كل ما يحتاجه الطالب في جميع الصفوف من أوراق عمل واختبارات ومذكرات، يجده هنا في الروابط التالية لأفضل مواقع تعليمي إماراتي 100 %

تطبيق المناهج الإماراتية | الاجتماعيات | الرياضيات

الصفحة الرسمية على التلغرام | الاسلامية | العلوم

الصفحة الرسمية على الفيسبوك | الانجليزية

التربية الاخلاقية لجميع الصفوف | اللغة العربية

التربية الرياضية

مجموعات التلغرام.	مجموعات الفيسبوك	قنوات تلغرام	قنوات الفيسبوك
الصف الأول	الصف الأول	الصف الأول	الصف الأول
الصف الثاني	الصف الثاني	الصف الثاني	الصف الثاني
الصف الثالث	الصف الثالث	الصف الثالث	الصف الثالث
الصف الرابع	الصف الرابع	الصف الرابع	الصف الرابع
الصف الخامس	الصف الخامس	الصف الخامس	الصف الخامس
الصف السادس	الصف السادس	الصف السادس	الصف السادس
الصف السابع	الصف السابع	الصف السابع	الصف السابع
الصف الثامن	الصف الثامن	الصف الثامن	الصف الثامن
الصف التاسع عام	الصف التاسع عام	الصف التاسع عام	الصف التاسع عام
الصف التاسع متقدم	الصف التاسع متقدم	الصف التاسع متقدم	تاسع متقدم
الصف العاشر عام	الصف العاشر عام	الصف العاشر عام	عاشر عام
الصف العاشر متقدم	الصف العاشر متقدم	الصف العاشر متقدم	عاشر متقدم
الحادي عشر عام	الحادي عشر عام	الحادي عشر عام	حادي عشر عام
الحادي عشر متقدم	الحادي عشر متقدم	الحادي عشر متقدم	حادي عشر متقدم
ثاني عشر عام	الثاني عشر عام	الثاني عشر عام	الثاني عشر عام
ثاني عشر متقدم	الثاني عشر متقدم	ثاني عشر متقدم	ثاني عشر متقدم

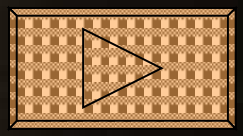
اول ثانوي علمي

كيـــميـــاء

التأكـــســـد و
الاخـــتـــزال

والاختزال لها دور مهم في حياتنا اليومية كالطلاء المعدني وتنقية المعادن وقصر الألوان وكيمياء التصوير و وقود الصواريخ هذه كلها تطبيقات عملية على هذه التفاعلات

والآن لنتذكر معاً مفهوم كل من التأكسد والاختزال



التأكسد :
هو عملية يتم بها فقد المادة إلكترون أو أكثر
الاختزال :
هو عملية يتم بها كسب المادة إلكترون أو أكثر
أي ان التأكسد فقد للالكترونات
أي ان الاختزال كسب للالكترونات

لو قمنا بإجراء النشاط التالي بين شريط المغنيسيوم ومحلول كبريتات النحاس الزرقاء للاحظنا اختفاء اللون الازرق من المحلول وترسب ذرات النحاس وهذا يدل على حدوث تفاعل كيميائي بين المغنيسيوم وكبريتات النحاس

ويمكن تمثيل التفاعل التالي بالمعادلة الكيميائية الصافية التالية :

$$Mg + Cu \longrightarrow Mg^{2+} + Cu$$

ويمكن تقسيم المعادلة الكيميائية السابقة الى:

تأكسد : $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e$

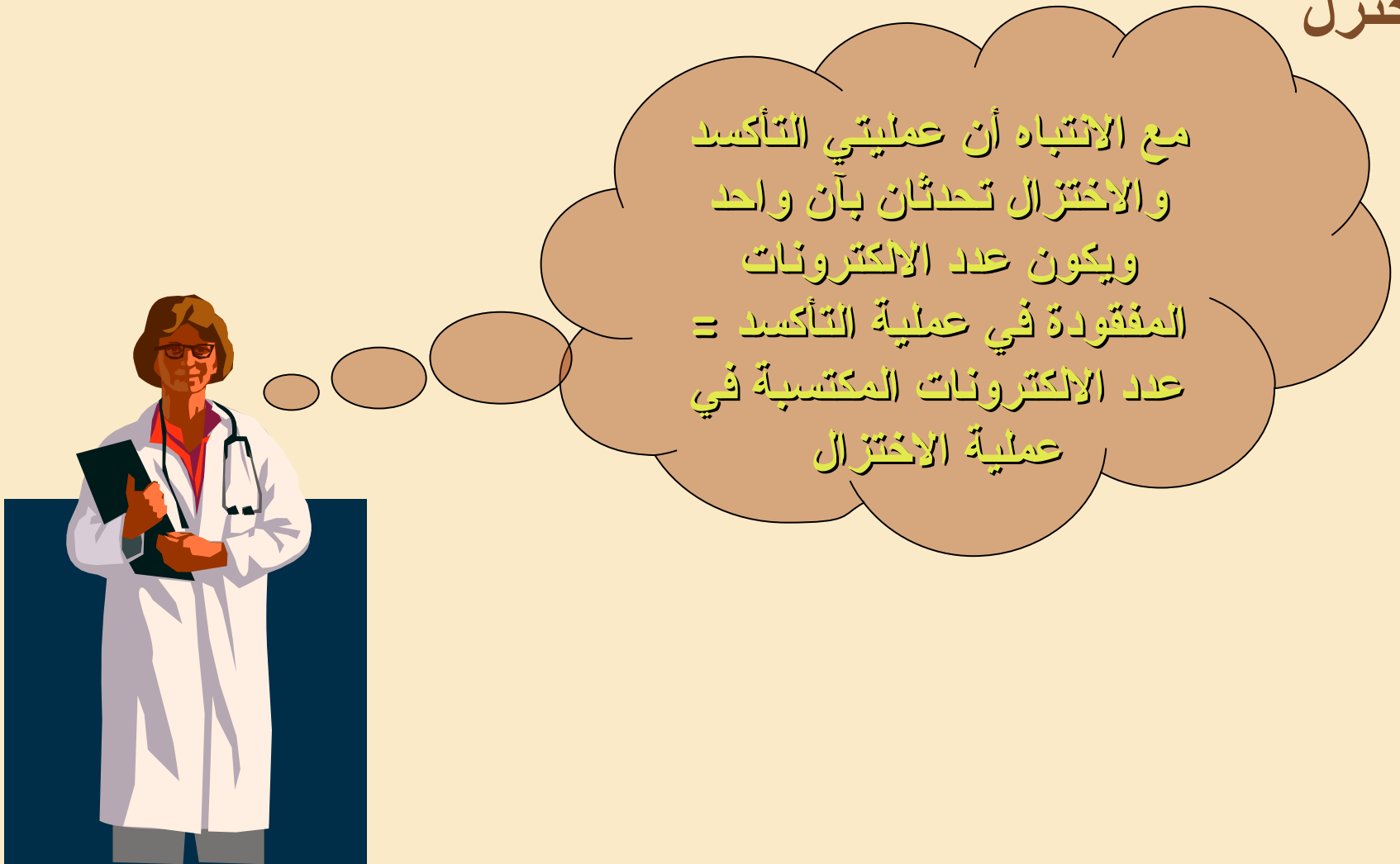
الاختزال: $Cu + 2e \longrightarrow Cu$

وبجمع المعادلتين نحصل على المعادلة الصافية التالية :

$$Mg + Cu^{2+} \longrightarrow Mg^{2+} + Cu$$

* في التجربة السابقة نلاحظ أن ذرة المغنيسيوم فقدت الكترونين لذلك نقول أن ذرة المغنيسيوم تأكسدت .

* وأن ايون النحاس قد كسب الكترونين لذلك نقول أن أيون النحاس قد اختزل.



سؤال:

مثلي التفاعل الذي يحدث عند إضافة قطعة من الالمنيوم إلى محلول حمض الهيدروكلوريك بطريقة أنصاف التفاعل ثم اكتبي المعادلة الصافية.

الحل:

المعادلة $2Al+3HCl \longrightarrow 2AlCl_3+H_2$

تأكسد $3Al \longrightarrow Al^{3+}+3e$

اختزال $2H+e \longrightarrow H_2$

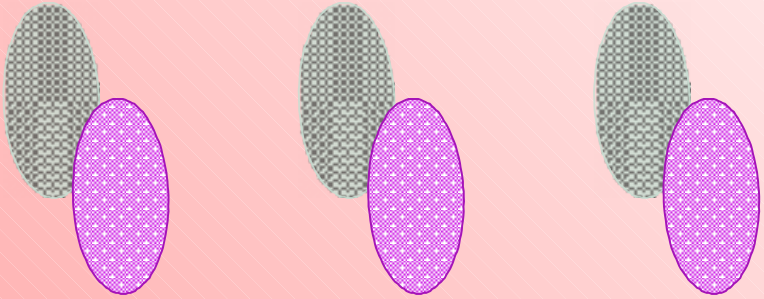
المعادلة الصافية $3/2\ Al+H^{2+} \longrightarrow Al^{3+}+H$

تعلمنا في الدروس السابقة أن تفاعل التأكسد والاختزال ينتمي الى تفاعل الاحادي البسيط وتفاعل الاتحاد.

مساعدة:

عندما يكتب بالسؤال كلمة قطعة أو سيخ أو مسمار أو صحن أو ملعقة نعمل لهذه المواد معادلة التأكسد مباشرة.

www.sunna.info



هو الشحنة الافتراضية التي تحملها تلك الذرة في المركب.

*يتشابه تفاعل الأكسجين مع كل من عنصري الكالسيوم و الكربون , في أنه ينتج أكسيد العنصر في كلا الحالتين كالآتي:

$$Ca + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CaO$$

$$C+O \longrightarrow CO_2$$

وهنا نلاحظ اختلاف بين أكسيد الكالسيوم و ثاني أكسيد الكربون

الجدول التالي يوضح لنا الفرق بين هذين الأكسيدين:

المركب / الخاصية	CaO	CO_2
نوع الرابطة بين الذرات	أيونية	تساهمية
المركب	أيوني	جزيئي

عندما تفاعل الكالسيوم مع الأكسجين يحدث انتقال تام لإلكترونين من ذرة الكالسيوم {تأكسد} إلى ذرة الأكسجين {اختزال} ويتكون نتيجة لذلك مركب ايوني وهو أكسيد الكالسيوم.

أما في تفاعل الكربون مع الأكسجين لتكوين ثاني أكسيد الكربون فتنشأ رابطة تشاركية, تنزاح فيها الإلكترونات قليلاً نحو الذرة الأكثر كهروسالبية{الأكسجين في هذه الحالة}.

مع العلم أن الكهروسالبية لذرة ما هي : قدرتها على سحب إلكترونات الرابطة التساهمية الموجودة في المركب , وتزداد هذه القدرة كلما اتجهنا نحو ذرة الفلور الموجودة المجموعة السابعة في الجدول الدوري

عندما وضع تعريف رقم التأكسد الذي تعرفنا عليه قبل قليل وضع على افتراض أن إلكترونات الرابطة تتوزع بالتساوي بين الذرتين المتماثلتين في طرفي الرابطة, أما في حال اختلاف ذرتي الرابطة فإن إلكترونات الرابطة تعطى للذرة الأكثر جذباً للإلكترونات.

مثلاً في جزيء ***H-H**:

توزع زوج إلكترونات الرابطة بالتساوي بين ذرتي الهيدروجين , فيكون عدد إلكترونات ذرة الهيدروجين مساوياً لعدد إلكتروناتها في الحالة الذرية المتعادلة (إلكترون واحد) وبالتالي يكون رقم التأكسد للهيدروجين يساوي صفر.

لتحديد رقم التأكسد نأخذ بعين الاعتبار الأسس التالية:

- رقم تأكسد الذرة في الحالة الطبيعية يساوي صفراً.
- رقم تأكسد الأيون عبارة عن الشحنة الظاهرة عليه.
- رقم تأكسد الأكسجين في معظم مركباته يساوي -2
- رقم تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته يساوي +1
- مجموع أرقام تأكسد المركب المتعادل يساوي صفراً.
- رقم تأكسد عناصر المجموعة الأولى +1 وعناصر المجموعة الثانية +2 وعناصر المجموعة الثالثة .+3

ومن الأسس ايضاً:

- رقم التأكسد لذرة في عنصرها الحر يساوي صفر (FeS, N_2, P_4, S_8)
- رقم التأكسد للأيون الأحادي الذرة يساوي الشحنة (مقدار الشحنة) التي يحملها ذلك الأيون.
- رقم تأكسد الفلور في مركباته يساوي (+1).
- رقم تأكسد الأكسجين(-2)ما عدا فوق الأكسيد فيكون(-1) مثل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2
- رقم تأكسد الهيدروجين في مركباته(+1) ما عدا في الهيدريدات يكون (-1) مثل هيدريد الصوديوم NaH.
- المجموع الجبري لأرقام التأكسد في الأيون المكون من أكثر من ذرة يساوي شحنة الأيون مقداراً وإشارة.
- المجموع الجبري لأرقام التأكسد لذرات المركب المتعادل يساوي صفراً.

لتتعرف كيفية حساب رقم التأكسد انظري للمثال التالي:

مثال: احسبي رقم التأكسد للنيتروجين في حمض النيتريك HNO_3.

بما أن المجموع الجبري لأرقام التأكسد في المركبات يساوي صفر فإن:

3(رقم تأكسد الأكسجين)+1(رقم تأكسد النيتروجين)+1(رقم تأكسد الهيدروجين)=صفر

*المطلوب ايجاده هو رقم التأكسد للنيتروجين لذلك نفترض انه يساوي س.

نعوض قيمة رقم التأكسد للعناصر الموجودة :

3(-2)+س+(+1)=صفر ← -6+س+1=صفر ← -5+س=صفر

إذن س = +5 أي أن رقم تأكسد النيتروجين بهذا المركب = +5

مثال: احسبي رقم تأكسد الكربون في مجموعة الكربونات الهيدروجينية HCO_3^-.

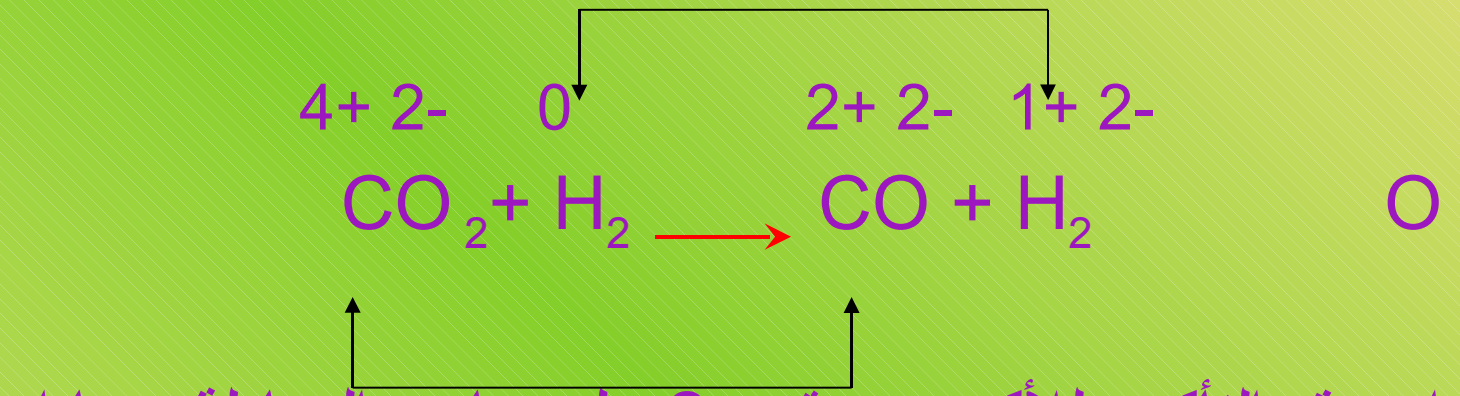
هنا لدينا أيون ونحنا تعرفنا سابقاً أن مجموع أرقام التأكسد في الايون عديد الذرات = شحنة الأيون،إذن :

3(-2)+س+(+1)= -1 ← -6+س+1=-1 ← -5+س=-1

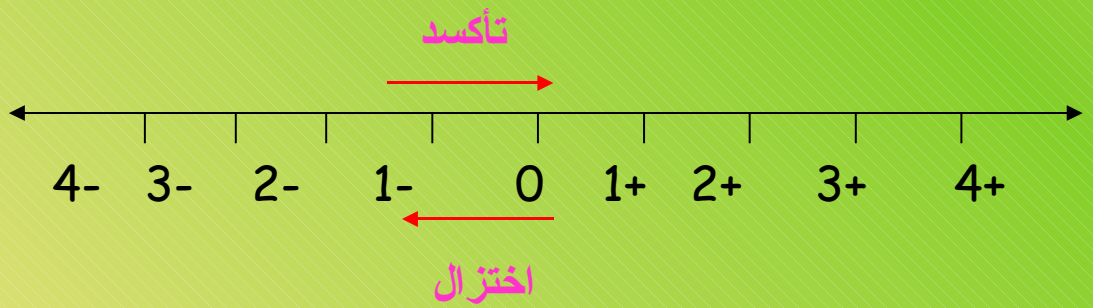
إذن س =+4 أي أن رقم تأكسد الكربون في هذه المجموعة = +4

مفهوم التأكسد و الاختزال من أرقام التأكسد:

لقد تم حساب أرقام التأكسد للعناصر على جانبي المعادلة الكيميائية الآتية:



إن رقم التأكسد للأكسجين بقي -2 على جانبي المعادلة بينما ازداد رقم تأكسد الهيدروجين من صفر إلى +1 (تأكسد)، بينما نقص رقم تأكسد الكربون من +4 إلى +2 (اختزال) ويمكن تمثيل ذلك بالمخطط التالي :



العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

العامل المؤكسد : هو المادة التي تسبب أكسدة غيرها من المواد في التفاعل* وهي التي يحدث لها اختزال.

العمل المختزل : هو المادة التي تسبب اختزال غيرها من المواد في التفاعل* وهي التي يحدث لها تأكسد.

وبشكل آخر : المادة التي ينقص رقم التأكسد لإحدى ذراتها في تفاعل التأكسد والاختزال تكون عاملاً مؤكسداً. والمادة التي يزداد رقم التأكسد لإحدى ذراتها في التفاعل تكون عاملاً مختزلاً.

مثال:

حددي العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي المستخدم لتحضير الكلور في المختبر:

$$\overset{0}{\underset{}{}} \quad \overset{-2\ +1}{\underset{}{}} \quad \overset{-1\ +2}{\underset{}{}} \quad \overset{-1\ +1}{\underset{}{}} \quad \overset{-2\ +4}{\underset{}{}}$$

$$MnO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \longrightarrow MnCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(i)} + Cl_2$$

هنا نلاحظ نقص رقم تأكسد المنغنيز من +4 في MnO_2 إلى +2 في $MnCl_2$ أي أن MnO_2 قد اختزل وبذلك يعد العامل المؤكسد.

ومنه نلاحظ أيضاً أن رقم تأكسد الكلور قد ازداد من -1 في HCl إلى صفر في Cl_2 ، وبالتالي فإن HCl قد تأكسد فهو عامل مختزل.

بعض العوامل المؤكسدة والمختزلة الشائعة

هناك العديد من العوامل المؤكسدة الشائعة الاستخدام في أغراض البحث والصناعة , نذكر منها على سبيل المثال أيون البيرمغنات (MnO_4^-)بلونه البنفسجي ،الذي يعد من العوامل المؤكسدة القوية،ويتوفر أيون البيرمغنات على شكل أملاح مثل بيرمغنات البوتاسيوم،ويعتمد تغير رقم تأكسد المنغنيز فيه على كون وسط التفاعل حمضياً أو قاعدياً.

فمثلاً في وسط حمضي قوي يختزل المنغنيز من +7 إلى +2 ويكون ذلك مصحوباً باختفاء اللون البنفسجي ،حيث يستفاد من ظاهرة اختفاء اللون كدليل على انتهاء التفاعل ،ويمكن توضيح ذلك بالمعادلة الآتية:

$$5Fe^{2+}_{(aq)} + MnO^{4-}_{(aq)} + 8H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 5Fe^{3+}_{(aq)} + 4H_2O_{((i}$$

كما أن أيون الثيوكبريتات ($S_2O_3^{-2}$) يعد من العوامل المختزلة شائعة الاستخدام في المختبرات ، ويتوفر على شكل أملاح مثل ثيوكبريتات الصوديوم. ومحلول الثيوكبريتات في الماء غير ملون ، وله تطبيقات عملية كثيرة في الصناعة ، وعند تفاعله مع غاز الكلور ، فإنه يختزل الكلور إلى أيون الكلوريد بينما يتأكسد هو إلى أيون الكبريتات (SO_4^{-2}) كما في المعادلة الآتية :

$$4Cl_{2(aq)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 5H_2O_{(l)} \longrightarrow 8Cl^-_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 10H^+_{(aq}$$

ولتتعرف بعض استخدامات تفاعلات التأكسد والاختزال ، أمعن النظر في التفاعلات التالية:

$$2CN^-_{(aq)} + 5OCl^-_{(aq)} + H_2O_{(aq)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2HCO_3^-{}_{(aq)} + 5Cl^-_{(aq}$$

تبين هذه المعادلة استخدام أيون الهيبوكلوريت (OCl^-) في التخلص من السيانايد الفائض بعد عملية استخلاص الذهب من خاماته.

يستفاد من التفاعل التالي في تنقية الماء من الفينول ، بواسطة الأوزون (O_3):

$$C_6H_5OH_{(i)}+6O_{3(g)}\longrightarrow 6CO_{2(g)}+3H_2O_{(g)}+2O_{2(g)}$$

أما التفاعل التالي يستخدم أيون الأيوديد (I^-)لدراسة كمية الأوزون في دراسات التلوث الجوي :

$$O_{3(g)}+2I^-_{(aq)}+H_2O_{(i)}\longrightarrow O_{2(g)}+I_{2(s)}+2OH^-_{(aq)}$$

يستفاد من الكربون في تحضير عنصر الخارصين من خاماته حسب المعادلة الآتية :

$$ZnO_{(s)}+C_{(s)}\longrightarrow Zn_{(s)}+CO_{(g)}$$

www.bo7or.com

تميل الفلزات في تفاعلاتها وبدرجات متفاوته إلى فقدان الإلكترونات وتكوين الأيونات الموجبة فهي بذلك تعمل كعوامل مختزلة وفيما يأتي بعض هذه التفاعلات :

1.تفاعل فلز مع لا فلز :

كما أن الفلزات تميل في تفاعلاتها إلى فقدان الإلكترونات ، فإن بعض اللافلزات تميل إلى كسب الإلكترونات ولهذا فعند تفاعل فلز مع لا فلز ، ينتج غالبا مركبات أيونية فمثلاً يتفاعل المغنيسيوم مع غاز الأكسجين ؛لينتج أكسيد المغنيسيوم ، حسب المعادلة الآتية :

$$2Mg_{(s)}+O_{2(g)}\text{-----}\rightarrow 2MgO_{(s)}$$

2.تفاعل الفلزات مع الحموض :

عند تفاعل بعض الفلزات مع الحموض يعمل الفلز كعامل مختزل ، حيث غالباً ما يتم اختزال أيون الهيدروجين في الحموض إلى غاز الهيدروجين،كما في المعادلة التالية:

$$Zn_{(s)}+2HCl_{(aq)}\text{----}\rightarrow ZnCl_{2(aq)}+H_{2(g}$$

ولهذا النوع من التفاعلات أهمية كبيرة في الصناعة ؛ حيث تستخدم في تنقية خامات بعض الفلزات مثل القصدير والذهب وتنظيف أسطح الفلزات.

3.تفاعل فلز مع أيون فلز آخر :

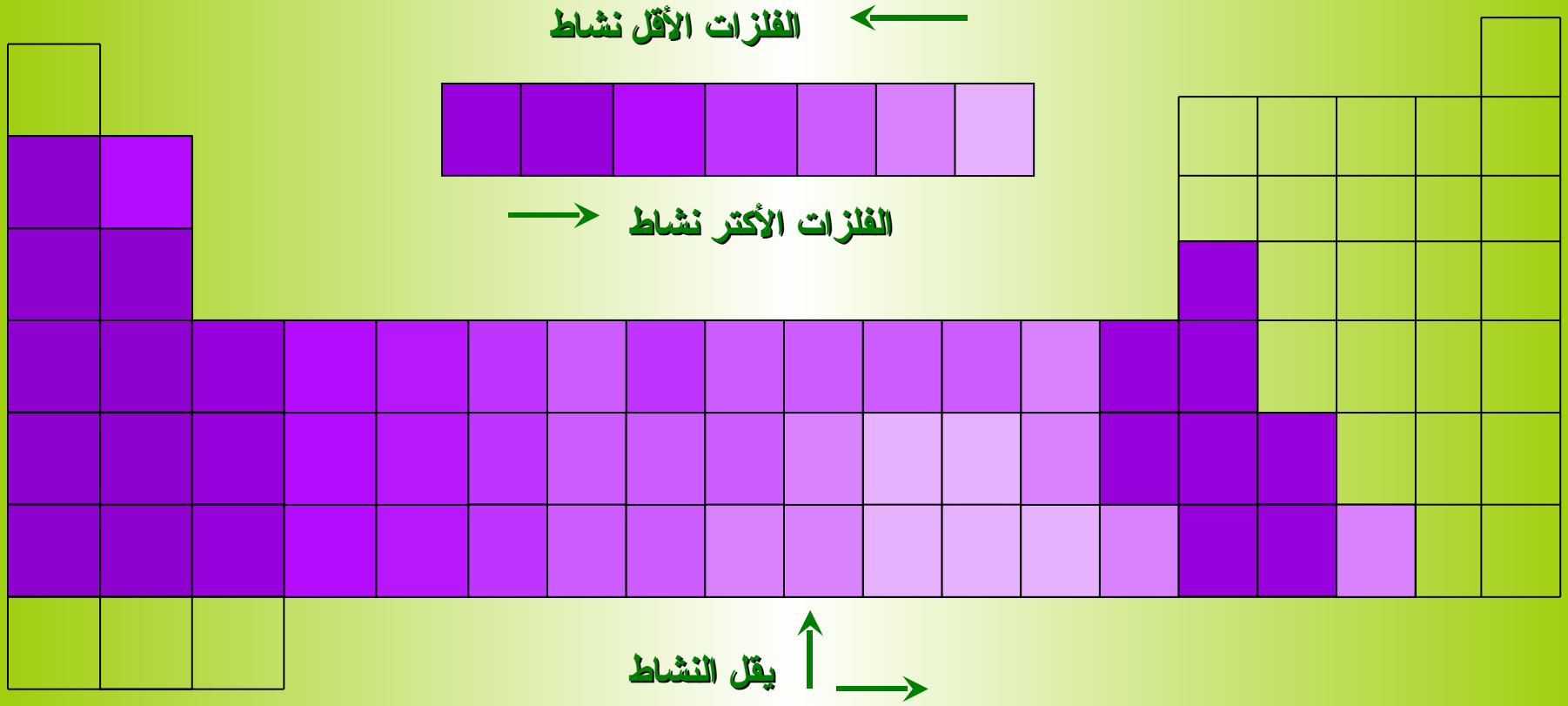
تختلف الفلزات في نشاطها الكهربائي فمثلاً عند تفاعل قطعة من الخارصين مع محلول كبريتات النحاس،فإن الخارصين يقوم باختزال أيونات النحاس،وحل محله في مركب الكبريتات ،ويمكن ملاحظة ذلك من اختفاء لون كبريتات النحاس الزرقاء وظهور الراسب البني على شريط الخارصين بعد برهة من بدء التفاعل الذي تمثله المعادلة الآتية :

$$Zn_{(s)}+Cu^{2+}{}_{(aq)}\text{---}\rightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)}+Cu_{(s)}$$

ولكن عند وضع سلك نحاسي في محلول كبريتات الخارصين كما هو مبين في المعادلة ، لا يلاحظ حدوث تفاعل وذلك لأنه يوجد لدينا عنصر النحاس أقل نشاط من عنصر الخارصين :

$$Cu_{(s)}+Zn^{2+}{}_{(aq)}\text{---}\rightarrow \text{لا تفاعل}$$

* يتم ترتيب الفلزات حسب نشاطها الكيميائي فهي تزداد كلما اتجهنا من اليمين الى اليسار ومن الاعلى الى الاسفل في الجدول الدوري كما مبين بالشكل الآتي :



ومن الجدول الدوري الذي أمامنا نستنتج ان المجموعة الأولى(القلويات) والمجموعة الثانية (القلويات الترابية) هي الأكثر نشاطاً كعوامل مختزلة

PERIODIC TABLE of the ELEMENTS

Ia												IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
H	IIa																He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIII	VIII	VIII	Ib	IIb	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac**	Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt									

Lanthanides *	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinides **	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- gases
- metals
- metals, superconducting
- metals, superconducting by high pressure
- metals, ferromagnetical
- semimetals
- semiconductors
- semiconductors, superconducting by high pressure

cubic

cubic, body centered

cubic, face centered

orthorhombic

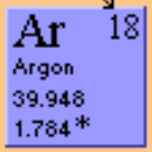
hexagonal

rhombohedral

tetragonal

monoclinic

atomic number
symbol
name
atomic weight
density (g/cm^3) at 300 K
*(g/l) at 1 atm, 273 K



اللافلزات كعوامل مؤكسدة

- أشير سابقاً الى أن اللافزات غالباً ما تسلك في تفاعلاتها كعوامل مؤكسدة حيث تكسب ذرة اللافلز أثناء ذلك إلكتروناً،فيقل رقم تأكسدها تبعاً لذلك.

وقد درست العديد من التفاعلات الكيميائية،التي علمت فيها اللافلزات كعوامل مؤكسدة مثل تفاعل الصوديوم مع الكلور الذي تبينه المعادلة التالية :

1+ 1-

0 0

$$2Na_{(s)}+Cl_{2(g)}\text{---}\rightarrow 2NaCl_{(s)}$$

بهذا التفاعل نلاحظ أن الصوديوم قد اختزل وبذلك هو عامل مؤكسد أما الكلور فقد تأكسد وبذلك يكون عامل مختزل.

تتناسب قوة اللافلزات كعوامل مؤكسدة مع عدة عوامل منها ألفتها الإلكترونية التي ترتبط بموقع اللافلز في الجدول الدوري. فاللافلز عالي الألفة الإلكترونية لديه مقدرة كبيرة على اكتساب الإلكترونات في الحالة الغازية ؛ مما يسبب اختزاله.

مع العلم أن الألفة الإلكترونية هي : التغير في الطاقة المصاحبة لإضافة إلكترون لذرة ما في الحالة الغازية.

الألفة الإلكترونية

- هي الطاقة التي تنبعث نتيجة إضافة إلكترون إلى المجال الخارجي في الذرة المتعادلة في الحالة الغازية.

- طاقة : مثال $M_{(g)} + e^- \rightarrow M^-_{(g)} +$

Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

يقل

* تقل الألفة الإلكترونية لذرات عناصر المجموعة الواحدة بالاتجاه من أعلى إلى أسفل في الجدول الدوري.

السبب: زيادة عدد المستويات الرئيسية وبالتالي يبتعد الإلكترون عن النواة مما يقلل التجاذب بينهما.

(((والعكس)))

*تزداد الألفة الإلكترونية لذرات عناصر الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري بالاتجاه من اليسار الى اليمين في الجدول الدوري.

السبب / زيادة عدد البروتونات وهذا يزيد من جذب النواة للإلكترونات

(((والعكس)))

تزداد

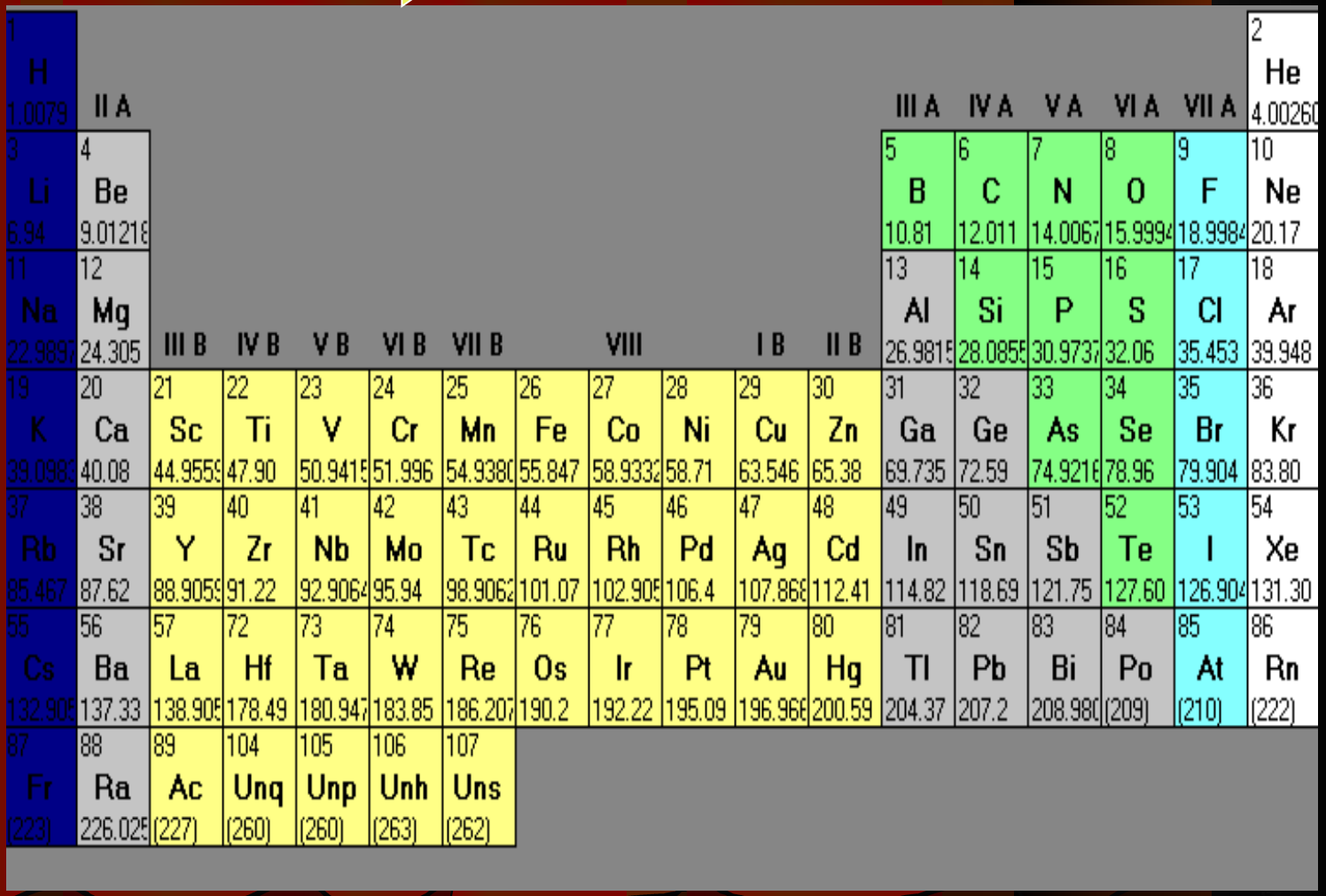
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

تزيد الألفة الإلكترونية

يقل الحجم الذري

تقل الألفة الإلكترونية

يزيد الحجم الذري



1 H 1.0079	II A											III A	IV A	V A	VI A	VII A	2 He 4.00260
3 Li 6.94	4 Be 9.01218											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.17
11 Na 22.9897	12 Mg 24.305	III B	IV B	V B	VI B	VII B		VIII		I B	II B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9737	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.08	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.90	23 V 50.9415	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.735	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.467	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.22	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc 98.9062	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.868	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.30
55 Cs 132.905	56 Ba 137.33	57 La 138.905	72 Hf 178.49	73 Ta 180.947	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.09	79 Au 196.968	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 Ac (227)	104 Unq (260)	105 Unp (260)	106 Unh (263)	107 Uns (262)											

للمزيد والجديد من العروض www.estwana.com

موازنة معادلات التأكسد والاختزال

تتم موازنة معادلات التأكسد والاختزال على المبادىء نفسها التي تتم بموجبها موازنة المعادلات الكيميائية الأخرى وهي أن :

*مجموع عدد ذرات كل عنصر يجب أن يكون متساوياً على جانبي المعادلة الكيميائية مراعاةً لقانون حفظ الكتلة.

*المجموع الجبري للشحنات الكهربائية يجب أن يكون متساوياً على جانبي المعادلة الكيميائية مراعاةً لقانون حفظ الشحنات الكيميائية.

وتوجد طريقتان مشهورتان لموازنة معادلات التأكسد والاختزال هما :

*طريقة رقم التأكسد:

يمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بهذه الطريقة كما يأتي :

1-احسبي رقم التأكسد لذرة كل عنصر في المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

2-عيني الذرات التي تأكسد والذرات التي اختزلت وتأكدي من أن عدد كل منها في طرفي المعادلة متساوٍ.

3-احسبي عدد الإلكترونات التي تم فقدها في عملية التأكسد وعدد الإلكترونات التي تم كسبها في عملية الاختزال.

4-اجعلي عدد الإلكترونات المكتسبة مساوياً لعدد الإلكترونات المفقودة؛ بضرب معامل العامل المؤكسد بعدد الإلكترونات المفقودة ومعامل العامل المختزل بعدد الإلكترونات المكتسبة.

5-وازني بقية الذرات في التفاعل في المعادلة بالتخمين.

6-تأكدي ان عدد ذرات كل عنصر في المواد المتفاعلة مساوياً لعدد ذرات نفس العنصر في المواد الناتجة وأن المجموع الجبري للشحنات الكهربائية متساوٍ في طرفي المعادلة.

مثال:

زني معادلة التأكسد والاختزال التالية بطريقة رقم التأكسد.

$$HCl+K_2Cr_2O_7 \longrightarrow KCl+CrCl_3+Cl_2+H_2O$$

الحل:

اختزال 6 الكترونات

1+1- 1+ 6+ 2- 1+ 1- 3+ 1- 0 1+ 2-

$$2HCl+K_2Cr_2O_7 \longrightarrow KCl+2CrCl_3+Cl_2+H_2O$$

تأكسد 2الكترون

$$2HCl+K_2Cr_2O_7 \longrightarrow KCl+2CrCl_3+Cl_2+H_2O$$

$$7\times\ 2HCl+K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 2\times KCl+2CrCl_3+3Cl_2+\times 7H_2O$$

$$14HCl+K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 2\ KCl+2CrCl_3+3Cl_2+7H_2O$$

* طريقة نصف التفاعل(أيون – إلكترون):

غالباً ما تحدث تفاعلات التأكسد والإختزال في محاليل حمضية أو قاعدية،حيث تختلف نواتج هذه التفاعلات باختلاف حموضة الوسط الذي تتم فيه،وسنتناول أولاً موازنة معادلات التأكسد والاختزال في الوسط الحمضي.

- موازنة معادلات التأكسد والاختزال في الوسط الحمضي:

1. نقسم المعادلة الى نصف تفاعل تأكسد ونصف تفاعل اختزال.
2. نزن الذرات الأخرى غير الأكسجين والهيدروجين.
3. نزن ذرات الأكسجين في طرفي المعادلة بإضافة جزيئات ماء للطرف الذي تنقصه ذرات الأكسجين(جزي ماء مقابل كل ذرة أكسجين).
4. موازنة ذرات الهيدروجين في طرفي نصف المعادلة بإضافة أيونات H^+ الى الطرف الذي تنقصه ذرات الهيدروجين (يضاف أيون الهيدروجين واحد مقابل النقص في ذرة هيدروجين واحدة).
5. موازنة الشحنات الكهربائية بإضافة الإلكترونات الى الطرف المناسب.
6. مساواة عدد الإلكترونات المكتسبة بعدد الإلكترونات المفقودة عن طريق ضرب طرفي أنصاف المعادلات بالأرقام الملائمة.
7. جمع نصفي المعادلة معاً.
8. حذف المواد المتماثلة على طرفي المعادلة والتحقق من صحة الموازنة.

مثال:زني معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل(أيون-الكترون)علماً أن التفاعل يتم في وسط حمضي.

$$Zn+NO_3^- \longrightarrow Zn^{2+}+N_2O$$

الخطوة الأولى:نقسم المعادلة الى أنصاف تفاعل.

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}$ التأكسد

$NO_3^- \longrightarrow N_2O$ الاختزال

الخطوة التانية:نزن الذرات غير الأكسجين والهيدروجين.

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}$

$2NO_3^- \longrightarrow N_2O$

الخطوة الثالثة:نزن ذرات الأكسجين بإضافة 5 جزيئات ماء الى يمين معادلة الاختزال.

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}$

$5H_2O+ 2NO_3^- \longrightarrow N_2O$

الخطوة الرابعة:نزن ذرات الهيدروجين بإضافة10 أيونات H^+ الى يسار معادلة الاختزال.

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}$

$5H_2O +10H^+ +2NO_3^- \longrightarrow N_2O$

الخطوة الخامسة:نزن الشحنات الكهربائية بإضافة2الكترون الى يمين معادلة التأكسد و8الكترون الى يسار معادلة الاختزال.

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}+2e$

$5H_2O+ 8e+ 10H^+ +2NO_3^- \longrightarrow N_2O$

الخطوة السادسة: نساوي عدد إلكترونات التأكسد بعدد إلكترونات الاختزال بضرب معادلة التأكسد في 4.

$$4Zn \longrightarrow 4Zn^{2+} + 8e$$

$$8e + 10H^{+} + 2NO_3^{-} \longrightarrow N_2O + 5H_2O$$

الخطوة السابعة: نجمع نصفي المعادلة معاً.

$$4Zn^{2+} + N_2O + 5H_2O \quad 4Zn + 2NO_3^{-} + 10H^{+}$$

وللتحقق من صحة الموازنة:

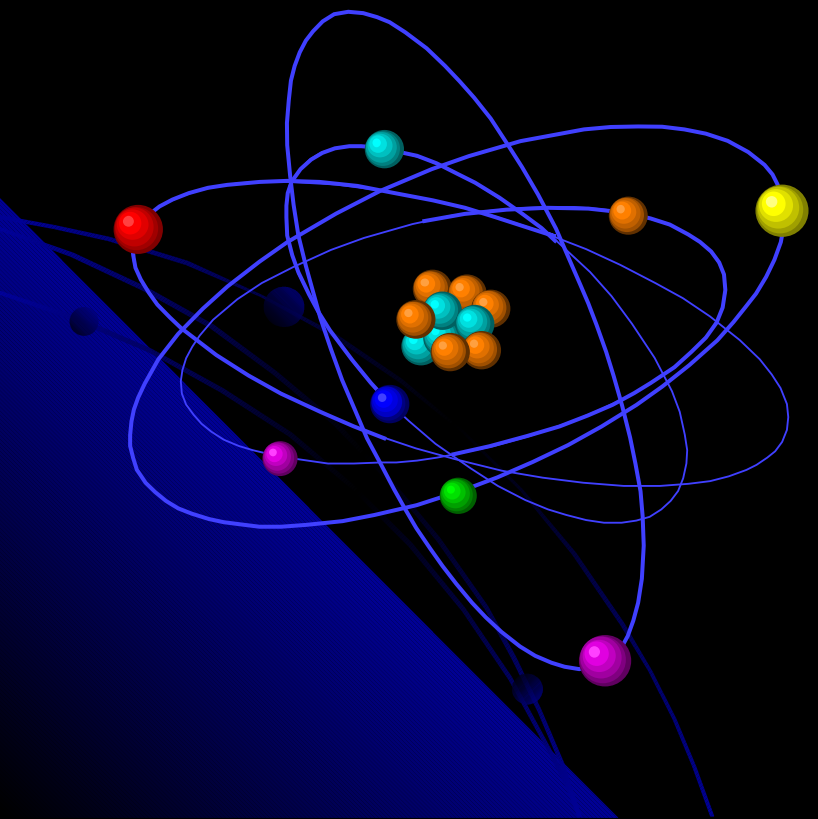
الطرف الأيمن: 4(Zn),2(N),6(O),10(H)

الطرف الأيسر: 4(Zn),2(N),6(O),10(H)

نحسب الشحنات الكهربائية على طرفي المعادلة:

الطرف الأيمن: 0+2(-1)+10(+1)= + 8

الطرف الأيسر: 4(+2)+0+0= + 8



موازنة معادلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي

تتم موازنة معادلات التأكسد والاختزال التي تحدث في وسط حمضي كما بينا سابقاً ،ام اذا حدثت تفاعلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي فإن موازنة المعادلة تتم كما لو أن التفاعل حدث في وسط حمضي ، ثم تجرى بعض الإضافات على المعادلة وهي أن نضيف الى طرفي المعادلة أيونات OH^- بنفس عدد أيونات H^+ علماً ان $OH^- + H^+ = H_2O$ ثم تحذف جزيئات الماء المتساوية من طرفي المعادلة.

مثال:

زني معادلة التأكسد والاختزال التالية مع العلم انها تحدث في وسط قاعدي.

$$MnO_2 + ClO_3^- \longrightarrow MnO_4^- + Cl^-$$

/ 2 التأكسد $MnO_2 + 2H_2O \longrightarrow MnO_4^- + 4H^+ + 3e$

الاختزال $ClO_3^- + 6H^+ + 6e \longrightarrow Cl^- + 3H_2O$

$$2MnO_2 + 4H_2O \longrightarrow 2MnO_4^- + 8H^+ + 6e$$

$$ClO_3^- + 6H^+ + 6e \longrightarrow Cl^- + 3H_2O$$

$$2MnO_2+4H_2O+ClO_3^-+6H^+ \longrightarrow 2MnO_4^-+8H^++Cl^-+3H_2O$$

الآن بعد أن تم تنفيذ خطوات الموازنة بوسط حمضي سيتم اكمالها لتتم في وسط قاعدي

* سنقوم بطرح الدقائق المتماثلة من كلا الطرفين فينتج:

$$2MnO_2+H_2O+ClO_3^- \longrightarrow 2MnO_4^-+2H^++Cl^-$$

الآن سنقوم بإضافة OH^- الى طرفي المعادلة بنفس عدد أيونات H^+ علماً أن :

$$OH^- + H^+ = H_2O$$

$$2OH^-+ 2MnO_2+H_2O+ClO_3^- \longrightarrow 2MnO_4^-+2H^++Cl^-+ 2OH^-$$

بما أن $2OH^- + 2H^+ = 2H_2O$ فإن المعادلة تصبح كالتالي :

$$2OH^-+ 2MnO_2+H_2O+ClO_3^- \longrightarrow 2MnO_4^-+Cl^-+2H_2O$$

الآن سنقوم بطرح جزيء ماء من كلا الطرفين فتصبح المعادلة :

$$2OH^-+ 2MnO_2+ClO_3^- \longrightarrow 2MnO_4^-+Cl^-+H_2O$$

ولو تحققنا من صحة الموازنة لوجدنا المعادلة موزونة.

التطبيقات العملية لتفاعلات التأكسد والاختزال

- صدأ الحديد
- استخلاص الفلزات من خاماتها
- وقود الصواريخ الحاملة للمركبات الفضائية
- قصر الألوان
- كيمياء التصوير

الصدأ هو عملية تحول الفلز الى الحالة المستقرة ، التي يتواجد بها في الطبيعة (الخامة).ويتضمن الصدأ أكسدة الفلز حيث يفقد الأخير خصائصه البنائية،وجاذبية لمعانه في تفاعل تلقائي.
ويمكن القول باستثناء الذهب،فإن معظم الفلزات المستعملة في اعمال البناء والديكور قابلة للتأكسد بواسطة الأكسجين المتواجد في الهواء ، وتختلف الفلزات في سرعة تأكسدها,وفي المواد الناتجة بفعل هذا التأكسد ففي بعض الحالات مثل الألمنيوم ينتج طبقة رقيقة من أكسيد الفلز تعمل على حماية الطبقة الداخلية من الاستمرار بالتأكسد.

أما الحديد فإنه يكوّن طبقة من اكسيده لدى تعرضه للهواء الرطب,الا انها سرعان ما تتساقط,مما يعرض الطبقة الداخلية الى الأكسدة ثانيةً,وهكذا.ولا بد لنا من فهم آلية صدأ الحديد حيث ان هذه العملية تتم من خلال تفاعل كهر وكيميائي ,وليست عملية تأكسد مباشرة.

$$2Fe_{(s)} \longrightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + 4e$$

$$O_{2(g)} + 2H_2O_{(i)} + 4e \longrightarrow 4OH^-$$

اما صدأ الحديد فيتكون حسب المعادلة الكيميائية التالية:

$$4Fe^{2+}_{(aq)} + O_{2(g)} + (4+2n)H_2O_{(i)} \longrightarrow 2Fe_2O_3.nH_2O_{(s)} + 8H^+_{(aq)}$$

حماية الحديد من الصدأ:

جلفنة الحديد

الحماية المهبطية

هي طلاء الحديد بأحد العناصر الأكثر منه نشاطاً ومقاومة للتآكل,فمثلاً يتفاعل الخارصين مع الهواء الجوي وثاني أكسيد الكربون مكوناً طبقة رقيقة من كربونات الخارصين القاعدية $Zn_2(OH)_2CO_3$ مما يمنع التماس بين الحديد والهواء الجوي,وتعمل هذه الطبقة على حماية الخارصين نفسه ايضاً,وتتم جلفنة الحديد في عدة خطوات أهمها:

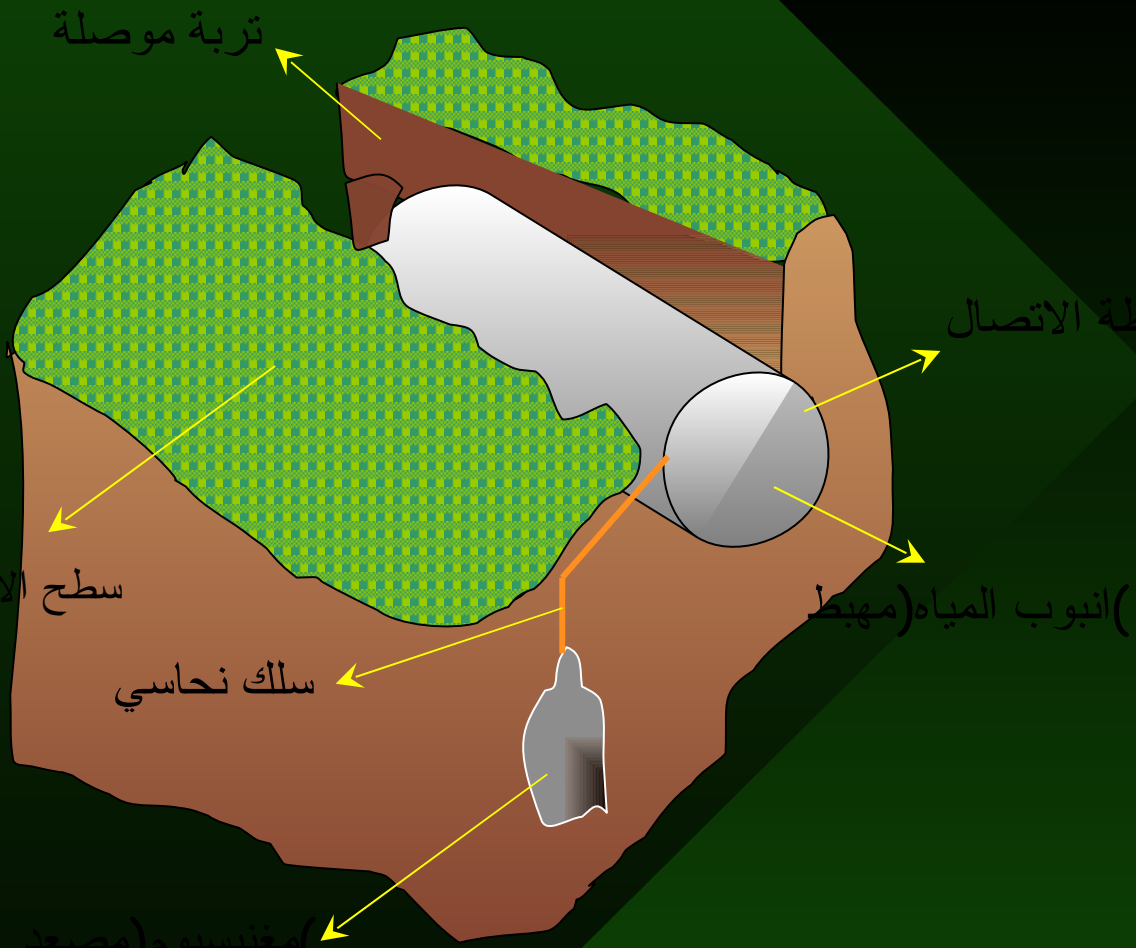
اولاً: تنظيف الحديد وتشمل هذه العملية:ازالة الدهون,والأتربة,وأكاسيد الحديد وذلك بوضعه في محلول قاعدي مناسب.

ثانياً: يوضع الحديد في مصهور الخارصين بدرجة حرارة أعلى من 427ْس,حيث ينتج عن ذلك طبقة من الخارصين تلتصق جيداً بالحديد.

ثالثاً: تجهيز الحديد المجلفن بإزالة بقايا الخارصين وتجفيفه.

وهي طريقة تستخدم غالباً في حماية المواد المصنعة من الحديد,مثل الخزانات والأنابيب المدفونة تحت الأرض ,وتتلخص هذه الطريقة بأن يتم ربط الحديد بواسطة سلك , بعنصر أكتر منه نشاطاً متل عنصر المغنيسيوم, فيتأكسد العنصر الأكثر نشاطاً بدلاً من الحديد , ويتحول الى أيونات لذا يجب استبداله بين حين والآخر.

يسمى العنصر النشط المستخدم في الحماية المهبطية المصعد المضحي.



الحماية المهبطية

يمكن استخلاص الفلزات من خاماتها بعدة طرق منها:

1.الاختزال الكيميائي:

يتم اختزال العنصر بواسطة عامل مختزل مثل الصوديوم أو المغنيسيوم أو الألمنيوم أو الكربون,ويفضل عادة استخدام الكربون(فحم الكوك) ,بسبب قلة تكلفته ووفرته وسهولة الحصول عليه ,وذلك بعد تحويل خامة العنصر الأصلية الى أكسيده,بتسخينها في الهواء الى درجة حرارة عالية.

2. التحليل الكهربائي: وهي عملية سريان تيار كهربائي في محلول او مصهور مادة أيونية مما يؤدي الى حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال على الاقطاب ويجب توفر مصدر فرق جهد.

تستخدم خلايا التحليل الكهربائي في استخلاص بعض العناصر من خاماتها المصهورة , ومن هذه العناصر:الليثيوم والصوديوم والمغنيسيوم والألمنيوم.

ويمكن الحصول على عنصر الألمنيوم بدرجة نقاوة الى 99% بالتحليل الكهربائي لمصهور خليط من أكسيد الألمنيوم والكريولايت في خلية التحليل الكهربائي.

وتستخدم في خلية التحليل الكهربائي اقطاب من الكربون,يلزم استبدال التالف منها باستمرار,حيث تحدث عليها أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال التي يمكن اجمالها بالمعادلة الآتية:

$$2Al_2O_{3(i)} + 3C_{(s)} \longrightarrow 4Al_{(i)} + 3CO_{2(g)}$$

يعد تأكسد الوقود المستخدم في الصواريخ الحاملة للمركبات الفضائية من ابرز العمليات على تفاعلات التأكسد والاختزال وتوجد عدة انواع مختلف من هذا الوقود نذكر منها:

غاز الهيدروجين

الوقود الصلب

الهيدرازين

يستخدم غاز الهيدروجين كوقود في الصواريخ الحاملة للمركبات الفضائية,حيث يحترق غاز الهيدروجين بوجود كمية كافية من الأكسجين,منتجاً طاقة هائلة حسب المعادلة الكيميائية التالية:

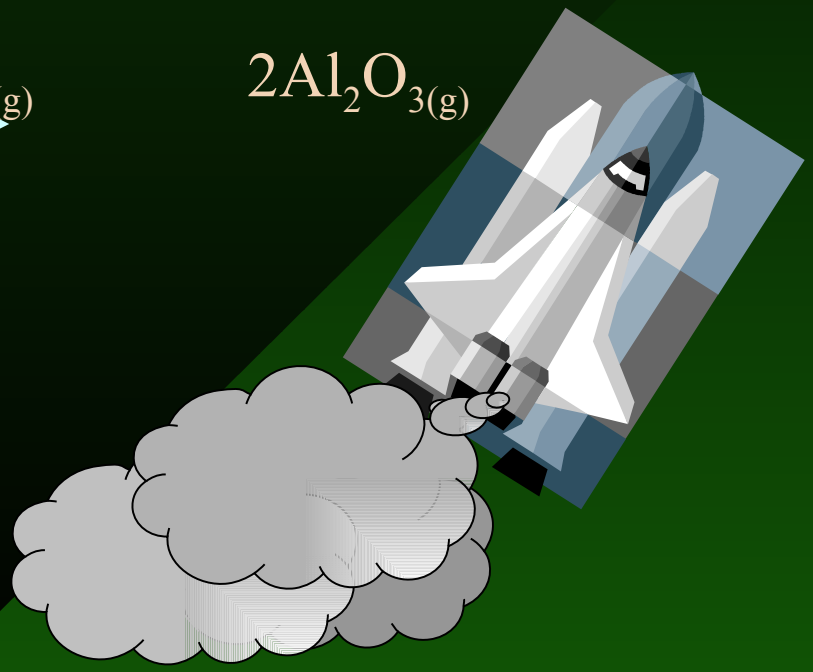
$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} + \text{طاقة}$$

ومسحوق الألمنيوم كوقود في NH_4ClO_4يستخدم خليط من بيركلورات الأمونيوم الصواريخ,حيث يوضع الخليط في المحركين المساعدين على جانبي الخزان الرئيس حيث يبدأ التفاعل بشرارة كهربائية,مما تؤدي الى تأكسد الألمنيوم وإطلاق كمية هائلة من الحرارة,فتتمدد الغازات مؤدية الى اندفاع الصاروخ بقوة كبيرة ويصاحب ذلك خروج أكسيد الألمنيوم على شكل غيمة بيضاء كثيفة اسفل الصاروخ,حسب المعادلة التالية:

$$4NH_4ClO_{4(s)} \longrightarrow 2N_{2(g)}+4HCl_{(g)}+6H_2O_{(g)}+5O_{2(g)}$$

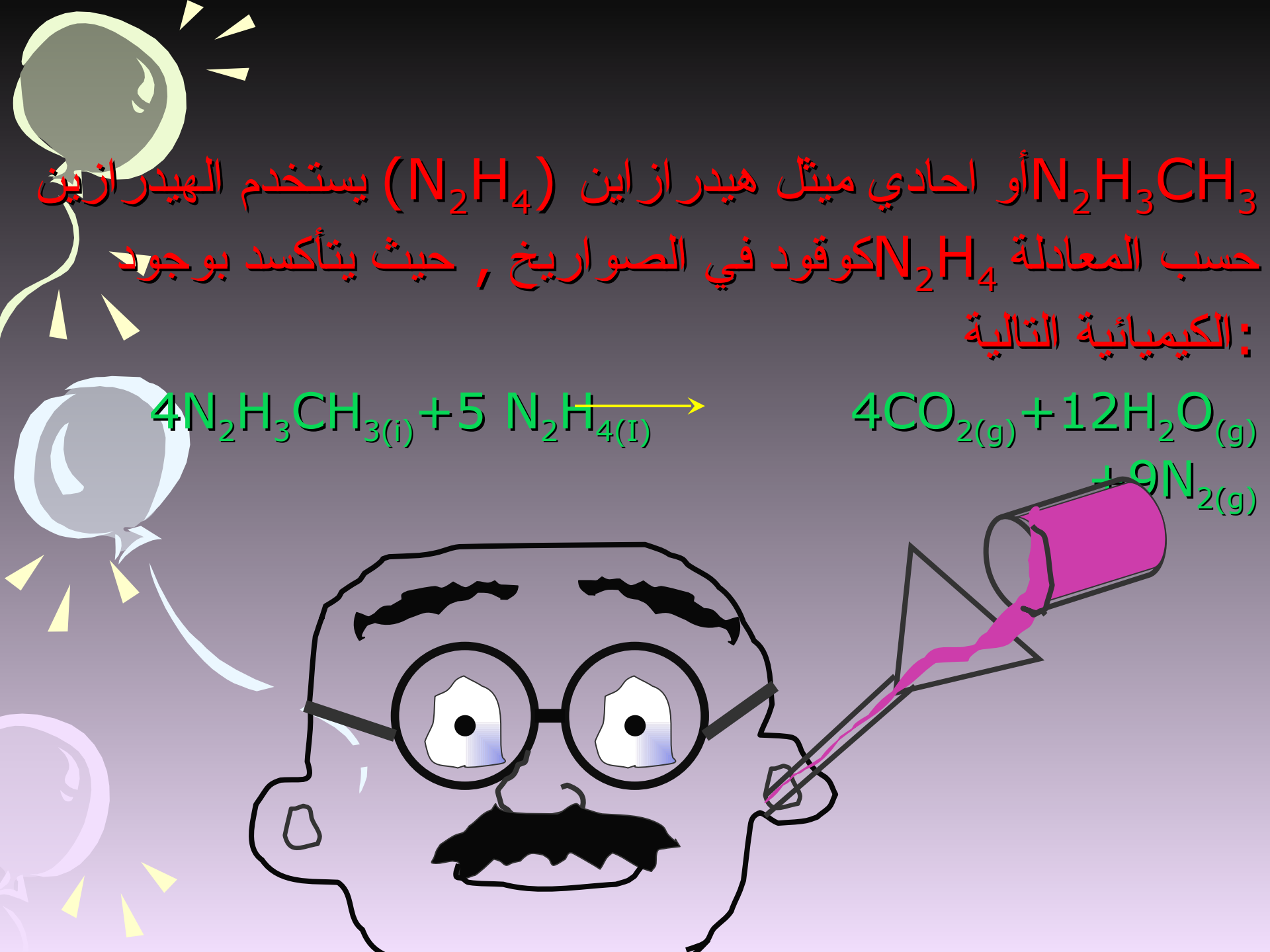
ويتفاعل الأكسجين الناتج من تفكيك بيركلورات الأمونيوم مع مسحوق الألمنيوم لإنتاج أكسيد الألمنيوم منتج طاقة هائلة حسب المعادلة:

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(g)}$$



يستخدم الهيدرازين (N_2H_4) أو احادي ميثل هيدرازاين $N_2H_3CH_3$ كوقود في الصواريخ , حيث يتأكسد بوجود N_2H_4 حسب المعادلة الكيميائية التالية:

$$4N_2H_3CH_{3(i)} + 5\ N_2H_{4(I)} \longrightarrow 4CO_{2(g)} + 12H_2O_{(g)} + 9N_{2(g)}$$



هو عملية يتم بها استهلاك المواد للإلكترونات المسببة للون عند تعرضها للضوء.

يستخدم محلول هيبوكلوريت الصوديوم كعامل مؤكسد في قصر الألوان في ازالة البقع عن الملابس,وفي تبييض ألياف لب الخشب أثناء صناعة الورق ,حيث يقوم أيون OCl^- بتحطيم الصبغات والبقع الملونة.

* * *

وهو سائل لا لون له , يستخدم محلوله في H_2O_2ويستخدم محلول فوق أكسيد الهيدروجين قصر المواد الحساسة :كالشعر والريش والحرير و القطن,ويستخدم في إزالة قتامة اللوحات الزيتية القديمة,حيث يعمل على تحويل مادة كبريتيد الرصاص السوداء الى كبريتات الرصاص البيضاء, ويمكن الحصول عليه من اضافة أكسيد الصوديوم الى الماء .

* * *

كعامل مختزل في ازالة الألوان من لب الخشب,وفي SO_2يستخدم ثاني اكسيد الكبريت صناعة الورق.

مبدأ عمل أفلام التصوريرالمستخدمة في الكاميرات:

يتم اختزال ايونات الفضة Ag^{+}وتحويلها الى ذرات فضة عند تعرضها للضوء المرئي او أي نوع من انواع الأشعة.

تتكون افلام التصوير الحساسة من :

تتكون من مزيج من هاليدات الفضة (AgCl,AgBr,AgI)او, مثبت احداها,موزعة بشكل منتظم على شكل حبيبات في مستحلب جلاتيني مثبت على قاعدة زجاجية او بلاستيكية

كيف يتم تحضير هاليدات الفضة المستخدمة في الأفلام الحساسة؟

يتم اضافة محلول يحتوي على ايون الهاليد المناسب(Cl^{-},Br^{-},I^{-}) الى نترات الفضة الأمونيوني في محلول مخفف من الجلاتين,تحت درجة حرارة تتراوح ما بين (54ْ-70ْ)س,ثم يحفظ المحلول على درجة حرارة معتدلة,حيث يزيد حجم بلورات هاليد الفضة لتصل الى1,ميكرون.ثم يضاف المزيد من الجيلاتين الغني بالكبريت والأحماض الأمينية ويسخن المحلول الى درجة حرارةْس80ْو50 وذلك لتسريع فاعلية الكبريت في تحسين صفات بلورات هاليدات الفضة.