## التحليل الحجمي Volumetric Analysis

ويتضمن طريقتين رئيسيتين وهما:-

**1.التحليل الغازي Gas Analysis**

حيث يتم قياس كمية الغازات الناتجة أو المستهلكة ومن حجم هذه الغازات يتم تقدير المواد المراد تحليلها بصورة مباشرة أو غير مباشرة.

**2. التسحيح:- Titration**

تتضمن عملية التسحيح تفاعل حجم معين من المادة المراد تحليلها Analyte مع المحلول القياسي Standard Solution الذي يضاف من السحاحة Burette ويكون عادة معروف التركيز، لذا يجب قياس حجم المحلول القياسي Titrant الذي يتفاعل بصورة تامة مع المادة المراد تحليلها (المسَحَح Analyte) .

وباستخدام معادلة التكافؤ الكيميائية :

$$C_1 \times V_1 \text{ ( eq.1)} = C_2 \times V_2 \text{ (Eq.2)}$$

**حيث إن $C_1$= تركيز المحلول القياسي (في السحاحة)**

**$V_1$ =حجم المحلول القياسي (النازل من السحاحة) اللازم لبلوغ نقطة التكافؤ**

**$C_2$= تركيز ا لمادة المراد تحليلها**

**$V_2$ =حجم ا لمادة المراد تحليلها**

**eq.1 = عدد مكافئات المحلول الأول .**

**eq.2 = عدد مكافئات المحلول الثاني المراد تحليله .**

**وهنالك متطلبات لعملية التسحيح يمكن إجمالها بما يلي:-**

أ. أن يكون التفاعل بين المادة المراد تحليلها والمحلول القياسي متوازناً Stoichiometric أي يمكن تمثيله بمعادلة كيميائية متوازنة ومعلومة، مثال على ذلك تفاعل حامض الخليك مع هيدروكسيد الصوديوم:-

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COO^- Na^+ + H_2O$$

ب. يجب أن يكون التفاعل سريعاً وهذا مايحدث فعلاً في التفاعلات الأيونية التي تكون سريع جداً.

ج. عدم وجود تفاعلات جانبية أي أن يكون التفاعل خاصاً Specific .

د. يجب أن يكون التفاعل كمياً ويسير باتجاه اليمين.

هـ. يجب أن يظهر المحلول تغيراً واضحاً في صفاته عند اكتمال التفاعل مثلاً تغير (اللون، أو بعض الصفات الكهربائية أو الفيزيائية الأخرى) بحيث يمكن إضافة دليل أو كاشف مناسب لإظهار هذا التغير.

و. إن النقطة التي يكون عندها كمية المحلول القياسي مكافئة تماماً لكمية المادة المراد تحليلها تدعى نقطة التكافؤ Equivalence Point (نظرياً) وعملياً تدعى نقطة النهاية End Point وهي نقطة إنتهاء التفاعل حيث يجب أن تتطابق كلا النقطتين أو أن يكون الفرق ضئيل جداً بينهما وهو ما يدعى بالخطأ التسحيحي.

**الخطأ التسحيحي** : هو الفرق بين نقطة التكافوء النظرية ونقطة انتهاء المعايرة (التسحيح) ويجب أن تكون اصغر مايمكن .

# المحاليل:- Solutions

المحلول:-

عبارة عن خليط متجانس من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي ، (والمحلول عبارة عن نظام ذي طور أو صنف واحد )..

ينتج المحلول من خلال إذابة Solvation أو اختفاء ذرات أو جزيئات أو أيونات المادة المذابة Solute( المادة الموجودة بنسبة أقل في المحلول ) بين ذرات أو جزيئات أو أيونات المادة المذيبة Solvent ( المادة الموجودة بوفرة في المحلول ) .

تعتمد ذوبانية مادة في أخرى لتكوين محلول متجانس على طبيعة المواد الداخلة في عملية الذوبان ، وتتأثر الذوبانية بالتغيرات في درجة الحرارة وبطبيعة المواد المكونة للمحلول والضغط ، بالرغم من أن المؤثر الأخير ذو أهمية بالنسبة للغازات فقط

## تصنيف المحاليل:-

1. حسب حجم ذرات أو جزيئات المذاب:-

أ. محاليل حقيقية True Solution

وهي المحاليل التي تمر من خلال ورقة الترشيح بسهولة وبصورة تامة مثل محلول السكر أو ملح الطعام في الماء ولا يمكن رؤية دقائق المذاب بالعين المجردة ولا تترسب بعد فترة من الزمن.

ب. محاليل غروية Colloidal Solution

وهي محاليل لا يمكن أن تمر دقائق المذاب فيها من ورقة الترشيح ولا تترسب إذا ترك المحلول راكداً مالم يضاف اليها مواد كيميائية تتسبب في ترسيبها ولا يمكن رؤية دقائق المذاب فيها مثل الحليب.

جـ. المحاليل العالقة Suspended Solutions

وهي المحاليل التي لا تمر دقائق المذاب فيها من ورقة الترشيح ويسهل رؤية دقائق المذاب العالقة فيها وتترسب إذا ما تركت فترة من الزمن مثل محلول التراب والماء.

2. حسب كمية أو تركيز المذاب في المحلول:-

أ. المحاليل المشبعة:- Saturated Solutions

وهي المحاليل التي يكون فيها المذاب في حالة توازن حركي مع المحلول بدرجة حرارة معينة، أي ما يذوب من المذاب يساوي ما يترسب منه في ذلك الحجم في تلك الدرجة الحرارية.

ب. المحاليل غير المشبعة:- Unsaturated Solutions

وهي محاليل تكون فيها كمية المذاب أقل مما يجب أن تكون في حالة المحلول المشبع بنفس الدرجة الحرارية أي إن للمذيب القابلية على إذابة كمية أخرى من المذاب.

جـ. المحاليل فوق المشبعة:- Super Saturated Solutions

وهي محاليل تحوي كمية من المذاب أكثر مما تحويه المحاليل المشبعة في توازنها الحركي ويحدث هذا نتيجة لإمكانية المذيب في إذابة كميات إضافية من المذاب بعد رفع درجة حرارته.

وباختصار :

عدد الجزيئات الذائبة = عدد الجزيئات المترسبة ← (محلول مشبع ) .

عدد الجزيئات الذائبة > عدد الجزيئات المترسبة ← ( محلول فوق مشبع )

عدد الجزيئات الذائبة < عدد الجزيئات المترسبة ← ( محلول غير مشبع )

المحلول القياسي Standard Solution

وهو المحلول الذي يحتوي الحجم المعين منه على وزن مضبوط من مادة قياسية اولية Primary Standard Substance أي تركيزه ثابت لا يتغير بمرور الزمن ومن شروطه (شروط التفاعلات الحاصلة في التحليل الحجمي):-

شروط المادة القياسية الأولية:-

1. نقاوتها عالية لا تقل عن 99.8% .
2. استقرارها عالي (لا تتأثر بالمحيط الخارجي) وغير متميعة Non Hygroscopic وغير متزهرة .
3. عالية الذوبان في الماء.
4. وزن مكافئ عالي نسبياً لتلافي الأخطاء الحاصلة أثناء الوزن.
5. محلولها غير ملون للتعرف على نقطة التكافؤ بسهولة.

## جدول التحويل

| Factor | Name | Symbol | Factor | Name | Symbol |
|---|---|---|---|---|---|
| $10^{1}$ | deka | da | $10^{-1}$ | deci | D |
| $10^{2}$ | hecto | h | $10^{-2}$ | centi | C |
| $10^{3}$ | kilo | k | $10^{-3}$ | milli | M |
| $10^{6}$ | mega | M | $10^{-6}$ | micro | μ |
| $10^{9}$ | giga | G | $10^{-9}$ | nano | N |
| $10^{12}$ | tera | T | $10^{-12}$ | pico | P |
| $10^{15}$ | peta | P | $10^{-15}$ | femto | F |
| $10^{18}$ | exa | E | $10^{-18}$ | atto | A |
| $10^{21}$ | zetta | Z | $10^{-21}$ | zepto | Z |
| $10^{24}$ | yotta | Y | $10^{-24}$ | yocto | Y |

## التكافؤ :- Valence

هو عدد مكافئات Equivalents العنصر أو المركب الموجود في 1مول منه (العنصر أو المركب) .

$$\text{Valence} = \frac{\text{Equivalents}}{\text{Mole}}$$

حيث إنه عند مقارنة الأوزان المكافئة مع الأوزان الجزيئية أو الذرية للمادة نجد إن الوزن الجزيئي أو الذري يمثل مضاعف البسط للوزن المكافئ .

| Substance المادة | Equivalent weight g/eq. الوزن المكافئ | Molecular weight g/mole. الوزن الجزيئي | M.Wt / Eq.Wt نسبة Ratio |
|---|---|---|---|
| O | 8 | 16 | 2 |
| C | 3 | 12 | 4 |
| Ca | 20 | 40 | 2 |
| $NO_3^{-1}$ | 62 | 62 | 1 |
| $(SO_4^{-2})$Sulfate | 48 | 69 | 2 |
| $CaSO_4$ | 68 | 136 | 2 |

وإن النسبة الأخيرة M.Wt/Eq.Wt = Ratio تكون بوحدات eq./Mole وهذه النسبة تمثل (التكافؤ) الذي هو عدد الأوزان المكافئة أو القدرة الاتحادية للعنصر أو المركب في 1مول منه .

$$\text{Ratio} = \frac{\text{M.Wt}}{\text{Eq.Wt}} = \frac{\text{g/Mole}}{\text{g/Eq}} = \frac{\text{Eq.}}{\text{Mole}}$$

مثلاً (بالنسبة للأوكسجين O فإن) :-

(1 eq. O = 8 g of O)
(1 Mole O = 16 gm O) → $\text{Valence} = \frac{16}{8} = 2$

ولذلك فإنه عندما يقال بأن للأوكسجين تكافؤ = 2 (ثنائي التكافؤ) وللهيدروجين تكافؤ = 1 (أحادي التكافؤ) فهذا يعني (إن القدرة الاتحادية لـ 1مول من الاوكسجين هي ضعف القدرة الاتحادية لـ 1مول من الهيدروجين) وبتعبير آخر فإن 1مول من الأوكسجين يستطيع الإتحاد مع 2مول من الهيدروجين .

## التكافؤ والصيغة الكيميائية :- Valence and Chemical Formulae

بمعرفة تكافؤ العنصر أو المجموعة يمكن كتابة الصيغة الكيميائية للمركب المؤلف منها.
مثلاً:- يكون الألمنيوم Al ثلاثي التكافؤ أما الكلور Cl فهو أحادي التكافؤ .
لذلك فإن 1مول من الألمنيوم يمكن أن يتحد مع 3مول من الكلوريد وستكون الصيغة الكيميائية لكلوريد الألمنيوم هي $AlCl_3$ .
وبنفس الطريقة :-
يكون تكافؤ الكبريتات $SO_4$ (ثنائي) = 2 فإن 2مول من الألمنيوم Al سيتحد مع 3مول من الكبريتات $SO_4^{-2}$ وتكون الصيغة الكيميائية لكبريتات الألمنيوم هي $Al_2(SO_4)_3$ ولذلك يجب مراجعة جدول تكافؤ العناصر أو أعداد تأكسدها لنتمكن من كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات .

( راجع جدول أعداد التكافؤ والتأكسد )

مثال// إذا علمت إن الكروم ثلاثي التكافؤ وأيون الكبريتات ثنائي التكافؤ . ماهي صيغة كبريتات الكروم (كيف سيتم إتحاد الكروم مع الكبريتات) ؟

ج : بما إن الكبريتات ثنائي التكافؤ والكروم ثلاثي التكافؤ لذلك فإن مولين من الكروم سيتحد مع 3 مولات من أيون الكبريتات .وستكون صيغة كبريتات الكروم $Cr_2(So_4)_3$

س// إذا علمت إن الاوكسجين ثنائي التكافؤ ، أحسب تكافؤ العناصر الأخرى في كل من المركبات التالية :-

$N_2O$ , $P_2O_5$ , $SO_3$ , CO , FeO

## الحسابات Calculations

### طرق التعبير عن كمية المذاب

**1.الوزن الذري الغرامي Gram Atomic Weight ( At.wt)**

وهو الوزن الذري للعنصر مقدرا" بالغرامات والذي يحتوي على عدد معين من الذرات المسمى بعدد أفوكادرو ($6.02 \times 10^{23}$) (مثلا" O=16 , H=1 , C=12ولبقية العناصر راجع الجدول الدوري) .

(مراجعة لمعلومات سابقة )

- إن الوزن الجزيئي الغرامي هو الوزن الجزيئي مقدراً بالغرامات ويحتوي على $6.02 \times 10^{23}$ جزيئة .
- الوزن الذري الغرامي لعنصر = الوزن المطلق لذرة العنصر (غم) × $6.02 \times 10^{23}$ ذرة .
- الوزن الجزيئي الغرامي = الوزن المطلق لجزيئة العنصر (غم) × $6.02 \times 10^{23}$ جزيئة .
- المول:- هو مقدار المادة الذي يحوي ($6.02 \times 10^{23}$) من وحدات الأشياء (الذرات ،الجزيئات أو الأيونات) .

ولما كان الوزن الذري الغرامي يحوي على $6.02 \times 10^{23}$ ذرة .

والوزن الجزئي الغرامي يحوي على $6.02 \times 10^{23}$ جزيئة .

فأن: وزن مول واحد من أي عنصر = الوزن الذري الغرامي = وزن $6.02 \times 10^{23}$ ذرة .

ووزن مول واحد من أي مادة = الوزن الجزيئي الغرامي = وزن $6.02 \times 10^{23}$ جزيئة .

**2. الوزن الجزيئي الغرامي ( المول ) Gram Molecular Weight**

وهو وزن الصيغة الجزيئية للمركب أو الوزن الجزيئي للعنصر مقدراً بالغرامات (أي وزن عدد أفوكادرو من الذرات أو الجزيئات $6.02 \times 10^{23}$ ) ويحسب وزن الصيغة الجزيئية للمركب على أساس مجموع الأوزان الذرية للعناصر الداخلة في تكوين المركب مقدرة بالغرامات .

الوزن الجزيئي لمركب = مجموع الأوزان الذرية لعناصره × عدد ذرات هذه العناصر في المركب

**مثال:- جد الوزن الجزيئي للماء $H_2O$ إذا علمت إن الوزن الذري (H = 1) ، (O = 16)**

الوزن الجزيئي $H_2O$ = الوزن الذري لـ O×عدد ذراته+الوزن الذري H × عدد ذراته

$= 2 \times 1 + 1 \times 16 = 2 + 16 = 18$ .

**مثال : جد الوزن الجزيئي لحامض الخليك $CH_3COOH$**

**$CH_3COOH$**

$$60 = 1 + (16 \times 2) + 12 + (1 \times 3) + 12$$

**ملاحظات :**

- بالنسبة للعناصر أحادية الذرة مثل ( Na, K) فأن عدد المولات ( n) يحسب كما يلي :

$$(n) = \frac{\text{Wt.}}{\text{At.Wt.}}$$

and

$$(n) = \frac{\text{no. of Atoms}}{6.02 \times 10^{23}}$$

أما بالنسبة للعناصر ثنائية الذرة مثل $F_2$ ، $O_2$ ، $N_2$ ، $Cl_2$ والمركبات فأن عدد المولات ( n) يحسب كما يلي :

$$(n) = \frac{\text{Wt.}}{\text{M.Wt.}}$$

and

$$(n) = \frac{\text{no. of Molecules}}{6.02\times 10^{23}}$$

مثال// ما وزن مول واحد من الكلوكوز وزنه الجزيئي 180 غم/مول ؟

$$n = \frac{\text{Wt.}}{\text{M.Wt.}} \rightarrow \text{Wt.} = n \times \text{M.Wt.} = 1\ \text{Mole} \times 180\ \text{gm/mole}$$

$$\text{Wt.} = 180\ \text{gm}$$

مثال// ما عدد ذرات الكاربون في مول واحد من الكلوكوز $C_6H_{12}O_6$ ؟

$$(n) = \frac{\text{no. of Molecules}}{6.02\times 10^{23}}$$

$$\text{no. of Molecules} = n \times 6.02\times 10^{23} = 1 \times 6.02\times 10^{23} = 6.02\times 10^{23}$$ جزيئة سكر

ولما كانت كل جزيئة سكر تحتوي على (6) ذرات كاربون

∴ عدد ذرات الكاربون في مول واحد من السكر $= 6 \times 6.02 \times 10^{23} = 36.12 \times 10^{23}$ ذرة

وبصورة أخرى:-

عدد ذرات عنصر في مركب = عدد ذرات العنصر في جزيئة واحدة من المركب × عدد جزيئات المركب.

أو:-

عدد ذرات عنصر في مركب = عدد ذرات العنصر في جزيئة واحدة من المركب × عدد المولات × $6.02 \times 10^{23}$

مثال: احسب عدد ذرات الهيدروجين في 9غم من الماء ؟ وما عدد مولات ذرات الهيدروجين في الماء ؟ علماً إن و.ذ $H=1$ ، $O=16$

$$\text{M.Wt. of } H_2O = 2\times 1+16 = 18\ \text{gm/mole}$$

$$n = \frac{\text{Wt.}}{\text{M.Wt.}} = \frac{9}{18} = 0.5\ \text{mole}$$

عدد ذرات عنصر في مركب = عدد ذرات العنصر في جزيئة واحدة من المركب × عدد المولات × $6.02 \times 10^{23}$

عدد ذرات H في 9غم من الماء $= 2 \times 0.5 \times 6.02 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{23}$ ذرة H

$$\text{no. of Moles } (n) = \frac{\text{no. of Atoms}}{6.02\times 10^{23}} = \frac{6.02\times 10^{23}}{6.02\times 10^{23}} = 1\ \text{mole}$$

$$\text{no. of Atoms} = 0.5 \times 6.02\times 10^{23} = 3.01\times 10^{23}\ \text{atom}$$

مثال: ما وزن $3.01 \times 10^{23}$ ذرة هيدروجين ، علماً إن و.ذ H=1 ؟
ج: يجب استخراج عدد المولات ومنه يستخرج الوزن

$$n = \frac{\text{no. of Atoms}}{6.02 \times 10^{23}} \rightarrow n = \frac{3.01 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}} = 0.5 \text{ mole}$$

$$n = \frac{Wt}{At.Wt.} \rightarrow \text{Wt. of H} = n \times \text{At. Wt.} = 0.5 \times 1 = 0.5 \text{ gm}$$

## 3. الوزن المكافئ الغرامي Gram Equivalent Weight

تتفاعل ( تتحد) العناصر الكيميائية فيما بينها إستناداً الى نسب وزنية Weight Ratio وغالباً ماتكون هذه النسبة هي نسبة الأوزان الذرية للعناصر .
وعليه فإن 8 gm من الأوكسجين O ستتفاعل بدقة مع 20 gm من الكالسيوم Ca لتكوين أوكسيد الكالسيوم CaO .
أي إنه 1 مكافئ من عنصر ما = 1 وزن مكافئ من نفس العنصر بالغرام
1 وزن مكافئ من مركب ثنائي = وزن ذلك المركب الذي يحتوي على مكافئ واحد
وعليه يمكن تعريف الوزن المكافئ الغرامي بأنه الوزن المكافئ للعنصر أو المركب مقدرا بالغرامات
الوزن المكافئ الغرامي للعنصر:- هو عدد أوزان العنصر المتحدة منه أو التي تحل محل 8 أوزان من الاوكسجين أو وزناً واحداً من الهيدروجين أو 1 وزن من الكاربون .ويحسب من المعادلة التالية:-

$$\text{الوزن المكافئ للعنصر Eq . wt} = \frac{\text{وزنه الذري At . Wt}}{\text{التكافؤ Valence}}$$

الوزن الذري = تكافؤ العنصر في المركب × وزن المكافئ في المركب نفسه
أو

$$\text{Eq. Wt .} = \frac{\text{At . Wt}}{\text{Eq.}}$$

فالوزن المكافئ للعناصر أحادية التكافؤ = وزنها الذري ( $K^+$ , $Br^-$ , $Na^+$ , $Cl^-$ )
والوزن المكافئ للعناصر ثنائية التكافؤ = نصف وزنها الذري ($Fe^{+2}$ , $Mg^{+2}$ , $O^{-2}$)
والوزن المكافئ للعناصر ثلاثية التكافؤ= ثلث وزنها الذري ($Cr^{+3}$, $Fe^{+3}$, $B^{+3}$,$Ai^{+3}$)
والوزن المكافئ للعناصر رباعية التكافؤ= ربع وزنها الذري ($Pb^{+4}$ , $Ce^{+4}$ , $Pd^{+4}$)

حساب الأوزان المكافئة :-

$$\text{للجزيئات } Eq.Wt = \frac{M.Wt}{\text{Valence}}$$

أو

$$\text{للعناصر } Eq.Wt = \frac{At.Wt}{\text{Valence}}$$

س// ماهو الوزن المكافئ للقصدير Sn إذا علمت إنه رباعي التكافؤ ووزنه الذري هو 118.7 g/Mole ؟

$$Eq.Wt = \frac{118.7}{4} = 29.68 \text{ g/eq.}$$

*الوزن المكافئ* الغرامي للمركب:-

هو وزن المركب الذي يتحد مع أو يحل محل وزن من الهيدروجين أو ثمانية أوزان من الاوكسجين أو أثنا عشر وزناً من الكاربون .

ويحسب كما يأتي :

1.الوزن المكافئ للحامض : وهو الوزن الجزيئي للحامض مقسوماً على عدد يملكه من ذرات الهيدروجين الفعالة أو القابلة للانحلال أو على عدد مجاميع الهيدروكسيل ($OH^-$) المتفاعلة معها .

$$\text{Eq.Wt. of } H_2SO_4 = \frac{\text{M.Wt}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

$$H_3PO_4 = \frac{\text{M.Wt}}{3}$$

$$HClO_4 , HCl , HBr , CH_3COOH = \frac{\text{M.Wt}}{1}$$

2. الوزن المكافئ للمادة التي تسلك سلوك الحامض (تتفاعل مع القاعدة) :-

ويساوي وزنها الجزيئي مقسوماً على عدد مجاميع ($OH^-$) المتفاعلة معها.

$$SO_3 + 2OH^- \rightarrow SO_4^{-2} + H_2O$$

$$\text{Eq.wt.SO3} = \frac{\text{M.wt}}{2} = \frac{80}{2} = 40$$

3. الوزن المكافئ للقاعدة:- هو وزنها الجزيئي مقسوماً على عدد مجاميع ($OH^-$) الهيدروكسيل الفعالة (القابلة للاحلال) . أو عدد ذرات H المتفاعلة معها

$$KOH , NaOH , LiOH = \frac{\text{M.wt}}{1}$$

$$Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 = \frac{\text{M.wt}}{2}$$

$$Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 = \frac{\text{M.wt}}{3}$$

4.الوزن المكافئ للمادة التي تسلك سلوك القاعدة (التي تتفاعل مع الحامض) . هو وزنها الجزيئي مقسوماً على عدد ذرات H المتفاعلة معها .

$$CaO + 2H^+ \rightarrow Ca^{+2} + H_2O$$

$$\text{Eq.wt.CaO} = \frac{\text{M.wt}}{2} = \frac{56}{2} = 28$$

**5 .الوزن المكافئ للأملاح:-**

**هو وزنها الجزيئي مقسوماً على عدد ذرات الفلز مضروباً في تكافؤه .**

$$AgCl\ ,\ KCl\ ,\ NaCl\ ,\ NaNO3 = \frac{M.Wt}{1 \times 1}$$

$$MgCl_2\ ,\ CdCl_2\ ,\ HgCl_2\ ,\ MnCl_2\ ,\ FeCl_2 = \frac{M.Wt}{2 \times 1}$$

$$FeCl_3\ ,\ AlCl_3 = \frac{M.Wt}{3 \times 1}$$

$$SnCl_4\ ,\ PdCl_4 = \frac{M.wt}{4 \times 1}$$

$$Na_2CO_3 = \frac{M.Wt.}{2 \times 1}$$

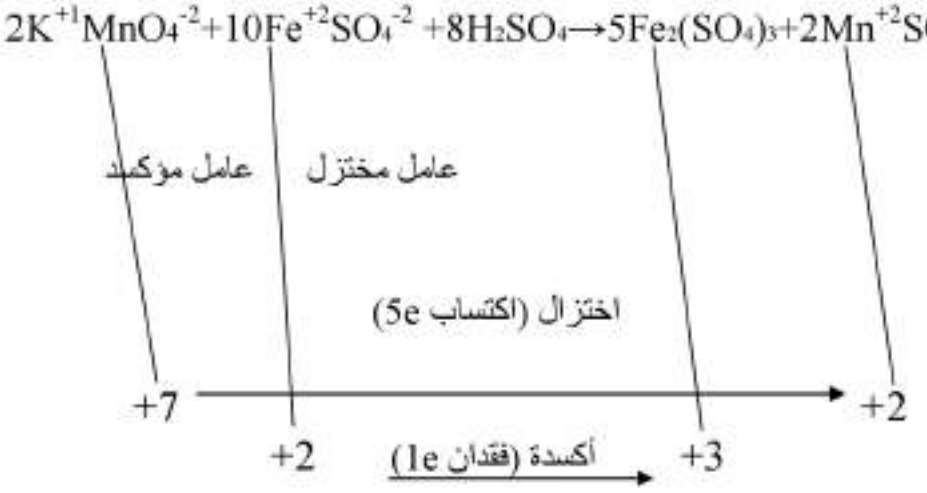
**الوزن المكافئ للعامل المختزل والعامل المؤكسد:-**

هو وزنها الجزيئي مقسوماً على عدد الالكترونات المفقودة أو المكتسبة لمول واحد فقط .

**العامل المؤكسد Oxidant Factor :-**

هي المادة الكيميائية التي تؤكسد غيرها وتختزل هي أي تكتسب الالكترونات .

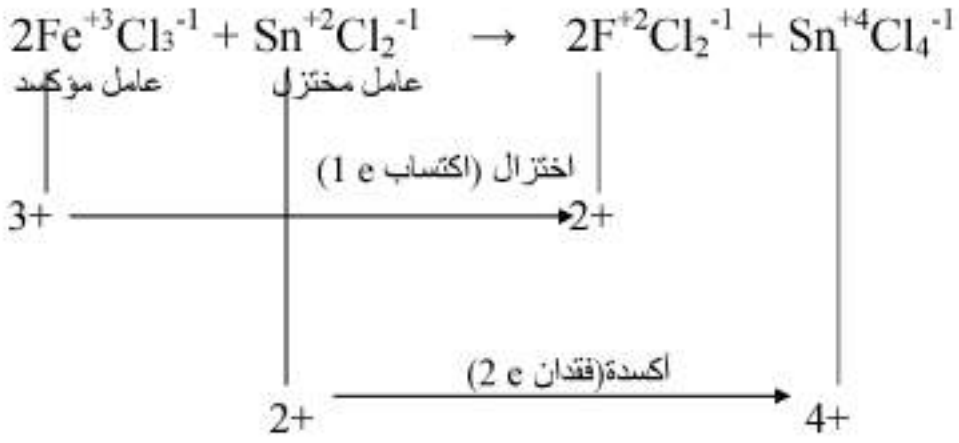
**العامل المختزل Reducing Factor :-** هي المادة الكيميائية التي تختزل غيرها وتتأكسد هي أي تفقد الالكترونات .




$$\underset{\text{عامل مؤكسد}}{Eq.wt.KMnO4} = \frac{M.Wt.}{\underset{\text{عدد e المكتسبة}}{5}} = \frac{M.Wt}{5}$$

$$\underset{\text{عامل مختزل}}{\mathbf{Eq.wt.FeSO4}} = \frac{\mathbf{M.Wt.}}{\underset{\text{عدد e المفقودة}}{1}} = \frac{\mathbf{M.Wt.}}{1}$$

**يجب أن تكون المعادلة موزونة كيميائياً وكهربائياً (عدد e المفقودة = عدد e المكتسبة)**




$$\text{Eq.wt.FeCl}_3 = \frac{\text{M.Wt.}}{1}$$

$$\text{Eq.wt.SnCl}_2 = \frac{\text{M.Wt.}}{2}$$

**6 . الوزن المكافئ للمادة المشتركة في تفاعل الترسيب أو في تكوين المعقد :-**

هو الوزن الذي يتفاعل مع أو يجهز وزن صيغة غرامية واحدة من الكاتيون المتفاعل إذا كان أحادي التكافؤ ونصف وزن الصيغة الغرامية إذا كان ثنائي التكافؤ وثلث وزن الصيغة الغرامية إذا كان ثلاثي التكافؤ .

$$\text{BaCl}_2 , \text{Ag}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{M.Wt}}{2}$$

$$\text{Ag}^+ , \text{AgNO}_3 , \text{NaCl} = \frac{\text{M.wt}}{1}$$

$$\text{AlCl}_3 = \frac{\text{M.Wt}}{3}$$

$$\text{عدد المكافئات الغرامية} = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن المكافئ}}$$

**او**

$$\text{No. of Gramm Equivalents} = \frac{\text{Wt.}}{\text{Gram Eq. Wt.}}$$