Oxidation agent ①

② عملية اختزال (تقليل عدد تاكسد)



General Rules (Always applicable–No exceptions)

1. For any uncombined element, the oxidation number is zero.

Examples: Fe, Xe, O₂, H₂ (0 for all of these)

2. For any **monoatomic ion**, the **oxidation number is equal to the charge on the ion**.

Examples: Fe²⁺, F⁻, O²⁻, H⁺ (+2, -1, -2, and +1 respectively)

3. For any compound, the **sum of the oxidation numbers must be zero**.

Examples: NaCl = Na⁺ + Cl⁻ = +1 + (-1) = 0



$$= 2(+1) + 2(X) + 7(-2) = 0 \quad \text{----} \quad X = +6$$

Special Rules These rules only apply to certain columns on the **Periodic Table**.

1. Column IA +1 (Except H with a metal, then H = -1)
2. Column IIA +2
3. Column IIIA +3 (Normally, however +1 possible near the bottom of the table)
4. Column IVA +4
5. Column VA +5 to -3
6. Column VIA -2 (Oxygen is -2 except when combined with F, or in O_2^{2-})
7. Column VIIA -1 (Fluorine is -1 in compounds)
8. Column VIIIA (Usually only 0)

خطوات الحل

3

① العناصر اللافلزات الشائبة الذرة تكون شحنتها صفر

$\text{F}_2, \text{I}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{N}_2, \text{H}_2, \text{O}_2$

هالوجينات

② هذه العناصر اعادة تكون لها شحنة اذا اصبحت امدية الذرة

$\text{F}^{-1}, \text{I}^{-1}, \text{Cl}^{-1}, \text{Br}^{-1}, \text{N}^{-3}, \text{H}^{+1}, \text{O}^{-2}$

هالوجينات

Periodic Table of the Elements

Group	1	2											13	14	15	16	17	18		
	1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A		
1	1 H Hydrogen 1.0078																	2 He Helium 4.0026		
2	3 Li Lithium 6.938	4 Be Beryllium 9.0122													5 B Boron 10.806	6 C Carbon 12.009	7 N Nitrogen 14.006	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
3	11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	3B	4B	5B	6B	7B	8B					13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.084	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.059	17 Cl Chlorine 35.446	18 Ar Argon 39.948		
4	19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.63	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798		
5	37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.96	43 Tc Technetium 98.9062	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.91	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.76	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90	54 Xe Xenon 131.29		
6	55 Cs Cesium 132.91	56 Ba Barium 137.33		72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.95	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.21	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.97	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)		
7	87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)		104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (269)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (268)	111 Rg Roentgenium (268)	112 Cn Copernicium (268)	113 Uut Ununtrium (268)	114 Fl Flerovium (268)	115 Uup Ununpentium (268)	116 Lv Livermorium (268)	117 Uus Ununseptium (268)	118 Uuo Ununoctium (268)		
			Lanthanides																	
			57 La Lanthanum 138.91	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.91	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.97			
			Actinides																	
			89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)			

SOURCES: National Institute of Standards and Technology, International Union of Pure and Applied Chemistry

KARL TATE / © LiveScience.com

عدد التاكسد	ثنائية التكافؤ	عدد التاكسد	احادية التكافؤ
+2	Hg الزئبق (II)	+1	K البوتاسيوم
+2	Sn القصدير (II)	+1	Na الصوديوم
+2	Mg المغنيسيوم	+1	Ag الفضة
+2	Ca الكالسيوم	+1	Cu النحاس
+2	Zn الزنك	+1	H الهيدروجين
+2	Ba الباريوم	-1	Cl كلوريد
+2	Fe الحديد (II)	-1	Br بروميد
+2	Cu النحاس (II)	-1	I يوديد
+2	Pb الرصاص (II)	-1	F فلوريد
-2	S كبريتيد		
-2	O اوكسيد		
	رباعية التكافؤ		ثلاثية التكافؤ
+4	Pb الرصاص (IV)	+3	Al الالمنيوم
+4	Sn القصدير (IV)	+3	Fe الحديد (III)
+4	Mn المنغنيز (IV)		

الايونات متعددة الذرات (مجاميع ذرية)

عدد التاكسد	الاسم والرمز	عدد التاكسد	الاسم والرمز
-1	ClO ₃ كلورات	+1	NH ₄ الامونيوم
-1	CH ₃ COO خلات	-1	OH هيدروكسيد
-2	CO ₃ كاربونات	-1	NO ₃ نترات
-2	SO ₄ كبريتات	-1	NO ₂ نتريت
-2	SO ₃ كبريتيت	-1	HSO ₄ كبريتات هيدروجينية
-3	PO ₄ الفوسفات	-1	HCO ₃ كاربونات هيدروجينية

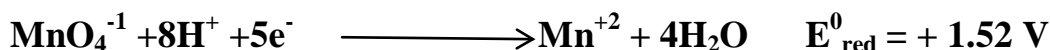
عدد تأكسده	العنصر	عدد تأكسده	العنصر	عدد تأكسده	العنصر
-1	بروم Br	+2	زئبق Hg	+1	هيدروجين H
-1	يود I	+2	كالسيوم Ca	+1	بوتاسيوم K
-2	كبريت S	+2	خارصين Zn	+1	صوديوم Na
-2	أوكسجين O	+3	الالمنيوم Al	+2	مغنيسيوم Mg
-3	نتروجين N	-1	كلور Cl	+2	نحاس Cu
		-1	فلور F	+2	حديد Fe

Oxidizing agent : an oxidizing substance which tend to take on an electron or electrons and be reduced to a lower oxidation state. For example -



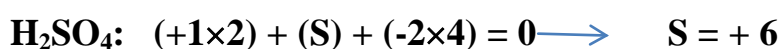
- Oxidizing ability depends strongly on pH value.

KMnO₄ in presence of dil. H₂SO₄

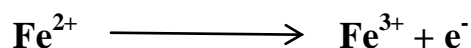


Q – Calculate the oxidation number for the **central atom** in the following compounds.

KMnO₄, K₂Cr₂O₇, H₂O₂, HNO₃, H₂SO₄, KIO₃, CdCl₂.



Reducing agent: an reducing substance which tend to give up an electron or electrons and be oxidized to a higher oxidation state. For example -



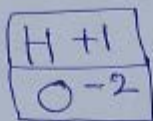
Oxalic acid H₂C₂O₄·2H₂O ::: C₂O₄²⁻ = CO₂ + 2e⁻

Q – Calculate the oxidation number for the **central atom** in the following compounds.

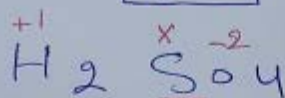
H₂C₂O₄·2H₂O, H₂S, SnCl₂

Q Calculate oxidation no. of central atom
 ذرة مركزية

عدد تأكسد للذرة المركزية



مفرد = H_2SO_4 متبادل

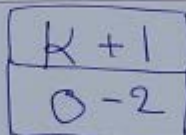
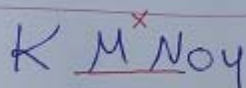


$$(+1 \times 2) + X + (-2 \times 4) = 0$$

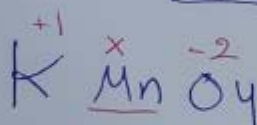
$$+2 + X - 8 = 0$$

$$X - 6 = 0$$

$$X = +6 \Rightarrow \boxed{\text{S} = +6}$$



مفرد = KMnO_4 متبادل

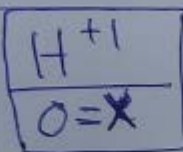
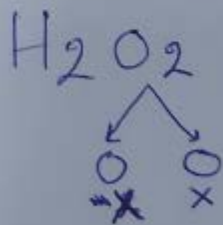


$$(+1) + X + (-2 \times 4) = 0$$

$$1 + X - 8 = 0$$

$$X - 7 = 0$$

$$X = +7 \Rightarrow \boxed{\text{Mn} = +7}$$



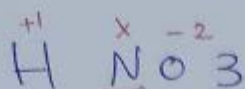
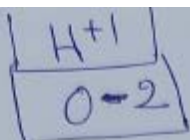
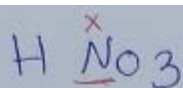
$$\text{H}_2\text{O}_2$$

$$(+1 \times 2) + (+X) + (X) = 0$$

$$+2 + 2X = 0$$

$$2X = -2$$

$$X = -1 \Rightarrow \boxed{\text{O} = -1 \text{ in } \text{H}_2\text{O}_2}$$

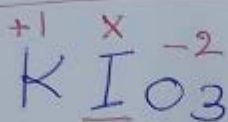


$$(1 \times +1) + X + (-2 \times 3) = 0$$

$$1 + X - 6 = 0$$

$$X - 5 = 0$$

$$X = +5 \Rightarrow \boxed{\text{N} = +5}$$

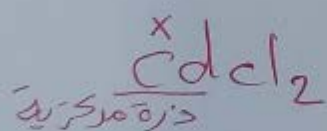


$$(+1) + X + (-2 \times 3) = 0$$

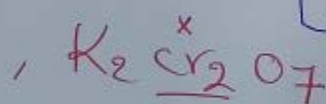
$$+1 + X - 6 = 0$$

$$X - 5 = 0$$

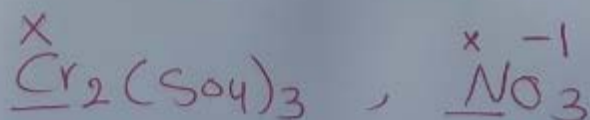
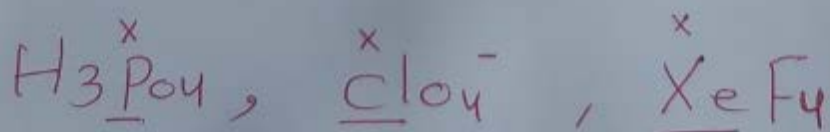
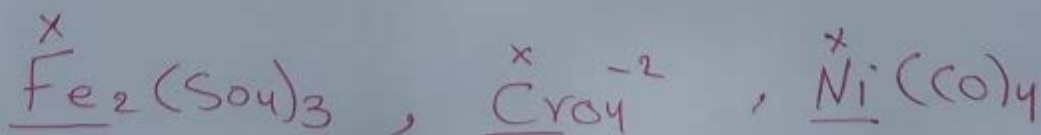
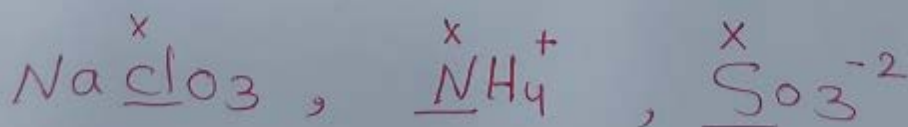
$$X = +5 \Rightarrow \boxed{\text{I} = +5}$$

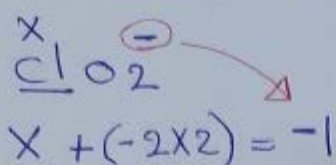
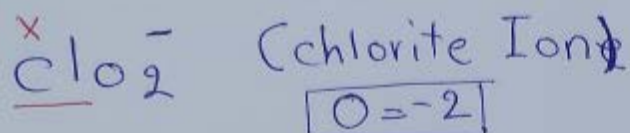


ذرة مركزية



واجب





$$X + (-2 \times 2) = -1$$

$$X - 4 = -1$$

$$X = -1 + 4$$

$$X = +3 \Rightarrow \boxed{\text{Cl} = +3}$$

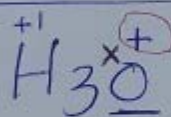


$$X + (-2 \times 4) = -3$$

$$X - 8 = -3$$

$$X = -3 + 8$$

$$X = +5 \Rightarrow \text{P} = +5$$

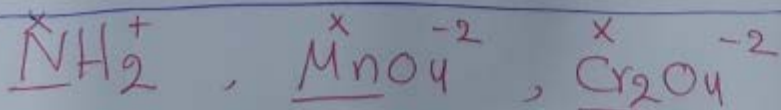


$$(+1 \times 3) + X = +1$$

$$3 + X = 1$$

$$X = 1 - 3$$

$$X = -2 \Rightarrow \text{O} = -2$$

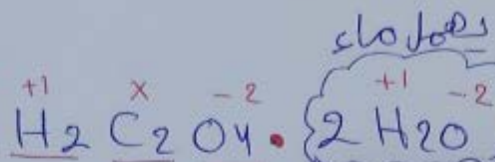


واجب





$\text{H} = +1$
$\text{O} = -2$



ملاحظة: - في حالات وجود الماء .

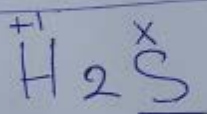
فإن الماء لا يدخل في حسابات العدد التأكسدي للمركب الأصلي

$$(2 \times +1) + 2x + (-2 \times 4) = 0$$

$$2 + 2x - 8 = 0$$

$$2x - 6 = 0$$

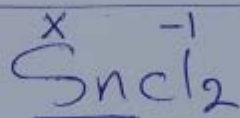
$$\frac{2x}{2} = \frac{+6}{2} \Rightarrow x = +3 \Rightarrow \text{C} = +3$$



$$(+1 \times 2) + x = 0$$

$$+2 + x = 0$$

$$x = -2 \Rightarrow \boxed{\text{H} = -2}$$



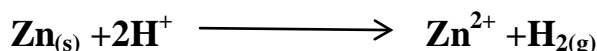
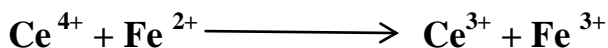
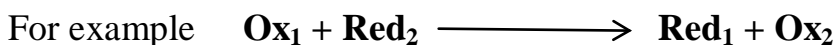
$$x + (-1 \times 2) = 0$$

$$x - 2 = 0$$

$$x = +2 \Rightarrow \text{Sn} = +2$$

REDUCTION - OXIDATION REACTION

Is one that occurs between a reducing and an oxidizing agent,

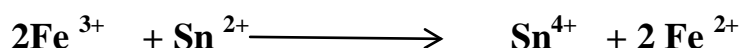


Redox reaction as two half reaction As a redox reaction involves both oxidation and reduction components, it is possible to divide the total reaction, these clearly demonstrate which species gains electrons and which loses them.

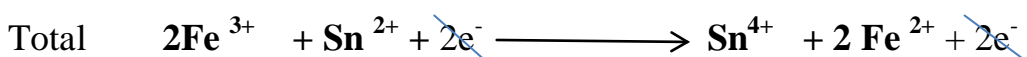
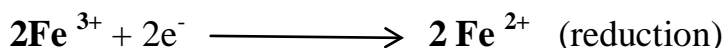
تفاعلات الأكسدة والاختزال كـنصفـي تفاعل: كما نعلم، فإن تفاعل الأكسدة والاختزال (Redox reaction) هو تفاعل كيميائي يتضمن انتقال الإلكترونات بين الذرات أو الأيونات. ولهذا السبب، يمكننا تقسيم أي تفاعل أكسدة واختزال إلى قسمين أو "نصفـي تفاعل":

1. **نصف تفاعل الأكسدة: (Oxidation Half-Reaction)** هذا الجزء يمثل فقدان الإلكترونات من قبل أحد الأنواع الكيميائية المتفاعلة. خلال الأكسدة، يزداد عدد تأكسد الذرة أو الأيون.
2. **نصف تفاعل الاختزال: (Reduction Half-Reaction)** هذا الجزء يمثل اكتساب الإلكترونات من قبل نوع كيميائي آخر متفاعل. خلال الاختزال، يقل عدد تأكسد الذرة أو الأيون.

This can be suitably illustrated by the reaction between iron (III) and tin (II).



This reaction can be divided into two half reactions show below



This method of expressing a redox reaction as two half reactions provide a kind of flexibility to the concept of redox reaction.

No half reaction occur by itself there must be an **electron donor (reducing agent)** and an **electron acceptor (an oxidizing agent)** **Fe³⁺** oxidizing agent **Sn²⁺** reducing agent.

لا يحدث أي نصف تفاعل بمفرده، بل يجب أن يكون هناك مانح للإلكترونات (عامل مختزل) ومستقبل للإلكترونات (عامل مؤكسد). يعتبر **Fe³⁺** عاملاً مؤكسداً بينما يعتبر **Sn²⁺** عاملاً مختزلاً.

Balancing Redox Equations

Knowing how to balance oxidation- reduction reactions is essential to understanding all the concepts covered in this course.

اوكزالات الصوديوم $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ او حامض الاوكزاليت $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

س / عدد المفقوده او المكتسبه؟

$$\text{C}_2\text{O}_4^{-2} \rightleftharpoons 2\text{CO}_2^0 + 2e^-$$

يسار -2 يمين صفر

نظرح بدون اشارات $|2|-0 = 2e$ عدد مفقوده او مكتسبه

برمنجنات بوتاسيوم KMnO_4

عدد الايم المفقوده او المكتسبه؟

$$\text{MnO}_4^{-1} + 8\text{H}^{+1} + 5e \rightleftharpoons \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}^0$$

يسار -1 يمين +2

$(-1) + (8 \times +1)$
 $-1 + 8$
 $+7$

نظرح بدون اشارات $|+7| - |2| = 5$ عدد مفقوده او مكتسبه

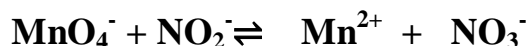
ثنائي كرومات بوتاسيوم $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + 14\text{H}^{+1} + 6e \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}^0$$

يسار -2 يمين +3

$(-2) + (14) = +12$
 نظرح $|+12| - |6| = 6$ عدد مفقوده او مكتسبه

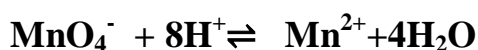
Q- Complete and balance the following equation after adding H^+ , OH^- , or H_2O as needed



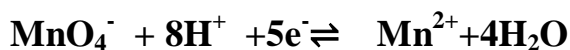
1- We write and balance the two half-reaction involved.



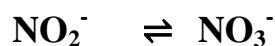
To account for the 4 oxygen atoms on the left-hand side of the equation we add $4H_2O$ on the right-hand side of the equation, which means that we must provide $8H^+$ on the left.



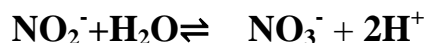
To balance the charge, we need to add 5 electrons to the left side of the equation. Thus



For the other half-reaction



We add one H_2O to the left side of the equation to supply the needed oxygen and $2H^+$ on the right to balance hydrogen



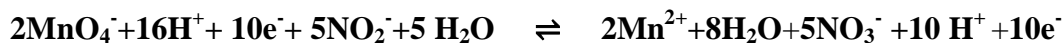
Then we add two electrons to the right-hand side to balance the charge



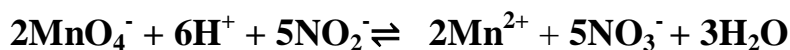
Before combining the two equation, we must multiply the first by 2 and

the second by 5 so that the number of electrons lost will be equal to the number of electrons

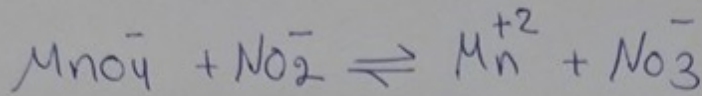
gained. We then add the two half-reactions to obtain



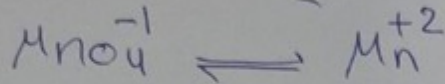
Which then rearranges to the balanced equation?



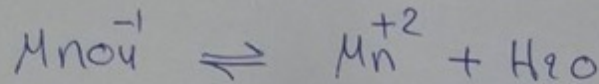
Q] complete and balance after adding H^+ , OH^- , H_2O ?



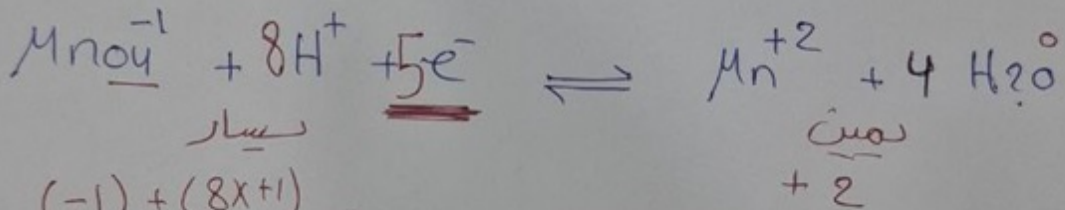
الكل -! نأخذ نسبة الخلية



① نضيف H_2O ماء للجهة اليمين لوجود اوكسجين
زيادة في MnO_4^-



② نضيف H^+ و e^- لليساار حتى نوازن المعادلة

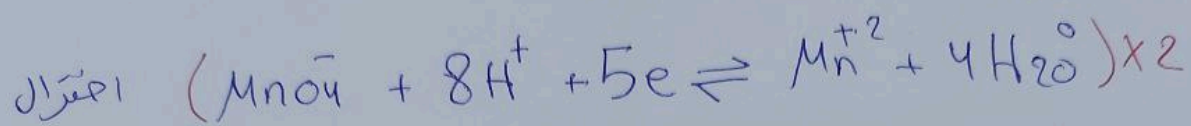


$$(-1) + (8 \times +1) = +7$$

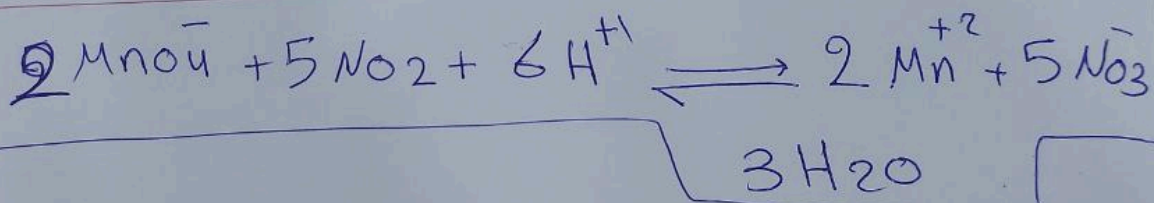
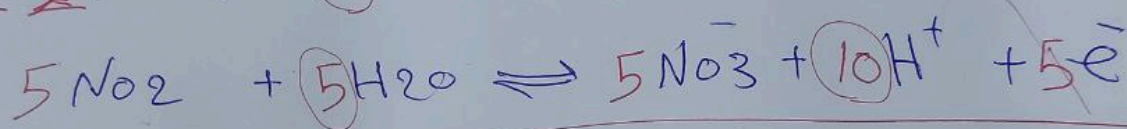
نضع بصون اسارة

$$1 + 7 / -1 + 2 / = 5$$

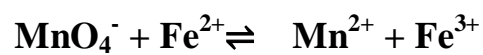
لجمع المعادلتين وتوازنت

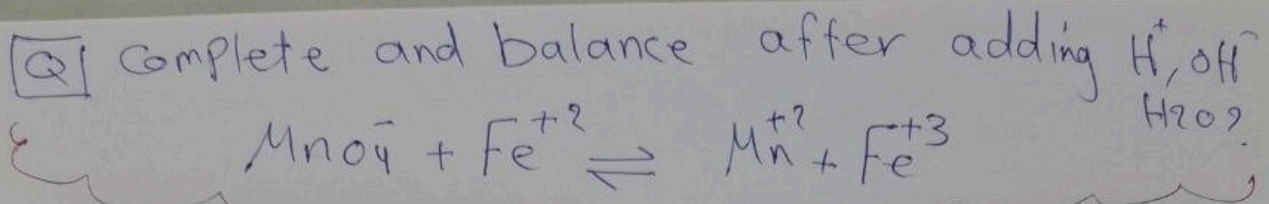


جمع

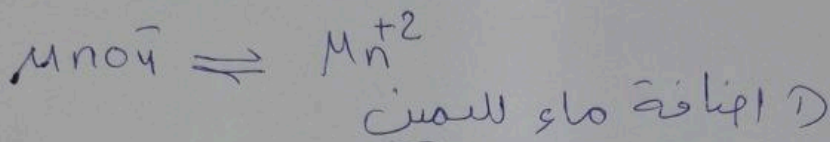


Q - Complete and balance the following equation after adding H^+ , OH^- , or H_2O as needed

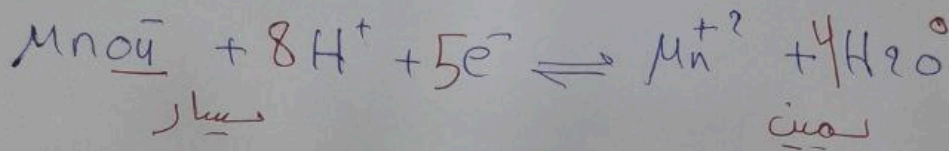




نصفية الخلية الاختزال (الأكسدة) الكل



2) إضافة H^+ و e^- لليسار مع الموازنة

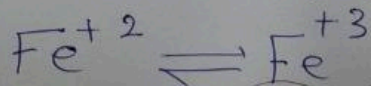


$$(-1) + (8 \times +1) = +7 \qquad +2$$

نظرة بدون اشارات

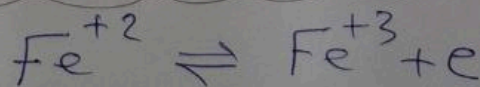
$$|+7| - |+2| = 5$$

نصفية الخلية الاكسدة (فقدان e^-)

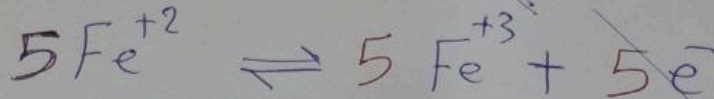
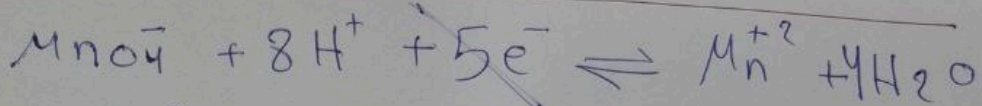
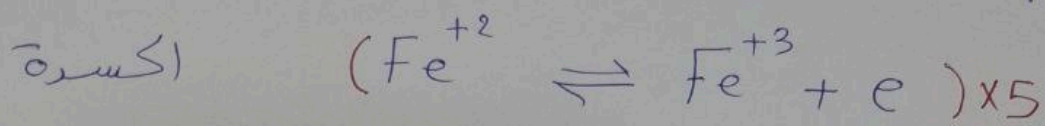
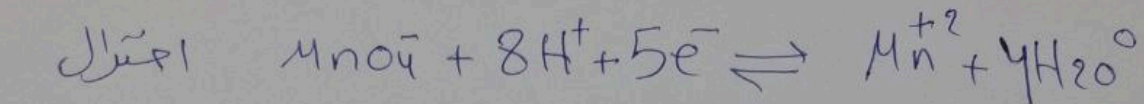


هنا لانضيف ماء

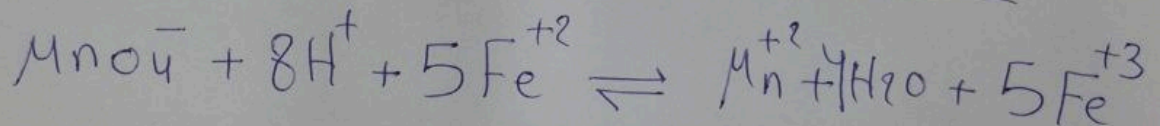
لان ذرات الاوكسجين والهيدروجين ليست جزء من نصف تفاعل هذه الخلية لذلك الموازنة فقط تعتمد على عدد e^- المفقودة او المكتسبة



نجمع المعادلتين ونوازن



جمع



ملاحظة

• تصنيف الماء والأيونات H^+ (في الوسط الحمضي)

وتصنيف أيونات OH^- (في الوسط القاعدي)

إذا لزم الأمر ذرات O أو أكسجين أو H هيدروجين في المعادلة.

في حالة Fe^{3+}/Fe^{2+} لا يوجد أكسجين أو هيدروجين

لذلك الموازنة فقط على عدد المفقود أو المكتسب

The effect of concentration on electrode potential

Nernst equation

A mathematical expression that related the potential of an electrode to the activities of those species in solution that is responsible for potential. For a cell with the following general equation

معادلة نرنست: هي تعبير رياضي يربط جهد قطب كهربائي بفعاليات المواد الموجودة في المحلول والتي هي المسؤولة عن هذا الجهد. بالنسبة لخلية ذات تفاعل عام كالتالي:



The **electrode potential** for this reaction is given by the equation

يعطى **جهد القطب الكهربائي** لهذا التفاعل بالمعادلة التالية:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$

مهم

E° = the standard electrode potential which is characteristic for each half- reaction	E° : جهد القطب الكهربائي القياسي، وهو قيمة مميزة لكل نصف تفاعل.
E =Electrode potential under the normal conditions	E : جهد القطب الكهربائي في الظروف الاعتيادية.
R = the gas constant $8.314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ or $(8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}})$	R : ثابت الغازات ويساوي $8.314 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $(8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}})$
T = temperature K	T : درجة الحرارة بالكلفن.(K)
n = number of moles of electrons that appear in the half –reaction for the electrode process	n : عدد مولات الإلكترونات التي تظهر في نصف تفاعل القطب الكهربائي.
F = faraday constant = $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$. $(96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}})$	F : ثابت فاراداي ويساوي $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ $(96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}})$
\ln = natural logarithm = $2.303 \log$	\ln : اللوغاريتم الطبيعي

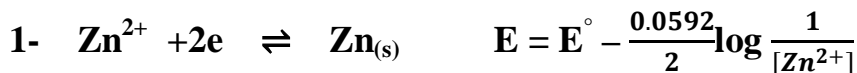
If we substitute numerical values for the constants convert to bas 10 logarithms and specify 25°C for the temperature, we gat

إذا قمنا بتعويض القيم العددية للثوابت وتحويل اللوغاريتم إلى الأساس 10 وعند درجة الحرارة 25°C فإننا نحصل على :

$$E = E^{\circ} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$

Examples : Typical half-cell reactions and their corresponding nernst expressions follow.

أمثلة: تفاعلات نصف الخلية النموذجية وتعبيرات نرنست المقابلة لها تتبع ما يلي:



$\text{Zn}_{(s)}$ is not included in the logarithmic because it is a **pure solid**. Thus, the electrode potential varies linearly with the logarithm of the reciprocal of the zinc ion concentration $[\text{Zn}^{2+}]$.

$\text{Zn}_{(s)}$ تم تعويض قيمته برقم 1 لأنه مادة صلبة نقية، وفعاليتها تعتبر ثابتة

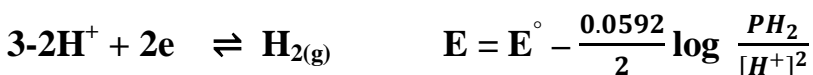


the potential for this couple can be measured with an **inert metallic electrode immersed** in a **solution containing both iron species**.

The potential depends on the logarithm of the ratio between the molar concentrations of these ions.

• يمكن قياس جهد هذا الزوج باستخدام قطب فلزي خامل مغمور في محلول يحتوي على كلا النوعين من أيونات الحديد.

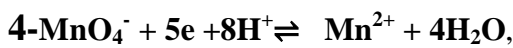
• يعتمد الجهد على لوغاريتم النسبة بين التركيزات المولارية لهذه الأيونات.



In this example P_{H_2} is the **pressure of hydrogen (in atm)** at the surface of the electrode.

• في هذا المثال، P_{H_2} هو ضغط الهيدروجين بالوحدة (atm) عند سطح القطب.

• يعتمد الجهد على ضغط غاز الهيدروجين وعلى تركيز أيونات الهيدروجين.



$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{5} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}$$

Here, the potential depends not only on the concentration of manganese species but also on the pH of the solution.

- هنا، لا يعتمد الجهد فقط على تركيز انواع المنغنيز، بل يعتمد أيضًا على الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول بسبب وجود $[\text{H}^+]$ في المعادلة



This half-cell reaction describes the behavior of silver electrode immersed in a chloride solution that is saturated with AgCl.

- يصف نصف تفاعل الخلية هذا سلوك قطب الفضة المغمور في محلول كلوريد مشبع بكلوريد الفضة (AgCl)
- بما أن $\text{AgCl}_{(s)}$ و $\text{Ag}_{(s)}$ هي مواد صلبة نقية، فإن فعاليتاهما ثابتة وتعوض 1 في المعادلة

Example: calculate the electrode potential of a silver electrode immersed in a 0.05 M solution of NaCl using

$$(a) E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.776 \text{ V}$$

$$(b) E^\circ_{\text{AgCl}/\text{Ag}} = 0.222 \text{ V}. \quad K_{sp}(\text{AgCl}) = 1.82 \times 10^{-10}.$$

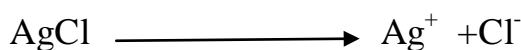
Solution :



$$E = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

- الفضة مادة صلبة نقية تعوض 1

- بما انه ذكر في المعطيات ثابت حاصل الاذابة $K_{sp}(\text{AgCl})$ وان AgCl هو ملح شحيح الذوبان ، لذلك يمكن الحصول على تركيز الفضة من التالي



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$1.82 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+] 0.05$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{sp}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1.82 \times 10^{-10}}{0.05} = 3.64 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Substitution into Nernst expression gives:

$$E = 0.776 - 0.0592 \log \frac{1}{3.64 \times 10^{-9}} = 0.299 \text{ V}$$



$$E = E^\circ_{\text{AgCl/Ag}} - \frac{0.0592}{1} \log [\text{Cl}^-] , \quad \text{Concentration of } [\text{Cl}^-] = 0.05 \text{ M}$$

• الفضة وملح كلوريد الفضة مواد صلبة نقية تعوض 1

$$E = 0.222 - 0.0592 \log [\text{Cl}^-] = 0.222 - 0.0592 \log 0.05 = 0.299 \text{ V}$$

Oxidation-reduction (redox) Titration

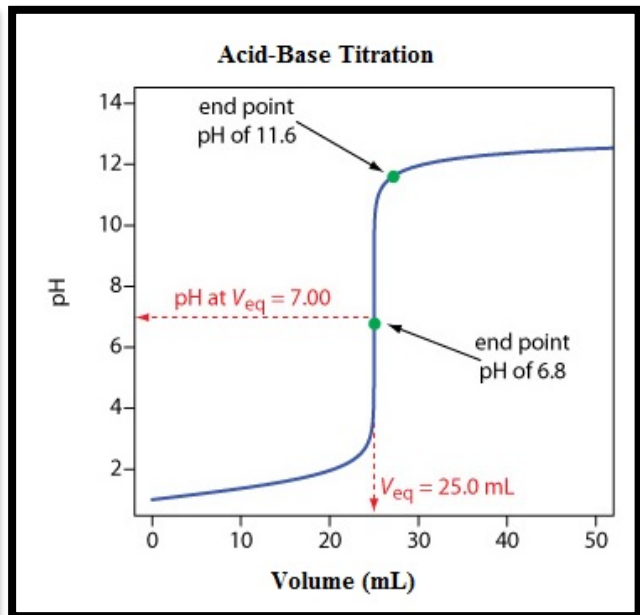
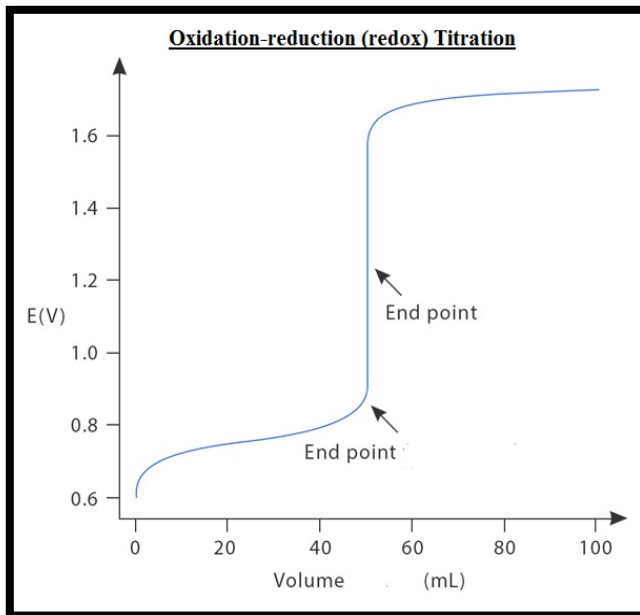
تسحيحات الاكسدة والاختزال

Oxidation-reduction (redox) Titration: In redox titrations the concentration of the substances or ions involved in the reaction continuously keeps changing in the course of the titration. Hence the redox potential of the solution must also change (the phenomenon may be compared to the change of the pH of solution during acid-base titration) by plotting the redox potential corresponding to different points in the titration, a titration curve similar to the curve obtained in an acid-base method is obtained. The titration curve in redox reactions can be drawn by plotting the potential of half-cell against the volume in millimeter of the titrant.

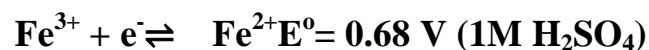
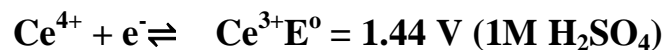
في تسحيحات الأكسدة والاختزال، يتغير تركيز المواد أو الأيونات المشاركة في التفاعل باستمرار أثناء عملية التسحيح. وبالتالي، يجب أن يتغير جهد الأكسدة والاختزال للمحلول أيضاً (يشبه تغير جهد الأكسدة والاختزال في عملية تسحيح الأكسدة والاختزال بتغير pH للمحلول أثناء تسحيح الحامض والقاعدة). برسم جهد الأكسدة والاختزال المقابل لنقاط مختلفة في التسحيح، يتم الحصول على منحنى معايرة مشابه للمنحنى الناتج في طريقة الحامض والقاعدة. يمكن رسم منحنى المعايرة في تفاعلات الأكسدة والاختزال برسم جهد نصف الخلية مقابل حجم المحلول المعايير بالمليمترا.

Points in the redox titration

- 1- Before titration قبل التسحيح
- 2- Prior to the equivalence point قبل نقطة التكافؤ
- 3- At the equivalence point عند نقطة التكافؤ
- 4- After the equivalence point بعد نقطة التكافؤ



Example: consider the titration of 50.0 ml of 0.05 M Fe^{2+} with 0.10 M Ce^{4+} in a medium that is 1.0 M in H_2SO_4 at all time. (volumes of Ce^{4+} added from burette 0 ml, 5 ml, 25 ml, 25.1 ml)

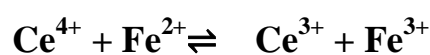


Solution:

At all times during the titration this reaction is **rapid and reversible** and in equilibrium hence E_{system} is the potential of the titration and is the value plotted on the y-axis.

في جميع الأوقات خلال المعايرة، يكون هذا التفاعل **سريعاً وعكوساً** وفي حالة اتزان. وبالتالي، فإن E_{system} هو جهد المعايرة وهو القيمة التي يتم رسمها على المحور الصادي (y-axis).

E_{system} represents the potential of the electrochemical cell:



+e⁻ (reduction)



-e⁻ (oxidation)

SHE// Ce⁴⁺, Ce³⁺, Fe³⁺, Fe²⁺/Pt

SHE هو اختصار لـ **Standard Hydrogen Electrode**، أو قطب الهيدروجين القياسي، إنه نظام قطب كهربائي يستخدم كمرجع لحساب جهود الأقطاب الكهربائية الأخرى. يعتبر جهد قطب الهيدروجين القياسي، حسب الاتفاقية، يساوي صفر فولت (0 V) عند الظروف القياسية.

We can follow either $E_{\text{Ce}^{4+},\text{Ce}^{3+}}$ or $E_{\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}}$

$$E_{\text{system}} = E_{\text{Ce}^{4+},\text{Ce}^{3+}} = E_{\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}}$$

(a) At Volume [Ce⁴⁺] solution = 0 mL

In the beginning of the titration the solution would contain only Fe²⁺ ions and may have traces of Fe³⁺ due the **aerial oxidation** of the solution.

As the concentration of the Fe³⁺ ion is too small the calculation of the potential has no meaningful significance.

عند حجم محلول [Ce⁴⁺] = 0 مل

- الحالة الابتدائية: في بداية المعايرة، يوجد فقط محلول Fe²⁺. قد توجد كميات ضئيلة من Fe³⁺ بسبب الأكسدة الهوائية للمحلول.
- حساب الجهد: نظرًا لأن تركيز أيون Fe³⁺ منخفض جدًا (بسبب الأكسدة الطفيفة)، فإن حساب جهد أكسدة واختزال غير ممكن في هذه المرحلة..

(b) At Volume [Ce⁴⁺] solution = 5 mL

Excess of Fe²⁺ concentration of (Fe²⁺ / Fe³⁺) are measurable.

$$E_{\text{system}} = E_{\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{50 \times 0.05 - 5 \times 0.1}{50 + 5} + [\text{Ce}^{4+}] \approx \frac{50 \times 0.05 - 5 \times 0.1}{50 + 5} = \frac{2.0}{55} \text{ M}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{5 \times 0.1}{50 + 5} - [\text{Ce}^{4+}] \approx \frac{0.5}{50 + 5} = \frac{0.5}{55} \text{ M}$$

$$E_{\text{system}} = E_{\text{Fe}^{3+},\text{Fe}^{2+}} = 0.68 - \frac{0.0592}{1} \log \left(\frac{\frac{2.0}{55}}{\frac{0.5}{55}} \right) = 0.64 \text{ V}$$

(c)- At Volume [Ce⁴⁺] solution = 25 mL at the eq. point : no excess of [Fe²⁺]

$$[\text{Ce}^{4+}] \times V_{\text{total}} = [\text{Fe}^{2+}] \times V_{\text{total}} \quad \text{and} \quad [\text{Ce}^{3+}] \times V_{\text{total}} = [\text{Fe}^{3+}] \times V_{\text{total}}$$

The reaction takes place in one vessel



$$E_{\text{eq}} = E_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} \text{-----(1)}$$

$$E_{\text{eq}} = E_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}} = E^{\circ}_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]} \text{-----(2)}$$

Summation of eq(1) and eq(2)

$$\begin{aligned} 2E_{\text{eq}} &= E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}} + E^{\circ}_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{Ce}^{4+}]} \\ &= E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}} + E^{\circ}_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}} \end{aligned}$$

$$E_{\text{eq}} = \frac{E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}} + E^{\circ}_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}}}{2} = \frac{0.68 + 1.44}{2} = 1.06 \text{ V}$$

(d)- At Volume $[\text{Ce}^{4+}]$ solution = 25.10 mL > $V_{\text{eq}} = 25$ mL

After the eq. point : excess of $[\text{Ce}^{4+}]$ and concentration of $[\text{Ce}^{3+}] / [\text{Ce}^{4+}]$

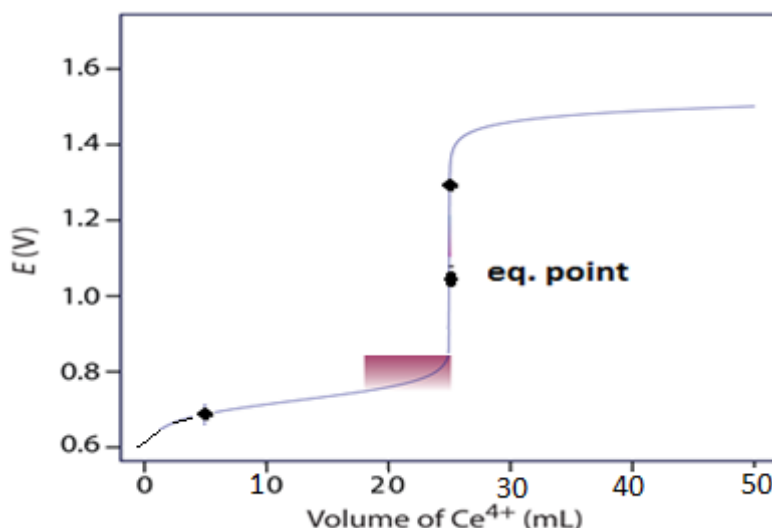
Are measurable. Hence $E_{\text{system post-eq}} = E_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}}$

$$E_{\text{system}} = E_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}} = E^{\circ}_{\text{Ce}^{4+}, \text{Ce}^{3+}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Ce}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]}$$

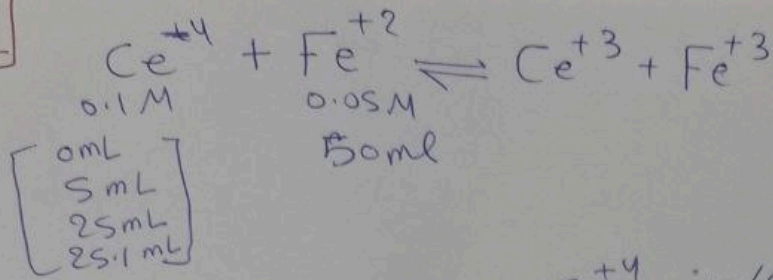
$$[\text{Ce}^{4+}] = \frac{25.1 \times 0.1 - 50 \times 0.05}{50 + 25.1} + [\text{Fe}^{2+}] \approx \frac{25.1 \times 0.1 - 50 \times 0.05}{50 + 25.1} = \frac{0.01}{75.1} \text{ M}$$

$$[\text{Ce}^{3+}] = \frac{25 \times 0.1}{50 + 25.1} - [\text{Fe}^{2+}] \approx \frac{2.5}{75.1} = \frac{2.5}{75.1} \text{ M}$$

$$E_{\text{system}} = 1.44 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{2.5}{0.01} = 1.3 \text{ V}$$



1



③ عند إضافة (0ml) من Ce^{+4} لا يوجد تفاعل أكسدة واختزال، يوجد في المحلول فقط تركيز Fe^{+2} وقليل من Fe^{+3} (نسبة الأكسدة الهوائية aerial oxidation) لذلك لا يمكن قياسه عند إضافة هنا

④ عند إضافة 5ml من Ce^{+4} قبل نقطة التكافؤ

$\text{mmol} = M \times V$

$\text{mmol Fe}^{+2} = 0.05 \times 50 = 2.5 \text{ mmol}$
 $\text{mmol Ce}^{+4} = 0.1 \times 5 = 0.5 \text{ mmol}$

	Fe^{+2}	Ce^{+4}	\rightleftharpoons	Ce^{+3}	Fe^{+3}	
بداية	2.5	0.5		0	0	قبل نقطة التكافؤ الزيادة $\text{Fe}^{+3} / \text{Fe}^{+2}$
عند تفاعل	-0.5	-0.5		+0.5	+0.5	
	2 mmol			0.5 mmol		

قبل نقطة التكافؤ يوجد في المحلول $\text{Fe}^{+2} / \text{Fe}^{+3}$ هو الأكثر في المحلول فنستعمل قانون هيرد الكلية $E_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}}$ للكبد فقط

$V_T = 50 + 5 = 55 \text{ mL}$ (جميع الحجوم)

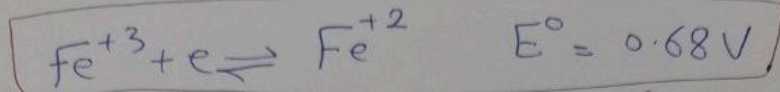
نستخرج تركيز أيونات هيدروجين
 $M = \frac{\text{mmol}}{V_T}$

$M_{\text{Fe}^{+2}} = \frac{2 \text{ mmol}}{55} = 0.036$

$M_{\text{Fe}^{+3}} = \frac{0.5 \text{ mmol}}{55} = 0.009$

ذكر في السؤال

2



$$E = E^\circ_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}} - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Fe}^{+3}]}$$

نقطة
معادلة
نرنست

$$E = 0.68 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{0.036}{0.009}$$

$$E = 0.68 - 0.0592 \log 4$$

$$E = 0.68 - (0.0592 \times 0.602)$$

$$E = 0.68 - 0.0356 \Rightarrow E = 0.6444 \text{ volt.}$$

3) عند إضافة (25 ml) من Ce^{+4}

لهذه نقطة التكافؤ

س/ كيف تعرف هذه نقطة تكافؤ مع العلم
الحيوم والتراكيز لل Fe و Ce مختلفت؟

ملاحظة

ح) لتساوي المولات او ملي مولات
عند تساوي مولات او ملي مولات المتفاعلات هي نقطة التكافؤ

$$\text{mmol Fe}^{+2} = 0.05 \times 50 = 2.5 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol Ce}^{+4} = 0.1 \times 25 = 2.5 \text{ mmol}$$

عند نقطة التكافؤ يتم اختزال جميع Ce^{+4} الى Ce^{+3}

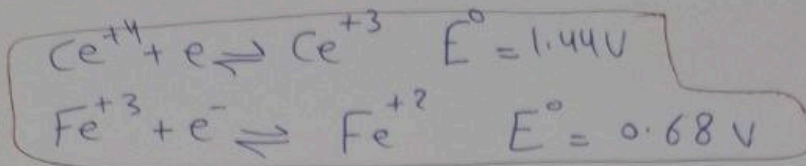
وسم اكسدة جميع Fe^{+2} الى Fe^{+3}

وبالتالي يكون التفاعل في حالة

لوازت ويكون الحل كالتالي:-

ذكر في السؤال

3



نطبق معادلة نرنست

$$E_{eq} = E^\circ_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}} - \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Fe}^{+3}]} \dots \text{①}$$

$$E_{eq} = E^\circ_{\text{Ce}^{+4}/\text{Ce}^{+3}} - \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Ce}^{+3}]}{[\text{Ce}^{+4}]} \dots \text{②}$$

عند التوازن

$$2E_{eq} = E^\circ_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}} + E^\circ_{\text{Ce}^{+4}/\text{Ce}^{+3}} - 0.0592 \log \frac{[\text{Fe}^{+2}][\text{Ce}^{+3}]}{[\text{Fe}^{+3}][\text{Ce}^{+4}]}$$

هنا جزء عند توازن
لغرضه

$$2E_{eq} = 0.68 + 1.44$$

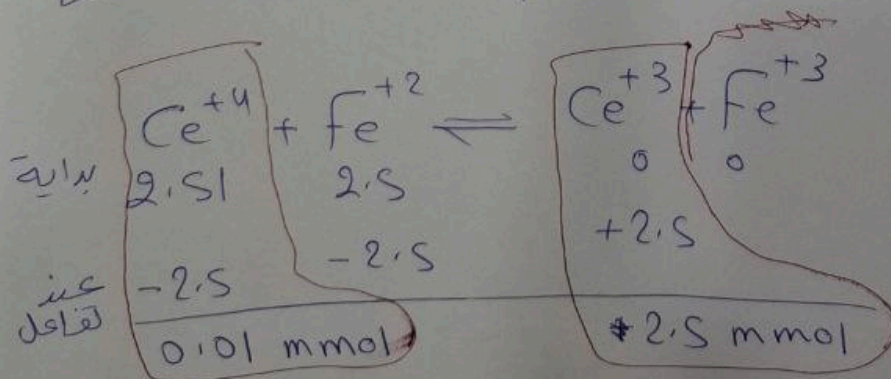
$$E_{eq} = \frac{0.68 + 1.44}{2} = 1.06 \text{ V}$$

ع) بعد نقطة التكافؤ بعد إضافة Ce^{+4} من (25.1 mL)

$$\text{mmol} = M \times V$$

$$\text{mmol Fe}^{+2} = 0.05 \times 50 = 2.5 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol Ce}^{+4} = 0.1 \times 25.1 = 2.51 \text{ mmol}$$



بعد نقطة
التكافؤ
الزيادة
 $\text{Ce}^{+4}/\text{Ce}^{+3}$

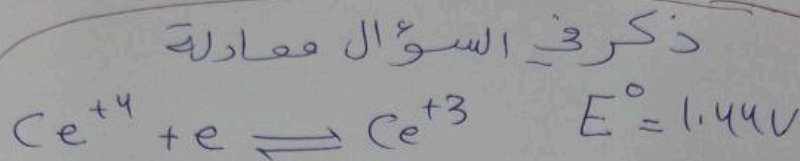
$$V_T = 25.1 + 25 = 75.1 \text{ mL} \quad \text{لتجمع الحجم}$$

4

$$M = \frac{\text{mmol}}{VT}$$

$$M_{\text{Ce}^{+4}} = \frac{0.01}{75.1} = 0.00013$$

$$M_{\text{Ce}^{+3}} = \frac{2.5}{75.1} = 0.03328$$



$$E_{\text{system}} = E_{\text{Ce}^{+4}/\text{Ce}^{+3}}^\circ - \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Ce}^{+3}]}{[\text{Ce}^{+4}]}$$

نطبق معادلة نرنست

$$= 1.44 - 0.0592 \log \frac{0.03328}{0.00013}$$

$$= 1.44 - 0.0592 \log 256$$

$$= 1.44 - (0.0592 * 2.408)$$

$$E_{\text{system}} = 1.44 - 0.142$$

$$E_{\text{system}} = 1.298 \text{ Volt} \approx 1.3 \text{ Volt}$$

Permanganometric Titration :

تسحيحات البرمنجات

Permanganometric Titration :

This method is based on reactions of **oxidation by permanganate ion**.

Oxidation may proceed in acid or in alkaline or neutral solution. When KMnO_4 acts as an oxidizing agent in acidic solution the **septivalent Mn** (Mn^{7+}) in it **reduced to Mn^{2+}** ions and a **manganous salt** of the acid used formed.

For example if FeSO_4 is the **reducing agent** and if **it is oxidized in the presence of H_2SO_4** the reaction is represented by the equation;

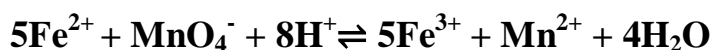
تعتمد هذه الطريقة على تفاعلات الأكسدة بواسطة أيون البرمنجنات MnO_4^{-1} .

قد تحدث الأكسدة في محلول حامضي أو قاعدي أو متعادل. عندما يعمل KMnO_4 كعامل مؤكسد في محلول حمضي، فإن المنغنيز السباعي (بحالة تأكسد +7) (Mn^{7+}) فيه يُختزل إلى أيونات Mn^{2+} ويتكون **ملح منغنيزوز للحمض** المستخدم.

على سبيل المثال، إذا كان FeSO_4 هو العامل المختزل وإذا تأكسد في وجود H_2SO_4 ، فإن التفاعل يُمثل بالمعادلة:



Or in **ionic form**



The **decrease of the valence of manganese by 5** shows that the KMnO_4 molecule **gains 5 electrons** this is also very clear from the following equation:

يُظهر انخفاض تكافؤ المنغنيز بمقدار 5 أن جزيء KMnO_4 يكتسب 5 إلكترونات، وهذا واضح جدًا أيضًا من المعادلة التالية:



It follows that in this case the **gram-equivalent** of KMnO_4 is (M.Wt $\text{KMnO}_4=158$ g/mol)

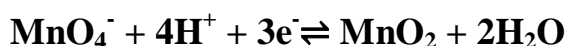
$$\text{(Eq. wt)} \left(\frac{\text{g}}{\text{Eq}} \right) \text{ for redox reaction} = \frac{\text{Molecular weight (Mwt)}}{\text{No. of electron}}$$

الوزن الغرامي المكافئ لـ KMnO_4 هو

$$\text{g-eq} = 158.03/5 = 31.61 \text{ g}$$

during oxidation in alkaline or neutral solution the Mn^{7+} ion is reduced to Mn^{4+} with the formation of manganese oxide MnO_2 in the form of a brown precipitate for example

في المحلول القاعدي أو المتعادل: يُختزل المنغنيز السباعي (Mn^{7+}) في KMnO_4 إلى منغنيز رباعي (Mn^{4+}) على شكل راسب بني من ثاني أكسيد المنغنيز (MnO_2) ، ويكتسب 3 إلكترونات. الوزن الغرامي المكافئ لـ KMnO_4 في هذه الحالة هو 52.68 جم.



Therefore in this case the gram-equivalent of KMnO_4 has a different value namely

$$\text{g-eq} = 158.03/3 = 52.68 \text{ g}$$

ملاحظة : ان تسحيحات البرمنغنات تتم بدون وجود دليل لان لون البرمنغنات البنفسجي يتغير عند التسحيح وعند الوصول الى نقطة التكافؤ وتعتبر دلانل ذاتية

A redox indicator**دلائل الأكسدة والاختزال****A redox indicator**

(Also called an **oxidation-reduction indicator**) is an indicator which undergoes a definite color change at a specific electrode potential. The requirement for fast and reversible color change means that the oxidation-reduction equilibrium for an indicator redox system needs to be established very quickly. Therefore, only a few classes of organic redox systems can be used for indicator purposes.

There are two common types of redox indicators:

- metal-organic complexes (Ex. phenanthroline)
- true organic redox systems (Ex. Methylene blue)

Sometimes colored inorganic oxidants or reductants (Ex. Potassium manganate KMnO_4 , Potassium dichromate $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$) are also *incorrectly* called redox indicators. They can't be classified as **true** redox indicators because of their irreversibility. Almost all redox indicators with true organic redox systems involve a proton as a participant in their electrochemical reaction. Therefore, sometimes **redox indicators are also divided into two general groups: independent or dependent on pH.**

(يُسمى أيضًا دلائل الأكسدة-الاختزال) هو دلائل يخضع لتغير لوني محدد عند جهد قطب كهربائي معين. إن متطلبات التغير اللوني السريع والعكوس تعني أن اتزان الأكسدة-الاختزال لنظام مؤشر الأكسدة والاختزال يجب أن يتأسس بسرعة كبيرة. لذلك، لا يمكن استخدام سوى عدد قليل من فئات أنظمة الأكسدة والاختزال العضوية لأغراض المؤشرات.

يوجد نوعان شائعان من دلائل الأكسدة والاختزال:

- معقدات فلزية عضوية (مثال: فينانثرولين)
- أنظمة أكسدة واختزال عضوية حقيقية (مثال: أزرق الميثيلين)

في بعض الأحيان، تُسمى المؤكسدات أو المختزلات اللاعضوية الملونة (مثال: برمنجنات البوتاسيوم KMnO_4 ، ثاني كرومات البوتاسيوم $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$) بشكل غير صحيح بدلائل الأكسدة والاختزال. لا يمكن تصنيفها كدلائل أكسدة واختزال حقيقية بسبب عدم عكوسيتها. تتضمن معظم مؤشرات الأكسدة والاختزال ذات الأنظمة العضوية الحقيقية بروتونًا كمشارك في تفاعلها الكهروكيميائي. لذلك، تُقسم دلائل الأكسدة والاختزال أحيانًا إلى مجموعتين عامتين: غير معتمدة أو معتمدة على الوسط الحامضي الرقم الهيدروجيني (pH).



KMnO₄



لون بني من ثاني أكسيد المنغنيز (MnO_2)

Questions:

- 1- What is an oxidizing agent? A reducing agent?
- 2- What is the Nernst equation?
- 3- What is the standard potential?
- 4- What is the redox indicator?
- 4- Complete and balance the following equation after adding H^+ , OH^- , or H_2O as needed
 - (a) - $IO_3^- + I^- \rightleftharpoons I_2$
 - (b) - $MnO_4^- + H_2SO_3 \rightleftharpoons Mn^{2+} + SO_4^{2-}$
 - (c) - $MnO_4^- + H_2S \rightleftharpoons Mn^{2+} + S$
 - (d) - $Al + NO_3^- \rightleftharpoons AlO_2^- + NH_3$
 - (e) - $2ClO_3^- + SO_2 \rightleftharpoons SO_4^{2-} + Cl_2$,
 - (f) - $2ClO_3^- + H_2S \rightleftharpoons SO_4^{2-} + Cl_2$
 - (g)- **$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$**
- 5- What is the potential of a solution containing **10.0 ml of 0.1 M Fe^{2+}** with **10 mL of 0.05 M Ce^{4+}** in a medium that is **1.0 M in H_2SO_4** at all time?
- 6- Prove the $-\frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$ equal $-\frac{0.0592}{n} \log \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$
 Knowing that **$R = 8.314 K^{-1} mol^{-1}$** and **$F = \text{faraday constant} = 96485 C$**
- 7- Describe the types of electrochemical cells with examples.
- 8- What are the types of electrochemical cells and then explain the difference between them.
- 9- Determine the reaction between the following half-reaction and calculate the corresponding cell voltage:

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu \quad E_{red}^0 = +0.34V$$

$$Zn^{2+} + 2e^- = Zn \quad E_{red}^0 = -0.76V$$
- 10 - The element that undergoes oxidation is: **$H_2 + O_2 \rightleftharpoons H_2O$**
- 11- The element that undergoes reduction is: **$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$**

امنياتنا بالتوفيق

