

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي  
كلية مدينة العلم الجامعية  
قسم علوم الحياة

محاضرات في

# الكيمياء التحليلية

لطلبة المرحلة الأولى

إعداد  
مدرس المادة

## أسس الكيمياء التحليلية      Fundamentals of Analytical Chemistry

### المصادر

1. أسس الكيمياء التحليلية : د. مؤيد قاسم العابيجي و د. ثابت سعيد الغبطة .
2. الأساسيات النظرية للكيمياء التحليلية اللاعضوية : د. هادي كاظم عوض و د. جواد البدرى .
3. Chemical Calculations: An Introduction to use Mathematics in Chemistry . by Sidney W. Benson

### الكيمياء التحليلية

هي أحد فروع علم الكيمياء وتعرف بأنها الوسيلة الكيميائية التي يتم بها الكشف عن العناصر والمواد وطرق فصلها ومعرفة مكونات تلك المواد في خليط منها إضافة إلى تقدير هذه المكونات تقديرًا كميًا.

تشتمل الكيمياء التحليلية على:-

1. التحليل النوعي الذي يختص بمعرفة نوع العناصر الموجودة في المركب.
2. التحليل الكمي ويختص بإيجاد كمية كل عنصر من العناصر في المركب.

### أهميتها:-

1. تدخل الكيمياء التحليلية في حل الكثير من المشكلات العلمية المتصلة بفروع علم الكيمياء والعلوم الأخرى.
2. تستخدم كوسيلة هامة في إجراء البحوث العلمية الصرفية والتطبيقية في المجالات البايولوجية، الزراعية، الهندسية وغيرها.

### صفات الم محل الكيميائي:-

- ينبغي للم محل الكيميائي الدقيق أن يتتصف بعده صفات منها:-
- 1 . أن يكون ملماً بالطرق العلمية الخاصة باستخدام أجهزة التحليل.
  - 2 . أن يكون متوفهاً للأسس النظرية التي تعمل وفقها أجهزة التحليل المختلفة. وبذلك يكون قادرًا على استخدام وتطبيق تلك الطرائق وكذلك (تطويرها).
  3. أن يكون قادرًا على ممارسة البحث العلمي وأستحداث طرق تحليلية جديدة وله القدرة على تقييم وتفسير نتائج التحليل. وبذلك فهو يختلف عن مساعد المختبر الذي يتقييد بخطوات العمل بشكل تقليدي بحث.

### Classification of Analytical Chemistry

### تصنيف الكيمياء التحليلية:-

- يمكن تصنيف الكيمياء التحليلية اعتماداً على:-
1. وزن النموذج أو (حجم النموذج).
  2. الغرض من التحليل.
  3. وسيلة التحليل.

## 1. حسب وزن النموذج:-

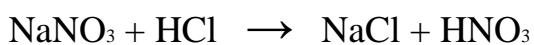
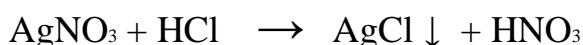
- أ. الطرق الماكروية Macro للنماذج التي تترواح أوزانها بحدود (100) ملغم.
- ب. الطرق شبه المايكروية Semi Micro للنماذج التي تترواح أوزانها بحدود (10) ملغم.
- ج. الطرق المايكروية Micro للنماذج التي تترواح أوزانها بحدود (1) ملغم.
- د. الطرق فوق المايكروية Ultra Micro للنماذج التي تترواح أوزانها بحدود (0.001) ملغم.
- هـ. طرق أجزاء المايكروغرام Submicrogram Sample للنماذج بحدود (0.01) ملغم.

## 2. حسب الغرض من التحليل:-

### أ. الكيمياء التحليلية الوصفية (النوعية) أو التحليل الكيميائي النوعي Qualitative Analytical Chemistry

وهي فرع من فروع الكيمياء وتبحث في كيفية فصل العناصر أو المواد من المخاليط والتعرف عليها (تشخيصها) من خلال طرق الفصل Separation Methods وكذلك التعرف على حامضية Basicity وقاعدة Acidity المركبات أو المخاليط ويتم ذلك من خلال:-  
أولاً:- استخدام الحواس:- المذاق لسكرات و الأملاح و تمييز اللون والشكل البلوري (كما في حالة الفحم والكريت).

ثانياً:- استخدام المواد الكيميائية:- عندما تعجز عن التمييز والتشخيص بالطريقة الأولى كما في حالة نترات الفضة  $\text{AgNO}_3$  ونترات الصوديوم  $\text{NaNO}_3$  كونهما متشابهان في اللون والصفات الطبيعية الأخرى لذلك يمكن اللجوء إجراء تفاعل كيميائي لهذه المواد مع حامض الهيدروكلوريك HCl على سبيل المثال حيث تعطي المادة الأولى  $\text{AgNO}_3$  راسب أبيض هو كلوريد الفضة  $\text{AgCl}$  بينما لا يتكون راسب مع المادة الثانية  $\text{NaNO}_3$ .



ويمكن إجراء عمليات كيميائية (تحليلات كيميائية) أخرى مثل الذوبان Solubility ، الترسيب Precipitation أو الترشيح Titration للتعرف على وجود العنصر أو المركب.

### Quantitative Analytical Chemistry

وهو ذلك الفرع من فروع الكيمياء المختص بالتقدير الكمي للعناصر أو الجذور الحامضية أو القاعدية أو المركبات الموجودة في عينة ما Sample تقديرًا كميًا.

### بـ. الكيمياء التحليلية الكمية:-

يمكن أن يكون هذا التصنيف على عدة أقسام وهو تصنيف خاص بالكميات التحليلية الكمية وكما يأتي :-

#### أ. التحليل الكمي الحجمي:- Volumetric Analysis

في هذه الطريقة يمكن تسييج جميع أو جزء معلوم من محلول النموذج مع محلول القياسي إلى أن نحصل على نقطة النهاية End Point والتي عندها تكون كمية محلول القياسي تكافئ تماماً المادة المراد تحليلها.  
ويمكن تعين نقطة نهاية التفاعل من خلال :-

أولاً:- استخدام دلائل ذات طبيعة كيميائية ملونة Color Indicator

ثانياً:- قياس صفات محلول الفيزيو كيميائية مثل قياس فرق جهد محلول.

#### بـ. التحليل الكمي الوزني:- Gravimetric Analysis

حيث يتم تقدير كمية العنصر أو المركب بعملية وزنية بعد عملية ترسيب المادة ومن ثم فصلها ووزنها  
وهذه العملية تتطلب استخدام :-

أولاً:- مرسبات عضوية Organic Precipitant

ثانياً:- مرسبات لا عضوية Inorganic Precipitant

ثالثاً:- عملية الترسيب الكهربائي Electro deposition

## ج. امتصاص الطاقة الضوئية:-

وتتضمن هذه الطريقة قياس كمية الطاقة الضوئية الممتصة من قبل المادة المراد تحليلها عند طول موجي معين). ويمكن استخدام الطرق التالية لهذا الغرض:-

أولاً:- الطرق الطيفية المرئية (اللونية) Colorimetrical Methods

ثانياً:- الطرق الطيفية في المنطقة فوق البنفسجية Ultra-Violet Spectroscopy

ثالثاً:- الطرق الطيفية في المنطقة تحت الحمراء Infra Red Spectroscopy

رابعاً:- طريقة الأشعة السينية X-ray Method

خامساً:- الرنين النووي المغناطيسي (NMR)

وتتضمن هذه الطريقة التفاعل بين موجات الراديو ونوى الذرات التي تكون في مجال مغناطيسي.

## د. انبعاث الطاقة الضوئية:-

### Emission of Photo Energy

وتتضمن هذه الطريقة استثارة المادة الى مستويات عالية من الطاقة بواسطة الطاقة الضوئية أو الكهربائية وعند رجوع المادة الى مستوى طاقة منخفض ينبعث منها كمية من الطاقة الممتصة حيث تكون هذه الكمية مقياس لكمية المادة.

## هـ. تحليل الغازات

أولاً:- الطريقة الحجمية Volumetric Methods وفيها يقاس التغيير في حجم المادة بعد تصاعد أو امتصاص الغاز.

ثانياً:- الطريقة المانومترية Manometric Method حيث يتم قياس ضغط الغاز او التغيير في الضغط.

## Electro- chemical Methods

وتتضمن طرق البولاروغرافيا Polarography ، التحليل بقياس كمية الكهربائية ،

التحليل بقياس فرق الجهد Potentiometry، التحليل بقياس التوصيل الكهربائي Conductometry

## Z. التحليل الكروماتوغرافي Chromatographic Analysis

يسند التحليل الكروماتوغرافي على اختلاف المواد في ميلها للامتاز Adsorption أو التجزئة (التوزيع) أو التبادل Partition من خلال سطح ممتر أو سطح ممتر مغلف بمذيب مناسب أو خلال مادة كيميائية. وبالتالي يمكن أن تنفصل تلك المواد على هذا السطح بقدرات مختلفة فيسهل تعبيتها وتقديرها.

تنقسم طرق التحليل الكروماتوغرافي الى:-

أولاً:- كروماتوغرافيا الأمنتاز Column Partition

ثانياً:- كروماتوغرافيا التبادل الأيوني Ion Exchange Chromatography

ثالثاً:- كروماتوغرافيا التجزئة Partition Chromatography

ويقصد به التحليل الكروماتوغرافي عن طريق الفصل، التجزئة (الانتشار) لخليط من عدة مواد وتنقسم هذه الطريقة الى :-

1. كروماتوغرافيا العمود Column Partition

2. كروماتوغرافيا الورق Paper Partition Chromatography

3. كروماتوغرافيا الطبقة الرقيقة Thin Layer Chromatography

4. كروماتوغرافيا الغاز Gas Chromatography

ح. طرق أخرى:-

أولاً:- التحليل باستخدام البولارميتر Polarimetry

ثانياً:- التحليل باستخدام انكسار الضوء Refractometry

ثالثاً:- مطياف الكتلة Mass Spectrometry

رابعاً:- طرق تحليل المواد المشعة Radiochemical Methods

خامساً:- التوصيل الحراري Thermal Conductivity

## استنتاج

بناءً على ما ورد فإنه يمكن تصنيف طرق التحليل إلى:-

1. طرق كيميائية:- تتضمن عمليات كيميائية واستخدام أجهزة وزجاجيات بسيطة.
2. طرق آلية:- تتضمن استخدام الآت وأجهزة معقدة تعتمد على الكهربائية، البصريات والحرارة حيث يتطلب التحليل قياس الطاقة التي لها علاقة بتركيز النموذج.

**محاسن الطرق الآلية:-**

1. يكون الشخص أو التعيين سريعاً.
2. يمكن استخدام نموذج صغير.
3. يمكن تحليل النماذج المعقدة.
4. الحصول على حساسية عالية.
5. الحصول على قياسات موثوقة بها.

**عيوب وتحديات الطرق الآلية:-**

1. تحتاج إلى عملية معايرة Calibration أولية.
2. تعتمد الحساسية والدقة على مرجع الجهاز أو الآلة أو الطريقة الكيميائية المستخدمة في المعايرة.
3. غالباً ما تكون الدقة النهائية بحدود  $\pm 5\%$ .
4. تكاليف الأجهزة وإدامتها عالية.
5. تحتاج إلى مكان واسع في المختبر.
6. تتطلب تدريب خاص.

**محاسن الطرق الكيميائية التقليدية:-**

1. تكون الطريقة بسيطة.
2. تكون الطريقة مضبوطة.
3. بشكل عام تعتمد على قياسات مطلقة.
4. تكون الأجهزة المستخدمة رخيصة الثمن.

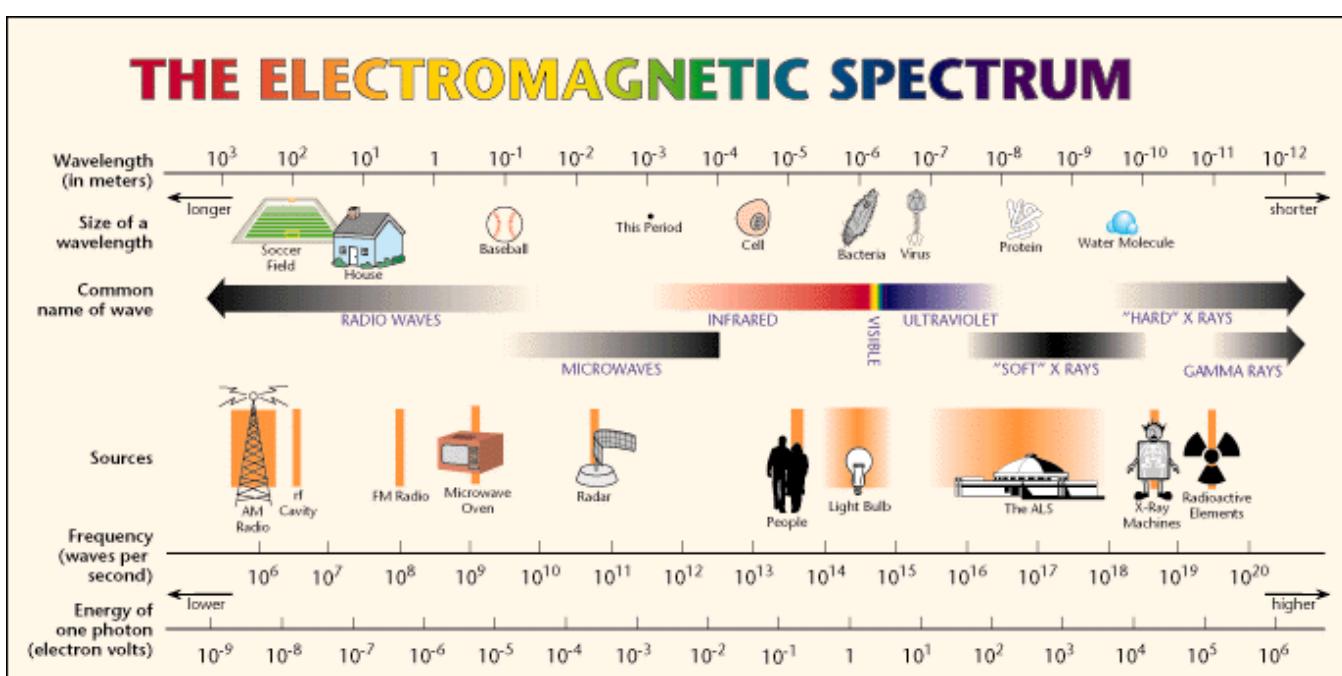
**عيوب وتحديات الطرق الكيميائية التقليدية :-**

1. فقدان في الخصوصية .
2. تكون الطريقة نوعاً "ما مملة و تستغرق وقتاً طويلاً" .
3. تنخفض الدقة بانخفاض الكمية المحللة .
4. تكون الظروف الكيميائية المحيطة حرجة .

## جدول يبين مناطق الطيف الكهرومغناطيسي

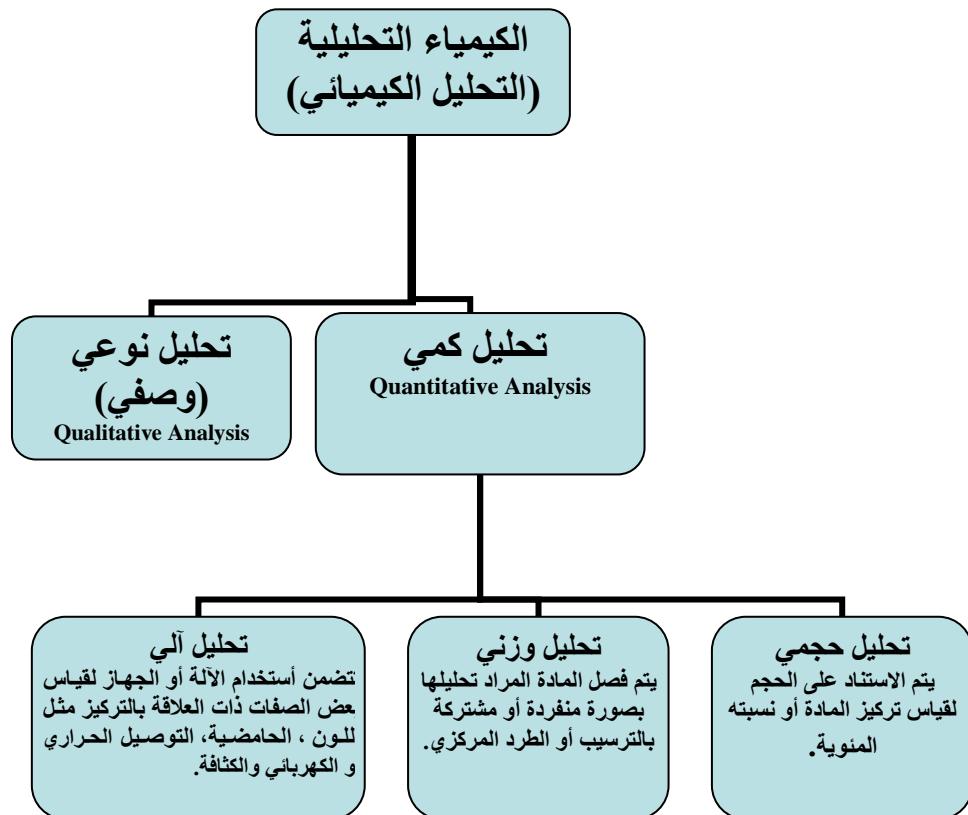
Region	Wavelength (Angstroms)	Wavelength (centimeters)	Frequency (Hz)	Energy (eV)
Radio	$> 10^9$	$> 10$	$< 3 \times 10^9$	$< 10^{-5}$
Microwave	$10^9 - 10^6$	$10 - 0.01$	$3 \times 10^9 - 3 \times 10^{12}$	$10^{-5} - 0.01$
Infrared	$10^6 - 7000$	$0.01 - 7 \times 10^{-5}$	$3 \times 10^{12} - 4.3 \times 10^{14}$	$0.01 - 2$
Visible	$7000 - 4000$	$7 \times 10^{-5} - 4 \times 10^{-5}$	$4.3 \times 10^{14} - 7.5 \times 10^{14}$	$2 - 3$
Ultraviolet	$4000 - 10$	$4 \times 10^{-5} - 10^{-7}$	$7.5 \times 10^{14} - 3 \times 10^{17}$	$3 - 10^3$
X-Rays	$10 - 0.1$	$10^{-7} - 10^{-9}$	$3 \times 10^{17} - 3 \times 10^{19}$	$10^3 - 10^5$
Gamma Rays	$< 0.1$	$< 10^{-9}$	$> 3 \times 10^{19}$	$> 10^5$

## THE ELECTROMAGNETIC SPECTRUM



## جدول(2) يبيّن مناطق الطيف المرئي

<b>Red</b>	<b>6300 - 7600 Å</b>
<b>Orange</b>	<b>5900 - 6300 Å</b>
<b>Yellow</b>	<b>5600 - 5900 Å</b>
<b>Green</b>	<b>4900 - 5600 Å</b>
<b>Blue</b>	<b>4500 - 4900 Å</b>



## بعض المصطلحات

<b>Specific Gravity</b>	الوزن النوعي	gm	غرام
<b>Dilution</b>	تحفيف	Kg	كيلوغرام
<b>Solution</b>	محلول	Percent	نسبة مئوية
<b>Solute</b>	مذاب	Aqueous	مائي
<b>Salt</b>	ملح	Organic Solvent	ذبيع عضوي
<b>Molarity</b>	مولارية		الوزن الجزيئي
<b>Formality</b>	فورمالية		
<b>Normality</b>	عيارية		الصيغة الجزيئية
<b>Reducing Agent</b>	عامل مختزل		
<b>Oxidizing Agent</b>	عامل مؤكسد		وزن مكافئ
<b>Acid</b>	حامض		
<b>Base</b>	قاعدة		يعرف
<b>Substitution</b>	تعويض	ppm	جزء لكل مليون
<b>Units</b>	وحدات	ppb	جزء لكل بليون
<b>Microgram <math>\mu\text{gm}</math></b>	مايكروغرام	Per	كل
<b>Nanogram</b>	نانوغرام	ml	ملتر
<b>mg</b>	ملغرام	L	Liter.

Properties	خواص	Reagent	كافش
Emission	ابتعاث	Precise	دقيق
Absorption	امتصاص	Burette	ماصة
Inorganic	لا عضوية	Dissolve	يذيب
Organic	عضوية	Interfere	يتداخل
Physical	فيزيائية	Masking Agent	عوامل كاشفة
Analytical	تحليلية	Substance	مادة
Separation	فصل	Precipitation	ترسيب
Components	مكونات	Adjusting	ضبط
Qualitative	نوعي	Calculation	حسابات
Quantitative	كمي	End Point	نقطة الانتهاء
Material	مادة	Turbidity	العكورة
Compound	مركب	Equivalent Point	نقطة التكافؤ
Solid Phase	الحالة الصلبة	Gas Analysis	التحليل الغازي
Procedure	خطوات العمل	Conductivity	التوصيلية
Analysis	تحليل	Instrumental	آلية
Determination	تقدير	Physiochemical	فيزيوكيميائي
Mixture	خلط	Refractive Index	معامل الانكسار
Gravimetric	وزني	Thermal	حراري
Products	نواتج	UV	الأشعة فوق البنفسجية
Volumetric	حجمي	Visible	مرئي
Titration	تسحيح	Sample	نموذج
Concentration	تركيز	Wave Length	الطول الموجي
Indicators	دلائل	Spectrum	طيف
Radiation	إشعاع	Electro	كهربائي
Equilibrium	اتزان	Conductivimeter	قياس التوصيلية
Spectrometer	مطياف		الكهربائية
Invisible	غير مرئي	Potentiometer	قياس الجهدية
Solution	محظول	Nondestructive	لا إتلافـي
Solvent	مذيب	Destuctive	إتلافـي
Steps	خطوات	Represent	يمثل
Accuracy	صحة النتائج	Laboratory	النموذج المختبرـي
Equipments	أجهزة	Sample	
Homogenized	متجانس	Contamination	تلـوث
Crashing	سحق	Interpretation	تفـسـير
Grinding	طحن	Expression	تعـبـير
Formula	صيغـة	Gram Equivalent	المـكافـىـةـ الغـرامـيـ
		Density	الكتـافـة

## 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. التسحيف:- Titration

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

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 المادة المراد تحليلها

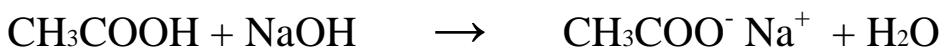
$V_2$ = حجم المادة المراد تحليلها

eq.1 = عدد مكافئات المحلول الأول .

eq.2 = عدد مكافئات المحلول الثاني المراد تحليله .

وهنالك متطلبات لعملية التسحيف يمكن إجمالها بما يلي:-

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



ب. يجب أن يكون التفاعل سريعاً وهذا ما يحدث 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 صفاتيه عند اكمال 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 التسحيجي.

**الخطأ التسحيجي** : هو الفرق بين نقطة التكافؤ النظرية ونقطة إنتهاء المعايرة (التسحيف) ويجب أن تكون أصغر ممكناً .

## المحاليل:-

المحلول:-

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

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

تعتمد ذوبانية مادة في أخرى لتكوين محلول متجانس على طبيعة المواد الداخلة في عملية الذوبان ، و تتأثر الذوبانية بالتغييرات 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:-

### **A. محاليل حقيقة 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.

### **B. محاليل غروية Colloidal Solution**

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

### **C. المحاليل العالقة Suspended Solutions**

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

2. حسب كمية أو تركيز المذاب في محلول:-

### **A. 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 يتربس منه في ذلك الحجم في تلك الدرجة الحرارية.

### **B. المحاليل غير المشبعة:- Unsaturated Solutions**

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

### **C. المحاليل فوق المشبعة:- Super Saturated Solutions**

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

وباختصار :

- عدد الجزيئات الذائبة = عدد الجزيئات المترسبة ← ( محلول مشبوع ) .
- عدد الجزيئات الذائبة > عدد الجزيئات المترسبة ← ( محلول فوق مشبوع )
- عدد الجزيئات الذائبة < عدد الجزيئات المترسبة ← ( محلول غير مشبوع )

## **المحلول القياسي Standard Solution**

وهو محلول الذي يحتوي الحجم المعين منه على وزن مضبوط من مادة قياسية أولية 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 بالبيئة الخارجية) وغير متميزة Non Hygroscopic .
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	$\mu$
$10^9$	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** للعنصر 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	نسبة Ratio Eq.Wt
O	8	16	2	
C	3	12	4	
Ca	20	40	2	
$\text{NO}_3^-$	62	62	1	
$(\text{SO}_4)^{2-}$ Sulfate	48	69	2	
$\text{CaSO}_4$	68	136	2	

وإن النسبة الأخيرة  $\text{Ratio} = \frac{\text{M.Wt}}{\text{Eq.Wt}}$  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) :-

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

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

## 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 الكلوريدي وستكون الصيغة الكيميائية للكلوريدي الألمنيوم هي  $\text{AlCl}_3$  . وبينفس الطريقة :-

يكون تكافؤ الكبريتات  $\text{SO}_4^{2-}$  (ثاني) = 2 فإن 2مول من الألمنيوم Al سيتحد مع 3مول من الكبريتات  $\text{SO}_4^{2-}$  وتكون الصيغة الكيميائية لكبريتات الألمنيوم هي  $_{(3)}\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  ولذلك يجب مراجعة جدول تكافؤ العناصر أو أعداد تأكسده لنتتمكن من كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات .

(راجع جدول أعداد التكافؤ والتآكسد)

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

ج : بما إن الكبريتات ثانوي التكافؤ والكروم ثلاثي التكافؤ لذلك فإن مولين من الكروم سيتحد مع 3 مولات من أيون الكبريتات . وستكون صيغة كبريتات الكروم  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

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



طرق التعبير عن كمية المذاب

**Gram Atomic Weight ( At.wt)**

وهو الوزن الذري للعنصر مقدراً بالغرامات والذي يحتوي على عدد معين من الذرات المسمى بعدد أفوکادرو  $(6.02 \times 10^{23})$  (مثلًا C=12, H=1, O=16 ولباقي 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)  $\times 6.02 \times 10^{23}$  ذرة.

• الوزن الجزيئي الغرامي = الوزن المطلق لجزيئه العنصر (غم)  $\times 6.02 \times 10^{23}$  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 الجزيئي 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.

وزن 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 أفوکادرو من الذرات أو الجزيئات  $6.02 \times 10^{23}$ ) وبحسب وزن الصيغة الجزيئية للمركب على أساس مجموع الأوزان الذرية للعناصر الداخلة في تكوين المركب مقدرة بالغرامات.

الوزن الجزيئي لمركب = مجموع الأوزان الذرية لعناصره  $\times$  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  $\times$  عدد ذراته + الوزن الذري H  $\times$  عدد ذراته  
 $. 18 = 2 + 16 = 2 \times 1 + 1 \times 16 =$

مثال : جد الوزن الجزيئي لحامض الخليك



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

ملاحظات :

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

$$(n) = \text{-----}$$

$$\text{At.Wt.}$$

and

no. of Atoms

$$(n) = \text{-----} \\ 6.02 \times 10^{23}$$

أما بالنسبة للعناصر ثنائية الذرة مثل F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> 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 ؟

Wt.

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

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

مثال // ما عدد ذرات الكاربون في مول واحد من الكلوكوز ?  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

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

$$\text{جزيئة سكر} = n \times 6.02 \times 10^{23} = 1 \times 6.02 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{23}$$

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

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

وبصورة أخرى:-

عدد ذرات عنصر في مركب = عدد ذرات العنصر في جزيئه واحدة من المركب  $\times$  عدد جزيئات المركب.

أو:-

$$\text{عدد ذرات عنصر في مركب} = \text{عدد ذرات العنصر} \times \text{عدد المولات} \times 6.02 \times 10^{23}$$

في جزيئه واحدة من المركب

مثال: احسب عدد ذرات الهيدروجين في 9 غم من الماء؟ وما عدد مولات ذرات الهيدروجين في الماء؟ علماً

$$\text{إن و.ذ} \quad 1=\text{H} \quad 16=\text{O}$$

$$\text{M.Wt. of H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ gm/mole}$$

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

$$\text{عدد ذرات عنصر في مركب} = \text{عدد ذرات العنصر} \times \text{عدد المولات} \times 6.02 \times 10^{23}$$

في جزيئه واحدة من المركب

$$\text{عدد ذرات H في 9 غم من الماء} = 6.02 \times 10^{23} \times 0.5 \times 2 = 6.02 \times 10^{23} \times 2 = 12.04 \times 10^{23}$$

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

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

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

$$n = \frac{0.5 \text{ mole}}{6.02 \times 10^{23}} = 8.3 \times 10^{-24} \text{ mole}$$

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

## 3. الوزن المكافئ الغرامي Gram Equivalent Weight

تفاعل ( تتحد ) العناصر الكيميائية فيما بينها إستناداً إلى نسب وزنية Weight Ratio وغالباً ما تكون هذه النسبة هي نسبة الأوزان الذرية للعناصر .  
وعليه فإن gm 8 من الأوكسجين O ستتفاعل بدقة مع 20 gm من الكالسيوم Ca لتكوين أوكسيد الكالسيوم CaO .

أي أنه 1 مكافى من عنصر ما = 1 وزن مكافى من نفس العنصر بالغرام  
 1 وزن مكافى من مركب ثانى = وزن ذلك المركب الذى يحتوي على مكافى واحد  
 وعليه يمكن تعريف الوزن المكافى الغرامى بأنه الوزن المكافى للعنصر أو المركب مقدرا بالغرامات  
 الوزن المكافى الغرامى للعنصر:- هو عدد أوزان العنصر المتحدة منه أو التي تحل محل محل 8 أوزان من  
 الاوكسجين أو وزناً واحداً من الهيدروجين أو 1 وزن من الكاربون . ويحسب من المعادلة التالية:-

$$\text{الوزن المكافى للعنصر} = \frac{\text{Eq. wt}}{\text{Valence}} = \frac{\text{Eq. wt}}{\text{التكافف}}$$

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

**Eq. Wt . =**

فالوزن المكافئ للعناصر أحادية التكافؤ = وزنها الذري  
 (K<sup>+</sup>, Br<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>)  
 والوزن المكافئ للعناصر ثنائية التكافؤ = نصف وزنها الذري (Fe<sup>+2</sup>, Mg<sup>+2</sup>, O<sup>-2</sup>)  
 والوزن المكافئ للعناصر ثلاثية التكافؤ = ثلث وزنها الذري (Cr<sup>+3</sup>, Fe<sup>+3</sup>, B<sup>+3</sup>, Al<sup>+3</sup>)  
 والوزن المكافئ للعناصر رباعية التكافؤ = ربع وزنها الذري (Pb<sup>+4</sup>, Ce<sup>+4</sup>, Pd<sup>+4</sup>)

## حساب الأوزان المكافئة :-

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

أو

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

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

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

**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 يملأه من ذرات الهيدروجين الفعالة أو القابلة للاحلاط أو على عدد مجاميع الهيدروكسيل ( $\text{OH}^-$ ) المتفاعلة معها .

$$\text{M.Wt} \quad 98$$

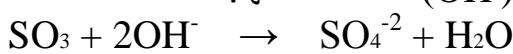
$$\text{Eq.Wt. of } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{M.Wt}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{\text{M.Wt}}{3}$$

$$\text{HClO}_4, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{CH}_3\text{COOH} = \frac{\text{M.Wt}}{1}$$

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

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



$$\text{M.wt} \quad 80$$

$$\text{Eq.wt.SO}_3 = \frac{\text{M.wt}}{2} = \frac{80}{2} = 40$$

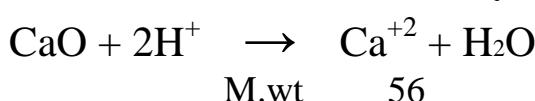
**3. الوزن المكافئ للقاعدة:-** هو وزنها الجزيئي مقسوماً على عدد مجاميع ( $\text{OH}^-$ ) الهيدروكسيل الفعالة (القابلة للاحلاط) . أو عدد ذرات H المتفاعلة معها .

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

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

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

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



$$\text{M.wt} \quad 56$$

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

5. الوزن المكافئ للأملاح:-

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

$$\text{AgCl , KCl , NaCl , NaNO}_3 = \frac{\text{M.Wt}}{1 \times 1}$$

$$\text{MgCl}_2 , \text{CdCl}_2 , \text{HgCl}_2 , \text{MnCl}_2 , \text{FeCl}_2 = \frac{\text{M.Wt}}{2 \times 1}$$

$$\text{FeCl}_3 , \text{AlCl}_3 = \frac{\text{M.Wt}}{3 \times 1}$$

$$\text{SnCl}_4 , \text{PdCl}_4 = \frac{\text{M.Wt.}}{4 \times 1}$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{M.Wt.}}{2 \times 1}$$

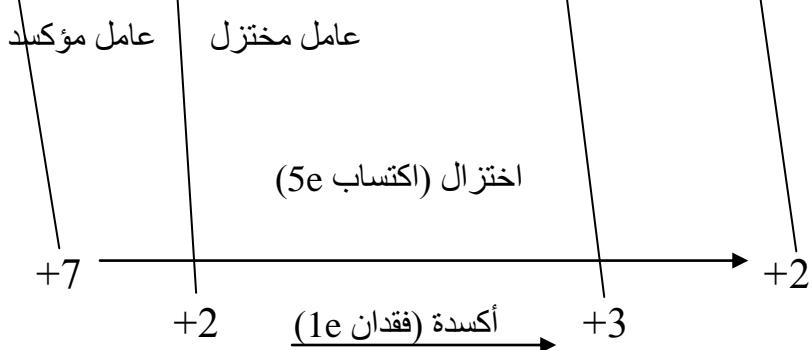
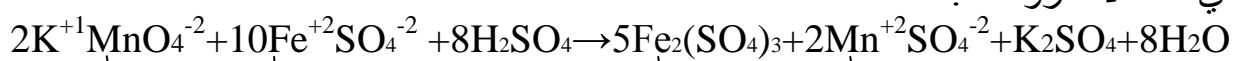
الوزن المكافئ للعامل المختزل والعامل المؤكسد:-

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

**عامل المؤكسد Oxidant Factor :-**

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

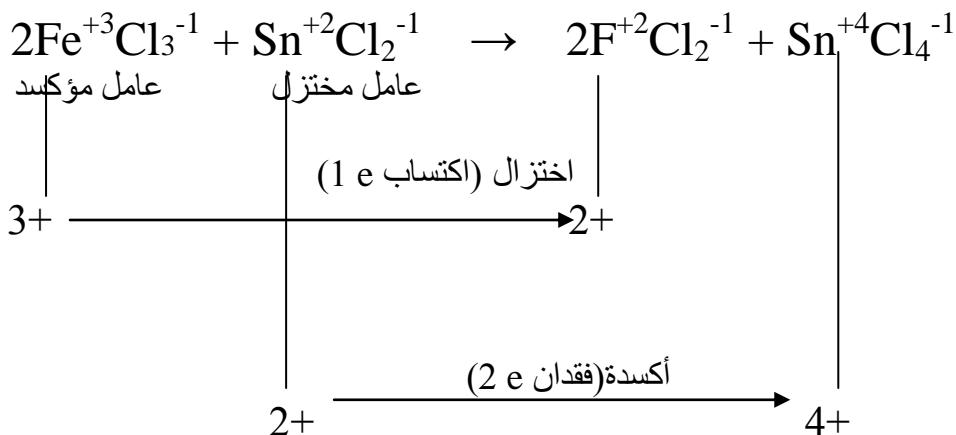
**عامل المختزل Reducing Factor :-** هي المادة الكيميائية التي تختزل غيرها وتتأكسد هي أي تفقد الالكترونات .



$$\text{Eq.wt.KMnO}_4 = \frac{\text{M.Wt.}}{\text{عامل مؤكسد}} = \frac{\text{M.Wt.}}{\text{عدد e المكتسبة}} = \frac{\text{M.Wt.}}{5}$$

$$\text{Eq.wt.FeSO}_4 = \frac{\text{M.Wt.}}{\text{عامل مختزل}} = \frac{\text{M.Wt.}}{\text{عدد e المفقودة}} = \frac{\text{M.Wt.}}{1}$$

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



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

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

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

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

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

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

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

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

## طرق التعبير عن التراكيز

هناك نوعين من الوحدات التي يتم استخدامها للتعبير عن التراكيز :-

\* الأولى وحدات تعتمد على وزن المحلول ( مثل المولالية M ) والتركيز بالنسبة المئوية الوزنية Weight Percentage Conc. %W/W عاليه .

\* النوع الثاني من الوحدات يعتمد على حجم المحلول ( المولارية ، العيارية ، وكذلك وزن المذاب )

التركيز الوزني =  $\frac{\text{وزن المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$  ( ويستخدم هذا النوع بشكل أكثر شيوعاً .

ومن أهم طرق التعبير عن التركيز مايلي :

1. الفورمالية ( التركيز الفورمالي )

2. المولالية ( التركيز المولالي )

3. المولارية ( التركيز المولاري )

4. النورمالية ( العيارية )

5. التركيز بالجزء بال مليون Part Per Million ( PPM )

6. التركيز بالنسبة المئوية Weight Percentage Concentration %W/W

7. التركيز بالنسبة المئوية الحجمية Volume Percentage Conc. %V/V

### 1. التركيز الفورمالي ( Formality )

وتمثل عدد أوزان الصيغة الغرامية Weight Formula ل المادة المذابة في لتر واحد من المذيب أو المحلول ويمكن أن تقام بوحدات ( g.FW/liter ) أو ( m.FW/ml ) على وحدات الحجم ( اللتر أو الملييلتر ).

أ. للمواد الصلبة Solids

$$F = \frac{\text{عدد أوزان الصيغة}}{\text{حجم المذيب باللتر}} = \frac{Wt / F.Wt}{V(L)} \quad (\text{بوحدات g.FW/liter})$$

ويمكن ان تقام الفورمالية بوحدات ( m.Fw/ml ) باستخدام العلاقة التالية

$$F = \frac{Wt}{F.wt} \times \frac{1000}{V(ml)} \quad (\text{m.FW/ml})$$

ب. أما المواد السائلة Liquids

$$F = \frac{\% \times (d \text{ or Sp. Gr.}) \times 1000}{g F.Wt}$$

حيث أن :

تمثل وزن المذاب بالغرام Wt

تمثل حجم المحلول V

تمثل كثافة السائل d

تمثل الوزن النوعي للسائل Sp. Gr

تمثل وزن الصيغة الغرامي g F.Wt

تمثل النسبة المئوية لقاوة السائل %

$$F_1 \times V_1 = F_2 \times V_2 \quad (\text{بعد التخفيف}) \quad (\text{قبل التخفيف}) \quad \text{معادلة التخفيف}$$

مثال : أذيب 4.57 g من  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  في 250 ml . احسب التركيز الفورمالي لكل من  $\text{Cl}^-$  و ايون  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ؟

الحل :

$$F = \frac{Wt}{F.wt} \times \frac{1000}{V(\text{ml})}$$

$$F_{(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} = \frac{4.57 \text{ gm}}{244} \times \frac{1000}{250\text{ml}} = 0.074 \frac{\text{m fw}}{\text{ml}}$$

$$F(\text{Cl}^-) 2 \times F_{(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} = 2 \times 0.074 = 0.1498 \frac{\text{m fw}}{\text{ml}}$$

مثال : تم إذابة 0.1753 غم من كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$  في كمية كافية من الماء ليعطي 240 مل . أحسب فورمالية محلول ؟

$$F.Wt. \text{ of } \text{NaCl} = 58.44$$

ج :

$$F = \frac{Wt}{F.wt} \times \frac{1000}{V(\text{ml})}$$

$$F = \frac{0.1753}{58.44} \times \frac{1000}{240} = 0.0125 \text{ mfw/ml}$$

واجب : حضر 100 ml من المادة الندية  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0.1 F )

## 2. المولالية ( التركيز المولالي )

وتمثل عدد مولات المذاب في 1000 غم من المذيب . وتقاس بوحدات مللي مول / غم أو مول / كغم .

$$\text{Molality} = \frac{Wt(\text{gm})}{M.Wt} \times \frac{1000}{\text{Wt. of Solvent (gm or kg)}}$$

مثال : احسب مولالية محلول 10% وزناً (% w/w)  $\text{NaOH}$  إذا أخذنا 100 غم من محلول ؟

$$\text{M.Wt. of NaOH} = 40 \text{ gm/mole}$$

الحل :

بما إن تركيز محلول  $\text{NaOH}$  هو 10% w/w فهذا يعني أن :

كل 100 غم من محلول تحتوي على ( 10 غم  $\text{NaOH}$  + 90 غم  $\text{H}_2\text{O}$  )

$$\text{Molality} = \frac{Wt(\text{gm})}{M.Wt} \times \frac{1000}{\text{Wt. of Solvent (gm or kg)}}$$

$$\text{Molality} = \frac{10}{40} \times \frac{1000}{0.9 \text{ kg}} = 2.778 \text{ Mole/kg}$$

### 3. المولارية ( التركيز المولاري ) :-

هو عدد مولات ( أوزان جزيئية ) المذاب في لتر واحد ( ديسنتر  $^3$  d ) من محلول . وتقاس المولارية بوحدات الـ ( مول / لتر ) أو ( مول . لتر  $^{-1}$  ) أو ( مولاري ) ( Mole/liter or Mole.liter $^{-1}$  ) أو M ويرمز لها [ ] قوس مربع . ويحسب كما يأتي :

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Moles of solute}(n)}{\text{Volume of Solution( L)}}$$

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

$$1\text{Liter} = 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ cm}^3$$

بالنسبة للمواد الصلبة Solids

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{V(\text{ ml or cm}^3)}$$

أما المواد السائلة Liquids

$$M = \frac{\% \times (\text{d or Sp. Gr.}) \times 1000}{\text{M.Wt}}$$

**معادلة التخفيف** ( بعد التخفيف ) **( قبل التخفيف )**  
 مثال : - أذيب 5.3 غم من كarbonات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  في الماء المقطر ثم أكمل الحجم الى ربع لتر . احسب مولارية محلول ؟ علماً إن الأوزان الذرية :  $\text{Na}=23$   $\text{O}=16$   $\text{C}=12$   
 الحل : - يحسب الوزن الجزيئي لكاربونات الصوديوم كما يأتي :  $106 = (23 \times 2) + (12 \times 1) + (16 \times 3) = \text{Na}_2\text{CO}_3$

$$n = \frac{\text{Wt.}}{\text{M.Wt.}} = \frac{5.3}{106}$$

$$1\text{Liter} = 1000\text{ml} \rightarrow 1/4\text{L} = 250 \text{ ml}$$

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Moles of solute}(n)}{\text{Volume of Solution( L)}} = \frac{5.3/106}{1/4}$$

ويمكن أن يحل باستخدام العلاقة التالية :

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{V. \text{ of solution( ml or cm}^3)}$$

$$M = \frac{5.3}{106} \times \frac{1000}{250} = 0.2 \text{ Mole/liter}$$

مثال واجب:- احسب مولارية محلول يحتوي 100 مل منه على 0.001 مول من KOH ؟

### كيفية تحضير محليل ذات تراكيز مولارية معينة:-

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{\text{V. of solution( ml or cm}^3)}$$

مثال// ما وزن هيدروكسيد الصوديوم اللازم لتحضير نصف لتر من محلول 0.1 مولاري ،  
علماً إن و.ذ H = 1 ، O = 16 ، Na = 23 ؟

$$\text{ج// و.ج NaOH} = 1 \times 23 + 1 \times 16 + 1 \times 1 = 40 \text{ غ/مول}$$

$$\text{و} \quad \frac{1000}{500\text{ml}} \times \frac{0.1}{40} = 0.1$$

نأخذ 2 غم من هيدروكسيد الصوديوم ونخففه بالماء المقطر إلى نصف لتر .  
واجب:-

1. كم مل من حامض HCl بتركيز 10 مولاري يجب إضافته إلى لتر من الماء المقطر لجعل تركيز المحلول 0.01 مولاري ؟

2.- احسب مولارية محلول الناتج من إضافة 1مل من محلول 5 مولاري من H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> إلى لتر من الماء المقطر؟ (ج: 0.005 مولاري)

مثال// احسب التركيز المولاري لمحلول حامض الكبريتيك إذا علمت إن نسبة المئوية 98% وزنه النوعي 1.84 sp.gr ؟

$$M = \frac{\frac{98}{\% \times \text{sp.gr} \times 1000}}{\frac{100 \times 1.84 \times 1000}{\text{M.Wt}}} = \frac{98}{\frac{100 \times 1.84 \times 1000}{\text{M.Wt}}} = 18.4 \frac{\text{m.mole}}{\text{ml}} \quad (\text{M})$$

مثال// احسب حجم محلول الأمونيا المركزية الواجب سحبه لتحضير محلول تركيزه 0.1 مولاري وحجمه 500 مل علماً إن الوزن النوعي 0.90 والنسبة المئوية 28% ؟

$$\frac{(\text{M}_1 \times V_1)}{\text{محلول مركز}} = \frac{(\text{M}_2 \times V_2)}{\text{محلول مخفف}}$$

$$\frac{\% \times \text{sp.gr} \times 1000}{\text{M.Wt}} \times V = 0.1 \times 500$$

28

$$\frac{100 \times 0.90 \times 1000}{28} \times V_1 = 0.1 \times 500$$

17

## 4. النورمالية ( العيارية )

وهي عدد المكافئات الغرامية للمادة المذابة في لتر واحد من محلول وتقاس بوحدات مكافئ غرامي / لتر (g. eq./L). ويرمز لها بالرمز N.

$$\text{Normality} = \frac{\text{No. of Gram Equivalents of the Solute}}{\text{Volume of Solution( L)}}$$

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

ولذلك تكون العيارية هي عدد غرامات المادة المذابة في لتر واحد من محلول مقسوماً على الوزن المكافئ الغرامي للمذاب. ويمكن تمثيل ذلك بالعلاقة التالية :  
ت. للمواد الصلبة Solids

$$N = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{Eq.Wt}} \times \frac{1000}{V( \text{ml or cm}^3)}$$

$$N = \frac{\% \times (\text{d or Sp. Gr.}) \times 1000}{\text{Eq.Wt}}$$

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2 \quad (\text{بعد التخفيف}) \quad (\text{قبل التخفيف}) \quad \text{معادلة التخفيف}$$

مثال : احسب مolarية وعيارية محلول يحتوي على 10.6 غم من كاربونات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  في لتر واحد من محلوله المائي ؟

الحل: M.Wt. of  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$  gm/mole  
أ. بالنسبة للمolarية :

$$M = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{\text{V. of solution( ml)}}$$

$$M = \frac{10.6}{106} \times \frac{1000}{1000} = 0.1 \text{ Mole/L (Molar)}$$

ب. بالنسبة للعيارية :

$$N = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{Eq.Wt}} \times \frac{1000}{V( \text{ml})}$$

$$\text{Eq. Wt. of } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{M.Wt}}{2 \times 1} = \frac{106}{2} = 53$$

$$N = \frac{10.6}{53} \times \frac{1000}{1000} = 0.2 \text{ N (g.eq/L)}$$

مثال : احسب عدد غرامات المادة المذابة في :

. 0.2 N Ba(OH)<sub>2</sub>      الحل :

$$\text{Eq. Wt. of } \text{Ba(OH)}_2 = \frac{\text{M.Wt.}}{2} = \frac{171.4}{2} = 85.7$$

$$N = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{Eq.Wt.}} \times \frac{1000}{V(\text{ml})}$$

$$0.2 = \frac{\text{Wt(gm)}}{85.7} \times \frac{1000}{1000}$$

$$\text{Wt.} = 17.14 \text{ gm Ba(OH)}_2$$

. 0.2 N NaOH      ب.

$$\text{Eq. Wt. of } \text{NaOH} = \frac{\text{M.Wt.}}{1} = \frac{40}{1} = 40$$

$$N = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{Eq.Wt.}} \times \frac{1000}{V(\text{ml})}$$

$$0.2 = \frac{\text{Wt(gm)}}{40} \times \frac{1000}{5000}$$

$$\text{Wt.} = 40 \text{ gm NaOH}$$

مثال // ما عدد المكافئات الغرامية لحامض الكبريتيك الذي يحتوي اللتر منه على 49 غم منه ؟

$$\frac{\text{Wt}}{\text{الوزن المكافئ}} = \text{Eq. wt}$$

عدد المكافئات

$$1 = \frac{49}{49} = \frac{\text{wt. gm}}{\text{Eq. wt}} = \text{No. Eq.}$$

عدد المكافئات الغرامية

مثال // ما عيارية حامض الهيدروكلوريك HCl الذي يحتوي اللتر الواحد من محلوله على 37,413 غم من غاز ? HCl

$$N = \frac{\text{wt. in L}}{\text{Eq. wt}} = \frac{\text{وزن المذاب في لتر}}{\text{الوزن المكافئ}} = \frac{37.413}{36.5} = 1.025 \text{ Eq/L (N)}$$

مثال// جد السنتمرات المكعبه (مليترات) من حامض الكبريتيك المركز الذي كثافته (وزنه النوعي) 1.84 والذى تكون نسبة الحامض فيه 96% اللازمة لتحضير 5لتر من حامض الكبريتيك الذى عياريته 0.1N

96

$$N = \frac{\% \times sp.gr \times 1000}{M. wt} = \frac{100 \times 1.84 \times 1000}{98} = 36.04 N \left( \frac{mEq.}{ml} \right)$$

2

$$(N_1 V_1)_{conc.} = (N_2 V_2)_{diln.}$$

$$36.04 \times V_1 = 0.1 \times 5000$$

$$V_1 = 13.8 \text{ ml}$$

((العلاقة بين المولاريه والعياريه))

$$N = M \times Eq$$

مثال// احسب عيارية محلول Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> الذي مolarite 0.2 مولاري ؟

$$N = M \times Eq$$

$$N = 3 \times 0.2 = 0.6 \text{ N}$$

مثال// احسب مولاريه محلول Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> الذي عياريته 0.3 N . ؟

5. التركيز بالنسبة المئوية الوزنية Weight Percentage Conc. %W/W التركيز المئوي الوزني أو النسبة المئوية الوزنية %w/w هو عدد غرامات المذاب في 100 غم من محلول .

**Wt. of Solute**

$$\%W/W = \frac{\text{Wt. of Solute}}{\text{Wt. of Solution}} \times 100$$

**Wt. of Solute**

مثال// احسب النسبة المئوية الوزنية لمحلول حضر بإذابة 5,0 غم من نترات الفضة في 100 مل من الماء مفترضاً كثافة الماء تساوي (1غم/سم<sup>3</sup>) ؟

$$\frac{wt}{wt} \% = \frac{wt. gm (solute)}{wt. gm (solution)} \times 100$$

$$\frac{wt}{wt} \% = \frac{5.0 \text{ gm}}{5.0 \text{ gm} + 100 \text{ ml} \times 1 \text{ gm / ml}} \times 100$$

$$\frac{wt}{wt} \% = \frac{5.0 \text{ gm}}{5.0 \text{ gm} + 100 \text{ ml} \times 1 \text{ gm / ml}} \times 100 = 4.76 \%$$

6. التركيز بالنسبة المئوية الحجمية Volume Percentage Conc. %V/V

التركيز المئوي الحجمي أو النسبة المئوية الحجمية %v/v هو عدد ملليلترات المذاب في 100 مل من محلول .

$$\frac{V}{V\%} = \frac{V. of Solute(ml)}{V. of Solution(ml)} \times 100$$

مثال// احسب النسبة المئوية الحجمية لمحلول حضر بإذابة 50,0 مل من الكحول الميثيلي إلى 200 مل من الماء مع الافتراض إن الحجوم قابلة للإضافة ؟

$$\frac{V}{V\%} \% = \frac{50.0}{50.0 + 200} \times 100 = 20 \%$$

## 7. التركيز بالنسبة المئوية للوزن / الحجم W/V Percentage Conc. % W/V

$$\% \text{W/V} = \frac{\text{Wt. of Solute(gm)}}{\text{V. of Solution(ml)}} \times 100$$

مثال: احسب مolarية محلول NaCl إذا كانت النسبة المئوية للوزن/الحجم %W/V تساوي 0.85% ؟

الحل: M.Wt. of NaCl = 58.5 gm/mole

بما ان %W/V تعني عدد غرامات المذاب في 100 مل من محلول لذلك فان 100 مل من

المحلول يحتوي على 0.85 غم من NaCl

أو أن يتم استخدام العلاقة التالية :

$$\% \text{W/V} = \frac{\text{Wt. of Solute(gm)}}{\text{V. of Solution(ml)}} \times 100$$

ويتم بعدها حساب المolarية من العلاقة التالية :

$$M = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{\text{V. of solution( ml)}}$$

$$M = \frac{0.85}{58.5} \times \frac{1000}{100} = 0.145 \text{ Mole/L (Molar)}$$

مثال// ما عدد غرامات NaCl الذي يحتوي حجم مقداره 500 مل من محلول السلاين الاعتيادي الذي نسبة الوزن الى الحجم فيه 0.859% ؟

**8. التركيز بالجزء لكل مليون Part Per Million Conc. ppm**

$$\text{ppm} = \frac{\text{Wt. of Solute}}{\text{V. of Solution (ml)}} \times 1000000$$

( ppm ,microgram  $\mu\text{g}/\text{gm}$  , microgram /ml , mg/L ) ويف适用س بوحدات

مثال: تم إذابة 16 غم من HNO<sub>3</sub> في 84 مل من الماء ليعطي محلول 16%. ما هو التركيز بوحدات الـ ppm ؟

الحل :

إن محلول 16% HNO<sub>3</sub> يعني أنه يتكون من (16 غم HNO<sub>3</sub> + 84 غم H<sub>2</sub>O)

$$\text{ppm} = \frac{\text{Wt. of Solute}}{\text{V. of Solution (ml)}} \times 1000000$$

$$\text{ppm} = \frac{16}{85} \times 1000000 = 10^6 \times 0.1905 (\mu\text{g}/\text{ml}) \text{ or ( mg/L )}$$

**9. التركيز بالجزء لكل بليون Part Per Billion Conc. ppb**

$$\text{ppb} = \frac{\text{Wt. of Solute}}{\text{V. of Solution (ml)}} \times 1000000000$$

( nanogram ng/ml , nanogram ng/ml , microgram  $\mu\text{g}/\text{L}$  ) ويف適用س بوحدات

**Mole Fraction ( X )** : هو النسبة بين عدد مولات المذاب أو المذيب إلى العدد الكلي لمولات المذاب والمذيب .

$$X_{\text{Solute}} = \frac{n_{\text{Solute}}}{n_{\text{Solute}} + n_{\text{Solvent}}}$$

$$X_{\text{Solvent}} = \frac{n_{\text{Solvent}}}{n_{\text{Solute}} + n_{\text{Solvent}}}$$

$$X_{\text{Solute}} + X_{\text{Solvent}} = 1$$

مثال (1) :

احسب الكسر المولى لمكونات محلول المكون من إذابة 20 غم من هيدروكسيد الصوديوم في 500 مل من الماء ؟

الحل :

$$\text{عدد مولات } NaOH = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات الماء} = \frac{500}{18} = 27.8 \text{ مول}$$

$$\text{الكسر المولى لـ } NaOH = \frac{0.5}{0.5 + 27.8}$$

$$\text{الكسر المولى للماء} = 1 - 0.0176 = 0.983$$

$$\text{أو التعويض في القانون} = \frac{27.8}{0.5 + 27.8} = 0.983$$

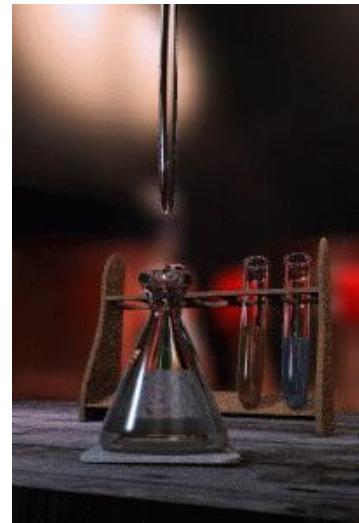
مثال : لديك محلول  $C_6H_{12}O_6$  + ماء وكان تركيز السكر فيه 15% by weight . احسب وزن السكر والكسر المولى له ؟

# Volumetric Analysis

## عمليات التحليل الحجمي

### التسريح:- Titration

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



وباستخدام معادلة التكافؤ الكيميائية :

حيث ان  $C_1$  = تركيز المحلول القياسي (في السحاحة)  
 $V_1$  = حجم المحلول القياسي (النازل من السحاحة) اللازم لبلوغ نقطة التكافؤ  
 $C_2$  = تركيز المادة المراد تحليلها  
 $V_2$  = حجم المادة المراد تحليلها

### أنواع التسريحات

#### 1. التسريحات التعادلية أو تسريح حامض - قاعدة Acid-Base Titration

يتم تسريح مركبات عضوية، لاعضوية، حواضن، أو قواعد (Analyte) مع محلول قياسي (حامض قوي مع قاعدة قوية) ويتم تعين نقطة النهاية في هذه التسريحات أما بإستخدام:-  
أ. دليل مناسب . Indication  
ب. متابعة التغيير الحاصل في الحامضية (الأس الهيدروجيني) PH .

#### 2. الترسيب Precipitation

في هذا النوع من التسريحات يتم تفاعل المادة المراد تحليلها مع محلول قياسي فت تكون نواتج غير ذاتية (متربسة) .



ويمكن استخدام دلائل لمتابعة نقطة النهاية كما يمكن متابعة فرق الجهد الكهربائي للمحلول

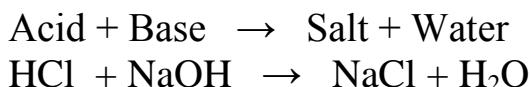
#### 3. تكوين المعقدات Complex Formation

في هذه الحالة يدعى المحلول القياسي (المصح) Titrant بالكافش المعقد Complexing Agent أو (كافش مخلبي Chelating Agent) يعمل على تكوين معقدات ذاتية في الماء مع المادة المراد تحليلها . كما يمكن استخدام بعض الدلائل مثل EDTA (اثيلين ثانوي الأمين رباعي الخليك) لتكوين معقدات ملونة مع أيون الفلز .

4. تسخيمات التأكسد - الأختزال **Oxidation-Red.**  
وتتضمن تسخيم العامل (الكافاف) المؤكسد Oxidizing Agent مع الكافاف (العامل) المختزل Reducing Agent . وهذا يجب أن يكون فرق الجهد بينهما كبير لغرض جعل التفاعل متكاملاً ويعطي نقطة نهاية حادة .  
ويمكن استخدام دلائل مناسبة أو وسائل كهربائية لتمييز نقطة النهاية .

## 1. التسخيمات التعادلية :- Neutralization Titration

وتسماً أيضاً بـ تسخيمات الحامض - القاعدة Acid-Base Titration :-  
وهي التسخيمات المتضمنة تفاعل حامض أو ملح حامضي مع قاعدة أو ملح قاعدي لتكوين ملح وماء أي حتى الوصول إلى وسط متوازن (PH≈7) لذلك سميت بـ تسخيمات التعادل .

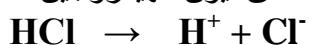


وبهذا الصدد نجد من المفيد مراجعة بعض المعلومات الخاصة بالحامض والقواعد .

### الحامض والقواعد

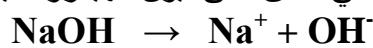
#### 1. مفهوم أرلينيوس :- Arrhenius

الحامض هو المادة التي تطلق ايون الهيدروجين  $\text{H}^+$  في محلولها المائي .



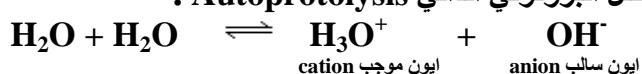
أي إن صفة الحامضية في المحاليل المائية للحامض تعزى إلى وجود ايون الهيدروجين  $\text{H}^+$  الناتج من تفكك جزيئات الحامض .

القاعدة :- هي المادة التي تطلق على ايون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في محلولها المائي .



أي إن صفة القاعدية في المحاليل المائية للقواعد تعزى إلى وجود ايون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  الناتج من تفكك جزيئات القاعدة .

كما يتحدد الماء مع نفسه حيث إن جزيئه من الماء تفقد بروتوناً ( $\text{H}^+$ ) إلى الجزيئه الثانية بتفاعل عكسي (يصل إلى حالة التوازن الديناميكي) ويسمى هذا التفاعل بالتحلل البروتوني الذاتي Autoprotolysis .

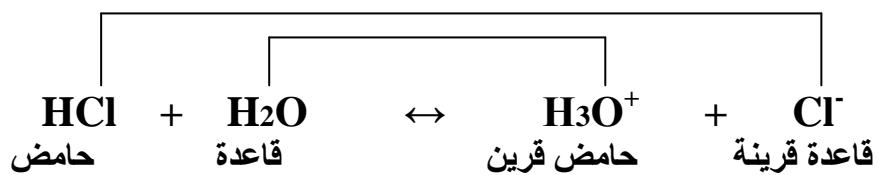


#### 2. مفهوم برونشتاد ولوري :- Bronsted and Lowry

الحامض :- هي المادة التي لها ميل لفقدان بروتون ( $\text{H}^+$ ) ايون الهيدروجين .

القاعدة :- هي المادة التي لها ميل لاكتساب بروتون ( $\text{H}^+$ ) ايون الهيدروجين .

مثال: في جزيئه كلوريد الهيدروجين HCl تعتبر جزيئه HCl حامض حيث تفقد بروتون أما جزيئه الماء  $\text{H}_2\text{O}$  فتعتبر قاعدة لاكتساب بروتون .



• وبنفس الطريقة للمعادلة (التفاعل العكسي) فإن ايون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  يعتبر حامض لأنّه يفقد بروتون ويسمى بالحامض القرين للقاعدة (جزيء الماء) وكذلك يميل ايون الكلوريد  $\text{Cl}^-$  لاكتساب البروتون فهو قاعدة ويسمى بالقاعدة القرينة للحامض . HCl

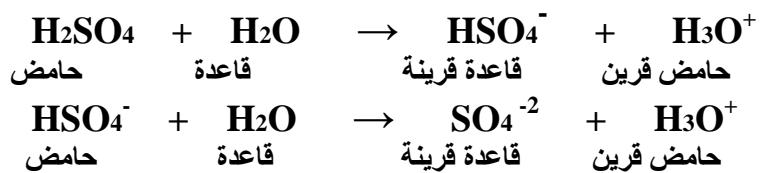
- **الحامض القرين**:- هو المادة الناتجة بعد اكتساب القاعدة (برونشت) لبروتون .
  - **القاعدة القرينة**:- هي المادة الناتجة بعد فقدان الحامض (برونشت) لبروتون .
  - **ملاحظة**:- يشابه سلوك حامض الهيدروكلوريك HCl مع الماء حامض النتريك وحامض الكبريتيك والخليك والهيدروبروميك والحوامض الأخرى .
  - كلما كان الحامض مستعداً لفقدانه بروتونه أكثر كان الحامض (قوى) وتكون قاعدة القرينة ضعيف . كذلك كلما كانت القاعدة قوية فحامضها القرين ضعيف .

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$   
 قاعدة قرينة ضعيفة حامض قوي  
 قاعدة ضعيفة حامض قرين قوي  
 حامض قوي

قسمت الحوامض حسب برونشت إلى:-

حامض ضعيفة	حامض متوسطة القوة	حامض قوية
حامض الخليك $\text{CH}_3\text{COOH}$	حامض الكبريتوز $\text{H}_2\text{SO}_3$	حامض الكبريتيك $\text{H}_2\text{SO}_4$
حامض هيدروسيانيك $\text{HCN}$	حامض النتروز $\text{HNO}_2$	حامض التتريك $\text{HNO}_3$
حامض هيدروفلوريك $\text{HF}$	حامض الفسفوريك $\text{H}_3\text{PO}_4$	حامض والهيدروبوروميك $\text{HBr}$
		حامض الهايدرولوريك $\text{HCl}$

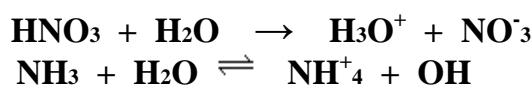
س// كيف يتفاک حامض الكبریتیک بالماء ؟  
يتفاک حامض الكبریتیک بالماء كما یلی :-



### **أجب عن الأسئلة التالية :-**

- . ما القاعدة القرينة لـ  $\text{H}_2\text{SO}_4^-$  (ج)
  - . ما الحامض القرین لجزئية الماء (ج)

س // بين الحوامض والقواعد وقارنها في ضوء مفهوم برونشتاد :-

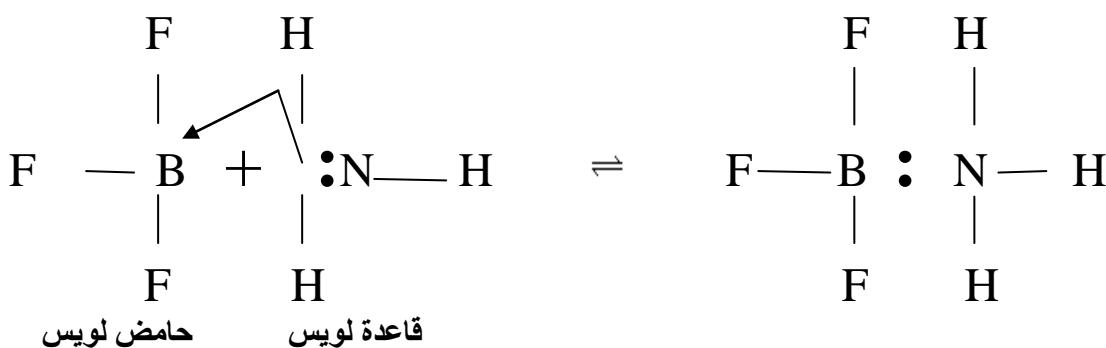


س // ما القاعدة القريئة للجزئيات والابيونات التالية:-

$$\text{CH}_3\text{COOH}, \text{H}_2\text{O}, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{HNO}_2, \text{HI}, \text{H}_2\text{PO}_4^{-1}, \text{HPO}_4^{-2}, \text{NH}_4^{+1}, \text{HSO}_4^{-1}, \text{H}_2\text{CO}_3 ?$$

3۔ مفہوم لویس:-

**الحامض:**- هو المادة التي تستطيع أن تقبل زوج من الالكترونات .  
**القاعدة:**- هي المادة التي تستطيع تقديم زوج من الالكترونات الحرية .



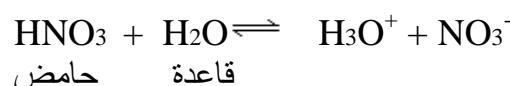
تعتبر جزئية الأمونيا قاعدة بمفهوم لويس لوجود زوج حر (غير مشترك) من الالكترونات على ذرة التتروجين . ويعتبر ثلاثي فلوريد البورون حامض لأن ذرة البورون غير مكتملة الالكترونات حيث تحتوي على (6 الالكترونات) في غلافها الخارجي فهي بحاجة الى إلكترونين لإشباع غلافها الخارجي ويتم ذلك بتقبيلها الزوج الحر من الالكترونات على ذرة تتروجين الأمونيا وإشباع غلافها الخارجي بتكونين أصارة تناسقية .

**ملاحظة:** إن ذرة النتروجين في جزيئه الأمونيا لم تفقد زوج الالكترونات الحر وإنما شاركت بهذا الزوج ذرة البورون في  $\text{BF}_3$ .

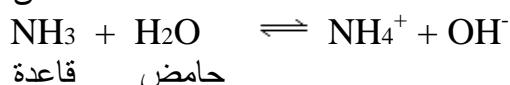
**المواد الامفوتييرية:-** هي المواد التي تسلك سلوكاً حامضياً عند تفاعلها مع القواعد وتسلك سلوكاً قاعدياً عند تفاعلها مع الحواضن . مثل ( هيدروكسيدات بعض الفلزات – هيدروكسيد الخارصين ،  $\text{Zn(OH)}_2$  ، هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al(OH)}_3$  ، هيدروكسيد الرصاص $\text{Pb(OH)}_2$  ، و هيدروكسيد الكروم $\text{Cr(OH)}_3$  ).

السلوك الامفوتيري للماء:-

عتر الماء مادة امفوترة حتى :

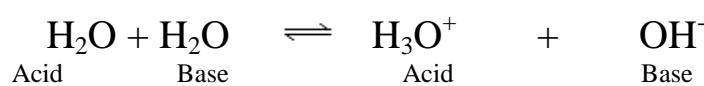


#### **١- يسلّك سلوك قاعدي عند تفاعله مع الحوامض**

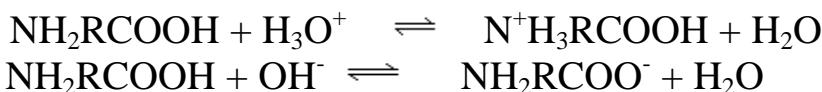


## ٢- يسألك سلوك حامضي عند تفاعله مع القواعد

لاحظ إن الماء يسلك سلوك حامض ثم قاعدة لذلك يسمى بـ (مادة امفوتيриة) Amphoteric (المادة التي لها القابلية على فقدان وأكتساب البروتونات في تفاعلات منفصلة مع مادتين مختلفتين في الخواص) مثل الماء والكحولات وبعض الهيدروكسيدات الفزية .

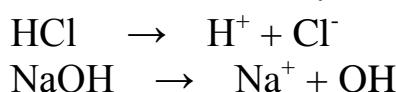


أما الامفوليتات Ampholytes (هي المواد التي تحتوي مجموعتين حامضية وقاعدية في نفس الجزيئه كالحوماض الأمينية Amino Acid ).

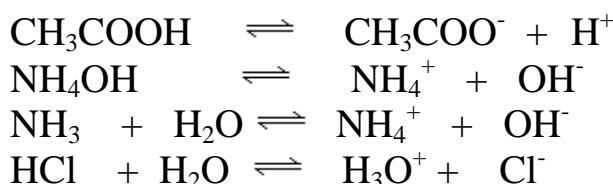


**الالكتروليت (المادة الالكتروليتية) Electrolyte :-** هي المادة التي تتain الى ايونات موجبة وسالبة لذلك توصل التيار الكهربائي وتصنف الى :-

**أ- الكتروليات قوية Strong Electrolyte** :- تفكك تفككاً تاماً (تأين تام) إلى أيونات موجبة وسلبية أي حتى تنتهي المادة تماماً.



**بـ- الكتروليات ضعيفة Weak Electrolyte** :- هي المادة التي تتقكك (تتأين) بصورة جزئية (نسبة معينة) الى ايونات موجبة وسالبة لذلك فهي ضعيفة او رديئة التوصيل الكهربائي .



مثال // وجد أن 15 مل من محلول حامض الكبريتيك يتعادل بإضافة 10 مل من محلول هيدروكسيد المغنيسيوم  
ما هي مolarية الحامض ؟

$$\frac{C_1 \times V_1 \text{ (eq.1)}}{\text{Mg(OH)}_2} = \frac{C_2 \times V_2 \text{ (Eq.2)}}{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$0.1 \times 10 \times 2$$

$$1 \times 10 \times 2 = C_2 \times 15 \times 2 \rightarrow C_2 = \frac{1 \times 10 \times 2}{15 \times 2} = 0.066 \text{ Mole/l}$$

مثال // تعادل 0.320 غم من حامض مذاب في 50 مل من الماء مع 32.5 مل محلول 0.125 مolarie هيدروكسيد الصوديوم فإذا علمت بأن الحامض يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين فما وزنه الجزيئي ؟

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

$$0.125 \times 32.5 \times 1 = C_2 \times 50 \times 1 \rightarrow C_2 = 0.08125 \text{ M}$$

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Wt(gm)}}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{V \text{ (ml or cm}^3)}$$

$$\text{Molarity} = \frac{0.320}{\text{M.Wt}} \times \frac{1000}{50}$$

$$\text{M.Wt} = 78.77 \text{ gm/mole}$$

### أسئلة

س1// سح 20 مل من حامض الكبريتيك تركيزه 0.2 مolarie مع 0.8 مolarie هيدروكسيد الصوديوم فكم ملتر من القاعدة استهلك للتعادل ؟

س2// تعادل 10 ملتر من محلول حامض ثلاثي البروتون تركيزه 0.1 مolarie مع 15 ملتر من محلول هيدروكسيد الصوديوم احسب وزن القاعدة المتفاعلة ؟  
و بذ Na=32 , H=1 , O=16

س3// احسب عدد مولات ايونات الهيدروكسيد في مول واحد من محلول قاعدة تركيزه 0.1 مolarie  
يعادل 10 مل منها مع 20 مل من حامض ثنائي البروتون تركيزه 0.5 مolarie ؟

### ثابت التأين الذاتي للماء Kw



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = K [\text{H}_2\text{O}]$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

في المحاليل المتعادلة  $10^{-7} = [\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$   
 في المحاليل الحامضية  $10^{-7} < [\text{H}^+]$  or  $[\text{OH}^-] < [\text{H}^+]$   
 في المحاليل القاعدية  $10^{-7} > [\text{H}^+]$  or  $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$

### الأس الهيدروجيني (الدالة الحامضية)

$$\text{PH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{PH}}$$

$$\text{POH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{POH}}$$

$$\text{PH} + \text{POH} = 14$$

$$\text{PK}_w = \text{PH} + \text{POH} = 14$$

$$-\log K_w = -\log [\text{H}^+] + (-\log [\text{OH}^-])$$

$$\text{PK}_w = -\log K_w$$

$7 = \text{POH} = \text{PH}$	$7 > \text{PH}$	$7 < \text{PH}$
( $0 \rightarrow 7$ )		
( $7 \rightarrow 14$ )		

في المحاليل المتعادلة  
 في المحاليل الحامضية  
 في المحاليل القاعدية

ثابت التوازن لزوج حامض- قاعدة :-

يمكن كتابة قانون ثابت التوازن لأي تفاعل عكسي وتميله بالعلاقة التالية:



$$K = \frac{[\text{X}]^b [\text{Y}]^c}{[\text{XY}]^a}$$

حيث ان :

$K$  = ثابت التوازن (التفكك أو التأين)

$XY$  = المادة المتفككة الأصلية

$X, Y$  = نواتج التفكك أو التأين

$a$  = عدد مولات المادة المتفككة الأصلية

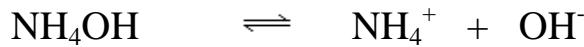
$b, c$  = عدد مولات نواتج التفكك  $Y, X$  على التوالي

### ثابت تفكك (تأين) الحامض $K_a$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

## ثابت تفكك (تأين) القاعدة $K_b$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_a = \frac{K_b}{K_w}$$

حيث إن  $K_w$  = ثابت التأين الذاتي للماء  
 $K_a$  = ثابت تأين الحامض  
 $K_b$  = ثابت تأين القاعدة

## درجة التأين : Ionization Degree

$$\frac{\text{الكمية المتأينة (المتفككة)}}{\text{الكمية الكلية}} = \text{Ionization Degree}$$

## النسبة المئوية للتأين : Ionization Ratio

$$100 \times \frac{\text{الكمية المتأينة (المتفككة)}}{\text{الكمية الكلية}} = \text{النسبة المئوية للتأين}$$

$$\text{النسبة المئوية للتأين} = \text{درجة التأين} \times 100$$

## ملاحظات حول المعادلات اللوغاريتمية (الأسيّة)

( اللوغاريتم هو أَس لأساس 10 في الحسابات مثلاً ) ... وهكذا .

وبصورة عامة يمكن كتابة المصطلح كالتالي :

$$pX = -\log x$$

وعليه يمكن استخدامها في التعبير عن تراكيز أيونات الفلزات  $C_m$  حيث

$$pC_m = -\log C_m$$

$$P^H = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-PH}$$

$$\log 10^x = x \log 10 = x \times 1 = x$$

$$\log 10^{-x} = -x \log 10 = -x \times 1 = -x$$

$$\log 10^{-6} = -6 \times \log 10 = -6 \times 1 = -6$$

$$\log(x \times y) = \log x + \log y \rightarrow \log(2 \times 3) = \log 2 + \log 36 \text{ or } \log 6$$

$$-\log(x \times y) = -\log(x + y) = -\log x - \log y$$

ex;

$$-\log 2 \times 10^{-8} = -(\log 2 + \log 10^{-8}) = -\log 2 - 8 \log 10 = -\log 2 - 8 \dots \text{etc}$$

$$\log = \frac{x}{y} = \log x - \log y$$

$$\log = \frac{y}{3} = \log 3 - \log 2$$

$$\log = \frac{2}{2} = \log 2 - \log 2$$

مثال // أحسب  $P^{OH}$  ،  $P^H$  وتركيز أيون الهيدروكسيل لمحول التركيز المولاري  
لأيون الهيدروجين ؟  $5 \times 10^{-3} M$  =

$$[H^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$1.0 \times 10^{-14}$$

$$5 \times 10^{-3} [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-12}$$

$$P^H = -\log [H^+] = -\log 5 \times 10^{-3} = 2.3$$

$$P^{OH} = -\log [OH^-] = -\log 2 \times 10^{-12} = 11.7$$

$$\text{or } PH + POH = 14$$

$$2.3 + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - 2.3 = 11.7$$

مثال // أحسب  $POH$  ،  $PH$  لما يلي ؟

أ. محلول حامض الخليك  $0.01 M$  ودرجة تأينه  $0.135$  ؟

ب. محلول هيدروكسيد الأمونيوم بتركيز  $0.01 M$  وتأينه بنسبة  $0.125$  ؟

مثال // احسب تركيز أيون الهيدروجين لمحول (N)  $0.1$  عياري حامض الخليك إذا علمت إن ثابت تأين الحامض  $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$  ؟

	[H <sup>+</sup> ]	pH	Example
Acids	$1 \times 10^0$	0	HCl
	$1 \times 10^{-1}$	1	Stomach acid
	$1 \times 10^{-2}$	2	Lemon juice
	$1 \times 10^{-3}$	3	Vinegar
	$1 \times 10^{-4}$	4	Soda
	$1 \times 10^{-5}$	5	Rainwater
	$1 \times 10^{-6}$	6	Milk
Neutral	$1 \times 10^{-7}$	7	Pure water
Bases	$1 \times 10^{-8}$	8	Egg whites
	$1 \times 10^{-9}$	9	Baking soda
	$1 \times 10^{-10}$	10	Tums® antacid
	$1 \times 10^{-11}$	11	Ammonia
	$1 \times 10^{-12}$	12	Mineral lime - $\text{Ca(OH)}_2$
	$1 \times 10^{-13}$	13	Drano®
	$1 \times 10^{-14}$	14	NaOH

# Hydrolysis of Salt

## التحلل المائي للأملاح

هو تفاعل في حالة توازن ايوني بين الايون الموجب أو الايون السالب أو كليهما مع الماء فيكون محلول حامضي أو قاعدي أو متعادل التأثير في الدلائل الكيميائية .

**الأملاح:** هي المادة الناتجة من اتحاد ايونات موجبة من القاعدة (فلز أو جذر أمونيوم  $\text{NH}_4^+$ ) مع ايونات سالبة من الحامض .

**أنواع الأملاح:-**

أملاح ثلاثة (اوكسجينية)	أملاح ثنائية
تتكون من : مجموعة لافزية (سالبة) + ايون فلزي (موجب)	تتكون من : ايون لافزى (سالب) + ايون فلزي (موجب)
التسمية / اسم المجموعة السالبة للحامض+ اسم الفلز	التسمية / اسم اللافلز + بد + اسم الفلز

**أمثلة (أملاح ثنائية) :-**

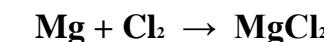
كلوريد الصوديوم	NaCl
بروميد الفضة	AgBr
فلوريد الكالسيوم	CaF <sub>2</sub>
كبريتيد النحاس	CuS
يوديد البوتاسيوم	KI

**أمثلة (أملاح ثلاثة) :-**

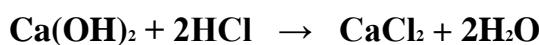
كربونات البوتاسيوم	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
نترات الفضة	AgNO <sub>3</sub>
خلات الصوديوم	CH <sub>3</sub> COONa
فوسفات الكالسيوم	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>
كاربونات الصوديوم	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>

**طرق تحضير الأملاح :-**

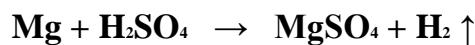
يمكن تحضير الأملاح بالطرق التالية :



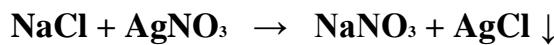
1. تفاعل فلز مع لافلز



2. تفاعل حامض مع قاعدة



3. إحلال فلز محل هيدروجين حامض



4. تبادل الجذور  
ملحوظة:

• من القواعد القوية : Ca(OH)<sub>2</sub> , KOH , NaOH

• من القواعد الضعيفة : هيدروكسيد الأمونيوم NH<sub>4</sub>OH ، هيدروكسيد النحاس Cu(OH)<sub>2</sub> . الانيلين (ماصيفته الكيميائية).

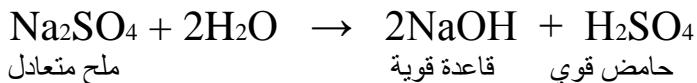
• من الحواampus القوية : HBr ، HNO<sub>3</sub> ، HCl ، H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

• من الحواampus الضعيفة : HCN ، HF ، HCOOH ، CH<sub>3</sub>COOH

## أصناف للأملاح

تعتمد خواص الأملاح على خواص الأيونات السالبة والאיونات الفلزية الموجبة فيها بعد تحللها مائياً" وبذلك فإن الأملاح تكون على أربعة أصناف:-

(أ) **الأملاح المتعادلة** : وهي الأملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة قوية مثل  $\text{NaCl}$  ،  $\text{KCl}$  حيث تتآين تأيناً تماماً في الماء (مalanهایة =  $K_h$  ) لكونها (الكتروليتات قوية) ويكون محلولها المائي متعادلاً.



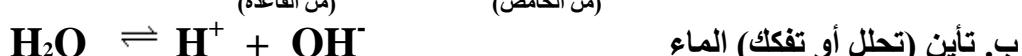
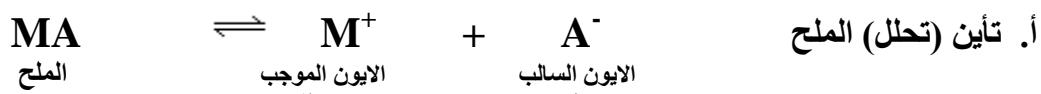
$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\mathbf{PH} = \mathbf{POH} = 7$$

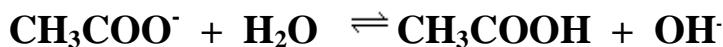
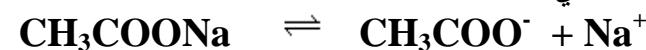
**(ب) الأملاح القاعدية :** وهي الأملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية (ويكون محلولها المائي قاعدياً) مثل خلات الصوديوم وفورمات الصوديوم:-



## خطوات التحلل المائي :



ج. تفاعل الايون الذي مصدره (القاعدة او الحامض) الضعيف لكون قرين قوي مع الماء حيث يتبقى  $\text{H}_3\text{O}^+$  او  $\text{H}^+$  في المحيط الحامضي و  $\text{OH}^-$  في المحيط القاعدي



ثابت التحلل المائي للملح

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{Acid}][\text{Base}]}{\text{unhydrolyzed Salt}}$$

**درجة التفكك** a تمثل تركيز الملح C

$$K_h = \frac{a^2 C}{1-a}$$

$$K_w = K_h K_a$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w K_a}{C}}$$

$$PH = \frac{1}{2} PK_w + \frac{1}{2} PK_a + \frac{1}{2} \log C$$

كما أنه في حالة تأين الأحماض أو القواعد الضعيفة فإنه يمكن التعبير عن ثابت التأين  $K_b$  ،  $K_a$  باستخدامة المعادلة السابقة كالتالي :

$$\begin{aligned} pK_a &= -\log K_a \\ pK_b &= -\log K_b \end{aligned}$$

مثال واجب // احسب تركيز أيون الهيدروكسيل لمحلول  $0.01 \text{ M NaOCl}$  علماً إن  $? \text{Kb} = 3.3 \times 10^{-7}$

مثال :

$$\begin{aligned} : ? \quad K_a &= 1.8 \times 10^{-5} \quad \text{لحمض الخليك} , \text{ علماً أن قيمة} \\ K_a &= 1.8 \times 10^{-5} \\ pK_a &= -\log K_a \\ &= -\log 1.8 \times 10^{-5} \\ &= 4.75 \end{aligned}$$

مثال // احسب  $[\text{OH}^-]$  لمحلول الانيلين ( $0.2 \text{ M}$ ) علماً إن  $\text{Kb} = 4.2 \times 10^{-10}$

$$\begin{aligned} \text{Kb} &= \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}] - [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{B}]} \\ 4.2 \times 10^{-10} &= \frac{0.2}{[\text{OH}^-]^2} \end{aligned}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = 4.2 \times 10^{-10} \times 0.2 \rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{4.2 \times 10^{-10} \times 0.2}$$

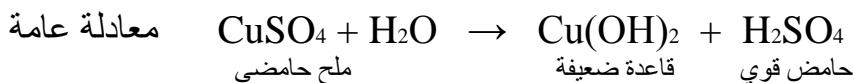
مثال // احسب الأس الهيدروجيني  $PH$  و  $K_h$  لمحلول سيانيد البوتاسيوم  $0.01 \text{ M KCN}$  علماً إن  $? \text{Ka}_{(\text{KCN})} = 7 \times 10^{-10}$

$$PH = \left( \frac{1}{2} \times 14 \right) + \left( \frac{1}{2} (10 - \log 7) \right) + \left( \frac{1}{2} \times -2 \right)$$

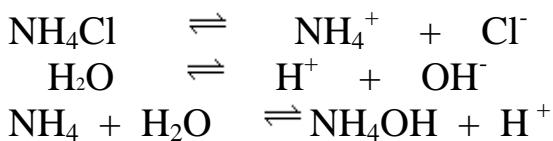
$$PH = 7 + 4.57 - 1 = 10.57$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{7 \times 10^{-10}} = 1.4 \times 10^{-5}$$

(ج) الأملاح الحامضية : وهي الأملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة ضعيفة مثل  $\text{NH}_4\text{Cl}$  و  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  حيث يكون محلولها المائي حامضياً :-



خطوات التحلل المائي :



$$K_h = \frac{[\text{Base}][\text{Acid}]}{[\text{unhydrolyzed Salt}]} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_h = \frac{a^2 C}{1 - a}$$

$$K_w = K_h K_b$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

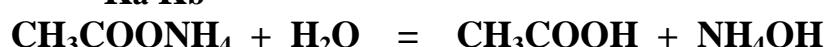
$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w C}{K_b}}$$

$$PH = \frac{1}{2} PK_w - \frac{1}{2} PK_b - \frac{1}{2} \log C$$

مثال: احسب الأس الهيدروجيني PH وثابت التحلل المائي للملح  $K_h$  لمحلول  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.01 M علمًا إن  $K_{b\text{NH}_4\text{Cl}} = 1.8 \times 10^{-5}$

(د) الأملاح المشتقة من قاعدة ضعيفة وحامض ضعيف مثل خلات الأمونيوم وفورمات الأمونيوم حيث يكون محلولها المائي أما ( متعادلاً " إذا كان  $K_a = K_b$  ) أو أن يكون حامضياً " أو قاعدياً " ( إذا كان  $K_a$  لا يساوي  $K_b$  ) وان  $K_h$  لا يعتمد على تركيز الملح C ؟

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b}$$



$$\text{PH} = \frac{1}{2} \text{PKw} + \frac{1}{2} \text{PKa} - \frac{1}{2} \text{PKb}$$

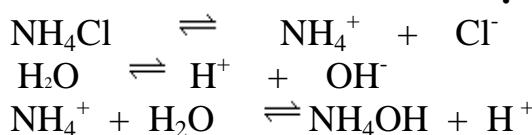
ملاحظة : يتضح مما سبق ان النسبة عكسي بين (  $K_h$  او  $K_a$  ) مع (  $K_b$  ) حيث انه كلما كان (  $K_a$  او  $K_b$  ) صغيراً " كان  $K_h$  كبيراً " والملح يتحلل مائياً بدرجة اكبر .

مثال // احسب PH و  $K_h$  لمحلول فورمات الأمونيوم N  $0.05 \times 10^{-4}$  علماء ان  $\text{Ka}_{(\text{HCOOH})} = 1.77 \times 10^{-5}$  ؟  $\text{Kb} = 1.79 \times 10^{-5}$  ،

أسئلة :

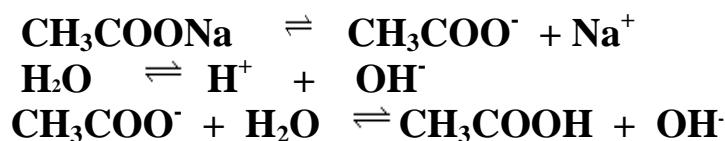
س: ناقش ماذا يحدث عند إذابة كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  في الماء ؟

ج : يتآكل كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  عند ذوبانه في الماء بعد ذلك يتفاعل ايون الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$  (حامض قرین قوي لأن مصدره قاعدة ضعيفة حسب نظرية برونشتاد) مع الماء فيتحرر  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو  $\text{H}^+$  فيؤدي الى ان يكون المحلول ذو تأثير حامضي في الدلائل الكيميائية .



س: لماذا يكون المحلول المائي لخلات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$  قاعدياً ؟

ج: المحلول قاعدي لأن الملح مشتق من حامض ضعيف وقاعدة قوية حيث يبقى ايون  $\text{OH}^-$  في المحلول



س : لماذا لا يتحلل ملح كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$  مائياً ؟

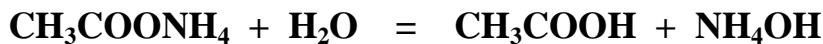
ج:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

لان هذا الملح مشتق من حامض قوي  $\text{HCl}$  وقاعدة قوية  $\text{NaOH}$  لذلك فان كلا القريين الناتجين عنهما يكونان ضعيفان فلا يتفاعلا مع الماء .

س : علل لماذا يكون المحلول المائي لخلات الأمونيوم متعادل التأثير في الدلائل الكيميائية ؟

ج : ان المحلول المائي لخلات الأمونيوم متعادل التأثير في الدلائل الكيميائية وذلك لاختلاف

$\text{H}^+$  ،  $\text{OH}^-$  بتركيزات متساوية حيث ان (  $\text{Kb} = \text{Ka}$  )



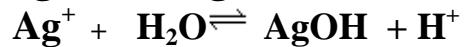
س: علٰٰ لماذا لا تتغير قيمة  $P^H$  الماء النقي (المقطر) عند إذابة نترات البوتاسيوم  $\text{KNO}_3$  فيه؟

ج: ان هذا الملح مشتق من حامض قوي  $\text{HCl}$  وقاعدة قوية  $\text{KOH}$  لذا فان محلوله المائي متعادل وقيمة  $P^H = 7$ . لذلك يبقى محلول متعادل ولا تتغير قيمة  $P^H$  الماء النقي وهي 7.



س: لماذا تنخفض قيمة  $P^H$  الماء النقي (المقطر) عند إذابة نترات الفضة  $\text{AgNO}_3$  فيه؟

ج. ان هذا الملح مشتق من حامض قوي  $\text{HNO}_3$  وقاعدة ضعيفة  $\text{AgOH}$  لذا فان محلوله المائي حامضي فتنخفض قيمة  $P^H$  الى اقل من 7 حيث يتبقى  $\text{H}^+$  في محلول.



س: ناقش مع المعادلات ماذا يحدث عند إذابة سيانيد البوتاسيوم  $\text{KCN}$  في الماء؟

س: علٰٰ لماذا تزداد قيمة  $\text{PH}$  الماء النقي عند إذابة فلوريد البوتاسيوم  $\text{KF}$  فيه؟

### المحاليل المنظمة :- Buffer Solution

هي المحاليل التي تقاوم التغير في الأس الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من حامض أو قاعدة قوية أو عند التخفيف وهو يتكون من حامض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها.

[Salt]

$$\text{PH} = \text{PKa} + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]}$$

[Salt]

$$\text{POH} = \text{PKb} + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Base}]}$$

مثال// احسب  $\text{PH}$  لمحلول يتكون من  $0.1 \text{ M}$  حامض الخليك  $0.01 \text{ M}$  خلات الصوديوم علماً ان  $\text{Ka} = 1.8 \times 10^{-5}$

[Salt]

$$\text{PH} = \text{PKa} + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]}$$

[ $\text{CH}_3\text{COONa}$ ]

$$\text{PH} = \log K + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COONa}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

[0.01]

$$\text{PH} = -\log 1.85 \times 10^{-5} + \log \frac{[0.01]}{[0.1]} = 3.37$$

مثال// احسب  $\text{PH}$  للمحلول المنظم المكون من  $0.1 \text{ M}$  هيدروكسيد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{OH}$  وكلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  علماً ان  $\text{Kb} = 1.76 \times 10^{-5}$  ؟

مثال// احسب الأس الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من حامض البنزويك  $0.5 \text{ M}$   $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  ومحلول بنزوات الصوديوم  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$  بتركيز  $10 \text{ g/L}$  علماً ان  $\text{PKa} = 4.1$

$$M_{C_6H_5COONa} = \frac{wt}{M. wt} \times \frac{1000}{Vml}$$

$$\frac{10}{144} \times \frac{1000}{1000} = 0.007 M$$

$$PH = P_{Ka} + Log \frac{[Salt]}{[Acid]}$$

ويكمل الحل؟؟

### تأثير ظاهرة الايون المشترك في المحاليل المنظمة

قاعدة لي - شاتليه :

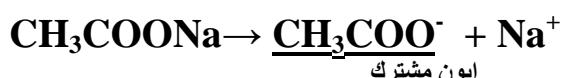
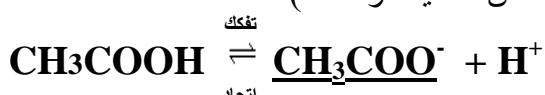
( إذا كانت مجموعة مواد في حالة توازن ، فإن التغير الذي يحصل على أحد العوامل التي يعتمد عليها التوازن سيؤدي إلى تغير في اتجاه التوازن بطريقة ما بحيث يسبب تقليل أو إزالة هذا التغير والعودة إلى التوازن ).

الايون المشترك :

هو الايون الذي يطلقه الكترووليت قوي ليقلل من تفكك الكترووليت ضعيف وهو يشبه احد نوعي الايونات التي يطلقها الالكترووليت الضعيف .

تأثير الايون المشترك :

1. يقلل من حامضية الحامض الضعيف فيزيداد الـ  $P^H$  مثلاً (حامض ضعيف وملحه )



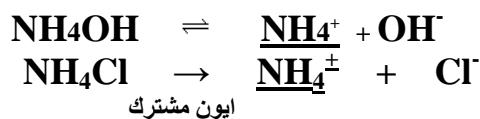
عند إذابة ملح خلات الصوديوم في محلول حامض الخليك سيؤدي إلى زيادة تركيز ايون الخلات المشتركة فينحرف التوازن نحو اليسار ( تزداد سرعة التفاعل الخلفي ) حسب قاعدة لي - شاتليه فيزيداد تركيز الحامض الأصلي ( غير المتفكك ) ويقل تركيز ايونات الهيدروجين  $[H^+]$  فيزيداد الـ  $P^H$  ( تقل الحامضية ) .

\*أسئلة

س: لماذا تزداد قيمة الـ  $P^H$  لحامض النتروز  $HNO_2$  عند إضافة نترات الصوديوم  $NaNO_2$  إليه؟

س: ناقش مايلي : ( تقل درجة تفكك حامض  $HCN$  عند إضافة  $KCN$  إليه ) .

2. يقلل من قاعدية القاعدة الضعيفة ( فيزيداد الـ  $P^{OH^-}$  ) مثلاً" قاعدة ضعيفة وملحها



عند إذابة ملح كلوريد الأمونيوم في محلول الأمونيا ( هيدروكسيد الأمونيوم ) سيؤدي إلى زيادة تركيز ايون الأمونيوم المشتركة فينحرف التوازن نحو اليسار ( ترجيح التفاعل الخلفي ) حسب قاعدة لي -

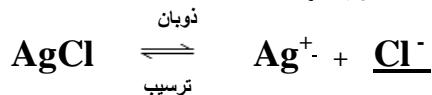
شاتليه فيقل تركيز ايون الهيدروكسيل  $[OH^-]$  ويزداد الـ  $P^{OH^-}$  ويقل الـ  $P^H$  .

س: ناقش مع المعادلات لماذا يقل  $P^H$  محلول البيريديدين  $C_5H_5N$  عند إذابة ملح كلوريد

البيريدينيوم  $C_5H_5NH^+ Cl^-$  فيه ؟

س : بين كيف يمكن تقليل قاعدية محلول  $NH_4OH$  ؟

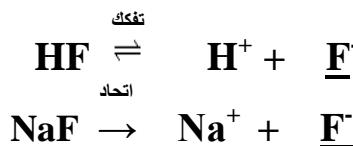
### 3. يزيد من ترسيب الأملاح شحيخة الذوبان بالماء فتقل قابلية ذوبانها



عند إضافة ملح كلوريد الصوديوم في محلول كلوريد الفضة سيؤدي إلى زيادة تركيز أيون الكلوريد المشترك فينحرف التوازن نحو اليسار (التفاعل الخلفي وهو الترسيب) حسب قاعدة لي – شاتليه فيزداد الترسيب ويقل الذوبان .

س: في ضوء قاعدة لي – شاتليه . فسر لماذا تقل درجة تفكك حامض HF عند إضافة NaF إلى محلوله المائي بينما تزداد درجة تفككه عند إضافة الماء إليه ؟

ج : ان إضافة NaF سيزيد من تركيز أيون F<sup>-</sup> المشترك مما يرجح التفاعل الخلفي حسب قاعدة لي – شاتليه فيقل التفكك وتقل درجة التفكك .



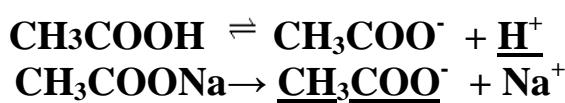
بينما عند إضافة الماء تتبعاًد الأيونات فيقل عددها في وحدة الحجم (يقل تركيز النواتج) مما يرجح التفاعل الأمامي (أي يزداد التفكك) لازالة هذا التأثير والعودة للتوازن حسب قاعدة لي – شاتليه .

### كيفية حفاظ المحلول المنظم

#### على قيمة $\text{P}^{\text{H}}$ عند إضافة كمية من حامض قوي أو قاعدة قوية إليه

إن المحلول المنظم (البفر) هو المحلول الذي يقاوم التغير في الأس الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من حامض أو قاعدة قوية أو عند التخفيف وهو يتكون من حامض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها .

### أنواع المحاليل المنظمة 01 حامض ضعيف وملحه



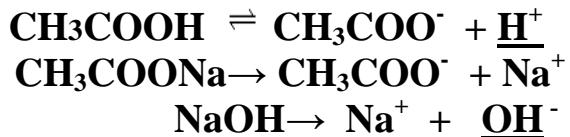
أ. عند إضافة كمية قليلة من حامض قوي إليه سوف يزداد تركيز أيونات الهيدروجين [H<sup>+</sup>] فينحرف التفاعل نحو اليسار وتتحدد أيونات الخلات مع أيونات الهيدروجين [H<sup>+</sup>] المضافة فيقل تركيزها حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز [H<sup>+</sup>] كثيراً" ويكون تغير  $\text{P}^{\text{H}}$  طفيفاً" .

وتكون قوانين  $\text{P}^{\text{H}}$  كما يأتي :

$$(الأولي) \quad \text{PH} = \text{PKa} + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]}$$

$$(الجديد) \quad \text{PH} = \text{PKa} + \log \frac{[\text{Salt}] - [\text{Acid added}]}{[\text{Acid}] + [\text{Acid added}]}$$

بـ. عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية  $\text{NaOH}$  إليه

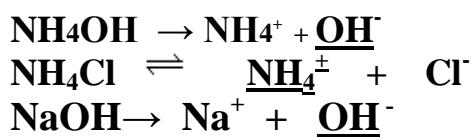


سوف يقل تركيز أيونات  $\text{H}^+$  وذلك لاتحادها مع أيونات  $\text{OH}^-$  لتكون الماء فينحرف التفاعل نحو اليمين لتعويض النقص في تركيز أيونات  $\text{H}^+$  المستهلك حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز  $\text{H}^+$  كثيراً ويكون تغير  $\text{P}^{\text{H}}$  طفيفاً. وسيكون قانون  $\text{P}^{\text{H}}$  الجديد كما يأتي :

$$\text{PH} = \text{PKa} + \log \frac{[\text{Salt}] + [\text{Base added}]}{[\text{Acid}] - [\text{Base added}]}$$

## 02 قاعدة ضعيفة وملحها

أـ. عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية  $\text{NaOH}$  إليه

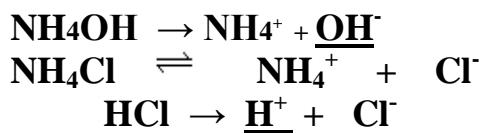


سوف يزداد تركيز أيونات الهيدروكسيل  $[\text{OH}^-]$  فينحرف التفاعل نحو اليسار وتتحدد أيونات الأمونيوم مع أيونات الهيدروكسيل  $[\text{OH}^-]$  المضافة فيقل تركيزها حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز أيونات الهيدروكسيل  $[\text{OH}^-]$  كثيراً ويكون تغير  $\text{P}^{\text{OH}}$  وبالتالي  $\text{P}^{\text{H}}$  طفيفاً

$$(\text{ال أولي}) \quad \text{P}^{\text{OH}} = \text{PKb} + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Base}]}$$

$$(\text{الجديد}) \quad \text{P}^{\text{OH}} = \text{PKb} + \log \frac{[\text{Salt}] - [\text{Base added}]}{[\text{Base}] + [\text{Base added}]}$$

بـ. عند إضافة كمية قليلة من حامض قوي إليه



سوف يقل تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  وذلك لاتحادها مع أيونات  $\text{H}^+$  لتكون الماء فينحرف التفاعل نحو اليمين لتعويض النقص في تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  المستهلك حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز  $\text{OH}^-$  كثيراً ويكون تغير  $\text{P}^{\text{OH}}$  وبالتالي  $\text{P}^{\text{H}}$  طفيفاً.

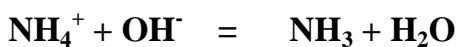
$$(\text{الجديد}) \quad \text{POH} = \text{PKb} + \log \frac{[\text{Salt}] + [\text{Acid added}]}{[\text{Base}] - [\text{Acid added}]}$$

مثال // احسب تغير PH الذي يحصل نتيجة إضافة 100 ml من HCl 0.5 M و NaOH 0.5 M من محلول المنظم المكون من ( NH<sub>4</sub>OH<sub>1</sub> 0.20 M و NH<sub>4</sub>Cl 0.3 M ) علمًا إن Kb = 1.7 × 10<sup>-5</sup>

$$P^{OH} = PK_b + \log \frac{[Salt]}{[Base]}$$

$$P^{OH} = -\log 1.76 \times 10^{-5} + \log \frac{0.3}{0.2} = 9.07$$

? 100 ml 0.5 M NaOH أ. عند إضافة



فإنه يتحول جزء من الملح إلى قاعدة وبنفس الكمية أي إن هناك زيادة في تركيز القاعدة ونقصان في تركيز الملح بنفس النسبة.

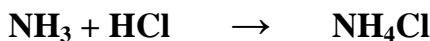
$$P^{OH} = PK_b + \log \frac{[Salt] - [Base added]}{[Base] + [Base added]}$$

$$P^{OH} = -\log 1.76 \times 10^{-5} \frac{\frac{0.3 \times 400 - 0.5 \times 100}{500}}{+\log \frac{0.2 \times 400 + 0.5 \times 100}{500}} = 4.99$$

$$PH = 14 - 4.99 = 9.11$$

$$\Delta PH = 9.11 - 9.07 = 0.04$$

? 100 ml 0.05 M HCl ب. إضافة



سوف يزداد تركيز الملح ويقل تركيز القاعدة بنفس تركيز الحامض المضاف :-

$$[Salt] + [Acid added]$$

$$POH = PK_b + \log \frac{[Salt]}{[Base] - [Acid added]}$$

$$POH = -\log 1.76 \times 10^{-5} + \frac{\frac{100}{0.3 \times 400 + 0.5 \times 500}}{0.2 \times 400 - 0.5 * 100} = 4.98$$

$$PH = 14 - 4.98 = 9.02$$

$$\Delta PH = 9.02 - 9.07 = -0.05$$

قدرة محلول المنظم Buffer Capacity :- تعرف بأنها عدد مكافئات الحامض أو القاعدة القوية اللازمة لتغيير PH لتر واحد من محلول المنظم بوحدة PH واحدة.

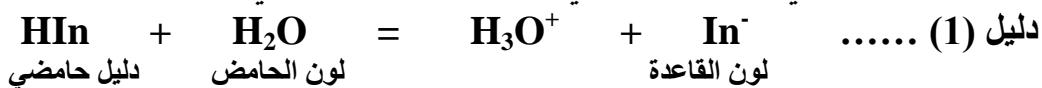
## Indicators الدلائل

هي مواد عضوية يتغير لونها في المحيط الحامضي عن لونها في المحيط القاعدي أو المتعادل مثل الفينولفاتلين ، المثيل الأحمر أو (هي مركبات عضوية فائدتها معرفة محلول فيما إذا كان حامضياً أو قاعدياً أو متعادلاً حيث تعطي الوان مختلفة في كل منها).

### الدلائل المستخدمة في تسييرات التعادل (الحامض - القاعدية) :-

#### دلائل الحامض - القاعدة :-

وهي مركبات عضوية تتصرف كحامض أو قواعد ضعيفة . و تصحب تفاعلات تفكك الدلائل أو تفاعلات اتحاد الدلائل تغيرات في تركيبها الداخلي مما يسبب التغيرات في اللون .



بالنسبة للدليل من النوع الأول (الحامضي) يظهر لونه الحامضي بشرط .

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \leq \frac{1}{10}$$

ويظهر لونه القاعدي بشرط .

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \geq \frac{10}{1}$$

أي للاحظة تغير اللون وتمييزه من قبل العين البشرية يجب أن يتغير تركيز الدلليل (شدة لونه) 10 مرات عن الصيغة الأخرى .

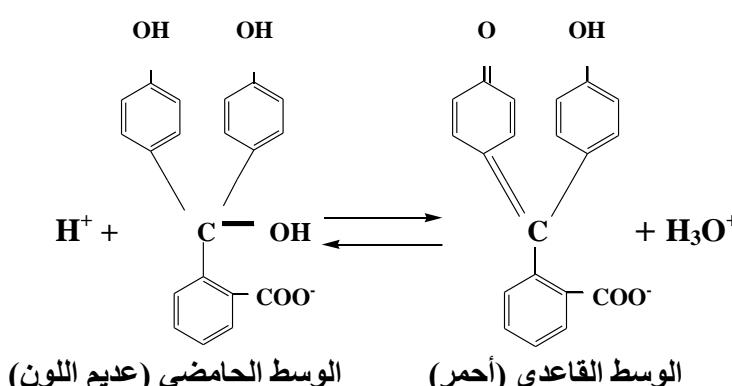
#### مدى (PH) (وحدتين)

$$\Delta\text{PH} = \text{PKa} \pm 1$$

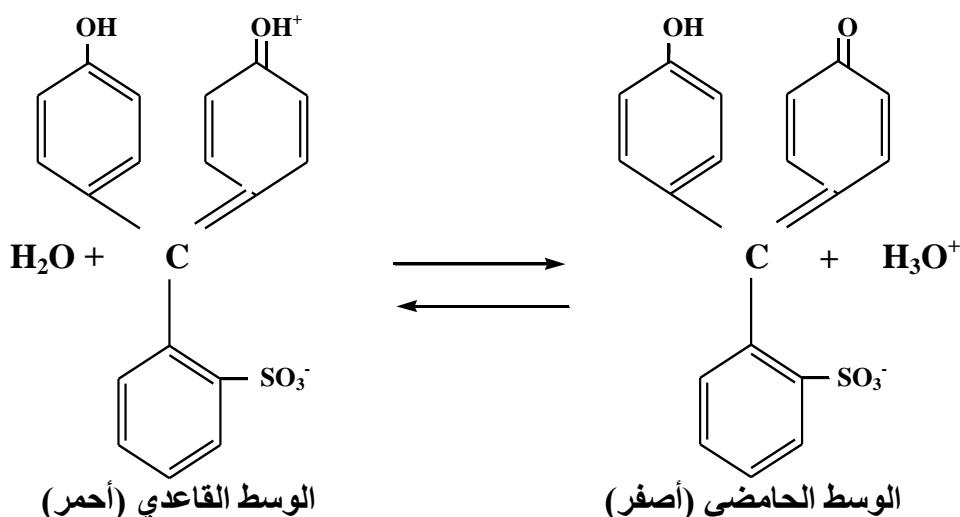
أي إن تغير PH للمحلول بوحدتين عند نقطة التكافؤ دلالة أو كافي لتغيير التركيز (شدة اللون) للدلليل عشرة مرات وتمييزها من قبل العين البشرية .

وتصنف دلائل الحامض-قاعدة إلى ثلاثة أصناف رئيسية :-

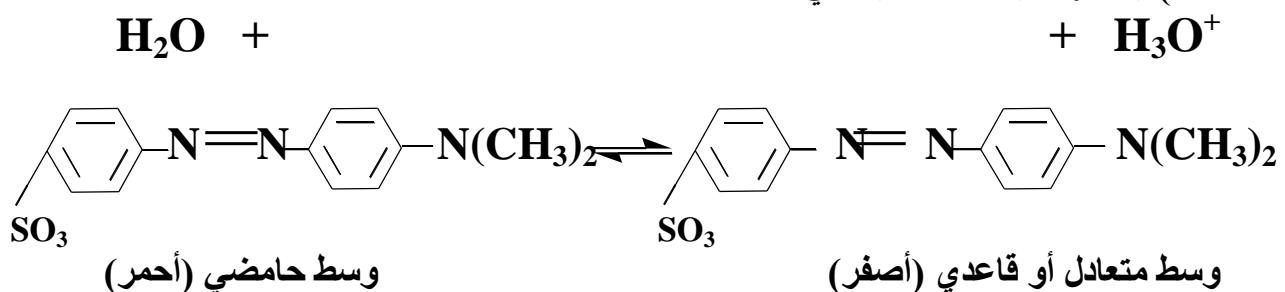
1. دلائل الفثالين Indicators Phthalein ومعظمها عديمة اللون في المحاليل معتدلة الحامضية وتظهر الواناً مختلفة في الأوساط القاعدية في المحاليل الحامضية القوية يضمحل لونها ببطء فهي غير ملائمة في هذه التطبيقات ومجموعة الفثالين شحيدة الذوبان في الماء ويعتبر الكحول الأثيلي مذيب جيد لها وأفضلها هو الفينولفاتلين .



2. دلائل السلفونفتالين Indicators Sulfonaphthalein :- يظهر العديد من دلائل السلفونفتالينات مديدين مفیدین لتغير اللون يحدث الأول في المحاليل الحامضية نوعاً ما بينما يحدث الثاني في الأوساط المتعادلة أو معتدلة القاعدية وبعكس دلائل الفثالينات يكون لون القاعدة مستقرًا في القواعد القوية ومن أهمها دليل فينول سلفونفتالين Phenolsulfonphthalein (فينول الأحمر).



3. دلائل الازو Azo Indicators :- يظهر معظم دلائل ازو تغيراً في اللون من الأحمر إلى الأصفر كلما زادت القاعدية وبصورة عامة يكون مدى التحول إلى الجهة الحامضية من التعادل (حامضي ضعيف) وأهمها هو المثيل البرتقالي.



تغير اللون		مدى التحول (PH)	الأسم الشائع
قاعدة	حامض		
أصفر	أحمر	4.0-2.9	المثيل الأصفر
أصفر	أحمر	4.4-3.1	المثيل البرتقالي
أزرق	أصفر	5.4-3.8	بروموكريسول الأخضر
أصفر	أحمر	6.3-4.2	المثيل الأحمر
أحمر	أصفر	6.4-4.8	كلورو فينول الأحمر
أزرق	أصفر	7.6-6.0	بروموثيمول الأزرق
أحمر	أصفر	8.0-6.4	الفينول الأحمر
أصفر برتقالي	أحمر	8.0-6.8	المتعادل الأحمر
قرمزي	أصفر	9.0-7.4	الكريسول القرمزي
أحمر	عديم اللون	9.6-8.0	الفينولفاتلين
أزرق	عديم اللون	10.5-9.3	الثيمولفاتلين
بنفسجي	عديم اللون	12.0-10.1	الإليزارين الأصفر

### منحنيات معايرة الحوامض والقواعد :-

أ. منحنى معايرة حامض قوي مع قاعدة قوية :- تنتج ايونات الهيدرونيوم ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) في محلول المائي للحامض القوي من مصادرتين أولئك من تفاعل المذاب مع الماء والآخر من تفكك الماء نفسه على أية حال في جميع المحاليل عدا المخففة جداً (إذا كان تركيز المذاب أقل من  $10^{-6}$  فيهم ما ينتجه الماء).

مثال // اشتق منحنى معايرة 50 ml من 0.05 M HCl مع 0.01 M NaOH لحل المثال هناك أربعة مراحل هي :-

- قبل إضافة القاعدة .

$$\text{PH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log} 0.05 = 1.30$$

- بعد إضافة 10 ml من القاعدة (زيادة من الحامض) .

$$\text{PH} = -\text{Log} \frac{(50 \times 0.05)_{\text{HCl}} - (10 \times 0.01)_{\text{NaOH}}}{50 + 10} = 1.60$$

ذلك بالنسبة لكافة الإضافات قبل نقطة التكافؤ .

- عند نقطة التكافؤ (إضافة 25 ml من القاعدة) :- لا يحتوي محلول اية زيادة من HCl أو NaOH (تعادل،تكافؤ) لهذا يتم حساب PH من تفكك الماء . حامض قوي وقاعدة قوية .

$$\text{PH} = \text{POH} = 7$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

- بعد نقطة التكافؤ (بعد إضافة  $(\text{OH}^-)$  من  $\text{NaOH}$  هنا زيادة من  $25.10 \text{ ml}$ ) من  $\text{NaOH}$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH}$$

$$= 14 - (-\log \frac{(25.10 \times 0.1)_{\text{NaOH}} - (50 \times 0.05)_{\text{HCl}}}{25.10 + 50})$$

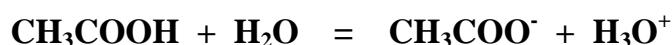
$$= 14 - 3.88 = 10.12$$

وهكذا بالنسبة للإضافات الباقيه من  $\text{NaOH}$  (بعد 25 ملتر).

ب. منحني معايرة الحامض الضعيف مع القاعدة القوية :-

مثال // اشتق منحني معايرة  $0.1 \text{ M NaOH}$  مع  $0.1 \text{ M CH}_3\text{COOH}$  50 ml علمًا إن  $1.75 \times 10^{-5}$  ؟

- قبل إضافة القاعدة (حامض ضعيف لوحده) :-



$$[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Ka} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{\text{Ka}} \quad \text{Ca} = \sqrt{1.75 \times 10^{-5} \times 0.1}$$

$$\text{PH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0.00132 = 2.88$$

- بعد إضافة  $10 \text{ ml}$  من  $\text{NaOH}$  يكون محلول منظماً (حامض ضعيف وملحه) :-

[Salt]

$$\text{PH} = \text{PKa} + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]}$$

$$\text{PH} = -\log 1.75 \times 10^{-5}$$

$$(10 \times 0.1)_{\text{NaOH}}$$

$$50 + 10$$

$$+\log \frac{(50 \times 0.1)_\text{H}^+ - (10 \times 0.1)_{\text{NaOH}}}{50 + 10} = 4.16$$

- عند نقطة التكافؤ (بعد إضافة  $50 \text{ ml}$  من  $\text{NaOH}$ ) :- ( $\text{NaOH}$  حيث يتحول كل حامض الخليك إلى خلات الصوديوم).

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\text{Kb}} \quad \text{Cs} = \sqrt{\frac{\text{Kw}}{\text{Ka}}} \times \text{Cs}$$

$$= \sqrt{\frac{1 \times 10^{-14}}{1.75 \times 10^{-5}}} \times \frac{50 \times 0.1}{100} = 5.34 \times 10^{-6}$$

$$\text{POH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 5.34 \times 10^{-6} = 5.27$$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH} = 14 - 5.27 = 8.73$$

• بعد نقطة التكافؤ (بعد إضافة 50.10 ml من NaOH) زيادة القاعدة :-

$$\text{POH} = -\text{Log}(\text{OH}^-)$$

$$= -\text{Log} \frac{(50.10 \times 0.1)_{\text{NaOH}} - (50 \times 0.1)}{50.10 + 50} = 4.00$$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH} = 14 - 4.00 = 10.00$$

ج. معايرة القاعدة الضعيفة مع الحامض القوي :-

مثال // اشتق منحني معايرة 0.1 M HCl مع 0.05 M NaCN علمًا إن  $K_a_{\text{HCN}} = 2.1 \times 10^{-9}$  ؟

• قبل إضافة الحامض :-

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times C_s} = \sqrt{\frac{1 \times 10^{-14}}{2.1 \times 10^{-9}}} \times 0.05 = 0.00048$$

$$\text{POH} = -\text{Log}(\text{OH}^-) = -\text{Log} 0.00048 = 3.31$$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH} = 14 - 3.31 = 10.96$$

• بعد إضافة 10 ml من الحامض HCl فيكون محلول منظم من حامض ضعيف HCN وملحه [Salt]

$$\text{PH} = \text{PKa} + \text{Log} \frac{(50 \times 0.05) - (10 \times 0.1)}{50 + 10}$$

$$= -\text{Log} 2.1 \times 10^{-9} + \text{Log} \frac{(10 \times 0.1)}{(50 + 10)} = 5.08$$

• نقطة التكافؤ (عند إضافة 25 ml من الحامض) :-

والفصيل الرئيسي الموجود هو HCN فقط (كل NaCN تحول بفعل HCl إلى

$$25 * 0.1$$

$$[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{2.1 * 10^{-9} \times \frac{25 * 0.1}{25 + 50}} = 8.85$$

• بعد نقطة التكافؤ (عند إضافة 26 ml من الحامض) فإن الحامض القوي HCl يكبح (يمنع) تفكك الحامض الضعيف HCN فيصبح تأثيره مهمًا :-

$$\text{PH} = -\text{Log}[\text{H}^+]$$

$$= -\text{Log} \frac{(26.0 \times 0.1)_{\text{HCL}} - (50 \times 0.05)_{\text{NaCN}}}{2.6 + 50} = 2.88$$

2. تسخيحات الترسيب :- Precipitation Titration

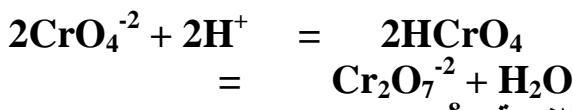
يعتبر استعمال محلول نترات الفضة كعامل مرسب للكثير من الأيونات السالبة كالهالوجينات و Argentimetric  $\text{SCN}^-$  ،  $\text{S}^{2-}$  ،  $\text{CN}^-$  . Titration

تعين نقطة التكافؤ (إنتهاء التفاعل) في التسخيحات الترسيبية :-

هناك ثلاث طرق رئيسية وهي :-

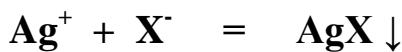
A. تكوين راسب ملون (طريقة مور) Mohr Method

تستخدم لتعيين الكلوريد والبروميد حيث يستعمل محلول كرومات البوتاسيوم  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ، بعد نقطة التكافؤ تصبح هناك زيادة من ايونات الفضة (حرة) تتخذ من ايونات الكرومات  $\text{CrO}_4^{2-}$  حيث إن ثابت حاصل إذابة ( $\text{K}_{\text{sp}} \text{AgCl} = 1.2 \times 10^{-10}$ ) يترسب أولاً  $\text{AgCl}$  ثم يترسب  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  لأن  $\text{K}_{\text{sp}} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 1.7 \times 10^{-12}$  حيث ظهور الراسب الثاني الأحمر  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  دلالة على إنتهاء التفاعل يجب أن يجري التسخيف في وسط متوازن لأن الوسط الحامضي يسبب تكون  $\text{HCrO}_4^-$  حامض ضعيف فإن تركيز ايون الكرومات سينخفض وقد لا يزداد نتيجة ذلك حاصل إذابة كرومات الفضة فتأخر نقطة التكافؤ .

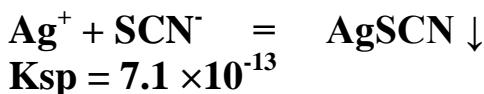


أما في المحاليل القلوية فقد تترسب هيدروكسيد الفضة  $\text{K}_{\text{sp}}(\text{AgOH}) = 2.3 \times 10^{-8}$

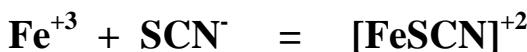
B. تكوين مركب ملون ذائب (طريقة فولهارد) (التسخيف الرجوعي) Folhard (Back Titration) Method تتمثل الطريقة بتسخيف نترات الفضة بوجود حامض النتريك مقابل محلول ثايوسيانات الأمونيوم أو البوتاسيوم القياسي ويستعمل محلول نترات الحديديك أو كبريتات الأمونيوم الحديديك كدليل (احمر دموي) . حيث تضاف زيادة من ايونات الفضة



بعد نقطة التكافؤ هناك زيادة من ايونات الفضة تسخح هذه الزيادة مع محلول الثايوسيانات القياسي بوجود دليل الحديديك  $(\text{Fe}^{+3})$  .



وزيادة الثايوسيانات بعد نقطة تكافؤها مع ايونات  $(\text{Ag}^+)$  سوف تتفاعل مع ايون  $(\text{Fe}^{+3})$  (الدليل) لتكون المعقد الأحمر اللون دلالة على إنتهاء التفاعل :-



وتطبق الطريقة لتقدير  $\text{Cl}^-$  ،  $\text{Br}^-$  ،  $\text{I}^-$  في المحاليل الحامضية .  
ولأن ذوبانية  $\text{AgSCN}$  أقل من ذوبانية  $\text{AgCl}$  ولمنع تفكك الراسب  $\text{AgCl}$  من جديد يضاف النتروبنزين كسائل عضوي غير ممترتج مع الماء يغطي دقائق كلوريد الفضة وينعها من التفكك والتفاعل مع  $\text{Ag}^+$  مع  $\text{SCN}^-$  (1 سم<sup>3</sup> لكل 50 مل من الكلوريد) .

## ح. طريقة الدلائل الأمتازية (طريقة فاجان) (Fajan Method)

دلائل الأمتاز اما أصباغ حامضية Acid Dyes الفلورسين Fluorescein والايوسين Eosin على شكل أملاح الصوديوم او أصباغ قاعدية Basic Dyes مثل سلسلة الرودامينات كالرودامين Rhodamine(6G) على شكل أملاح هالوجينية .

بعد نقطة التكافؤ هناك زيادة من ايونات الفضة تحيط بسطح الراسب تسمى بالطبقة الأمتازية الأولية Primary Adsorption Layer تمك بطبقة ثانية من الايونات الأمتازية معاكسه لها بالشحنة هي جزيئات الدليل السالب لذلك يجب ان يكون المحيط حامضيا ليكون الدليل سالب الشحنة ويكون اللون اصفر مخضر الى ارجواني وردي .

### 3. تسريحات التعقيد :- Complexation Titration

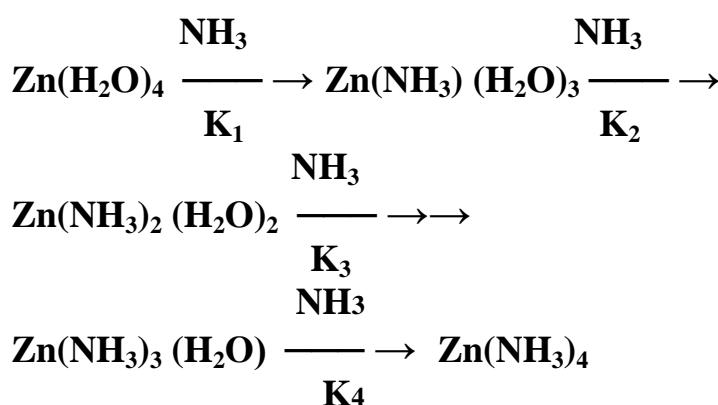
تتضمن تسريحات تكوين المعقدات تفاعلات بين ايونات لها القابلية على اكتساب زوج من الالكترونات او أكثر مع ايون او جزيئة لها القابلية على هبة (منح) زوج او أكثر من الالكترونات مكونة ايونات متراكبة معقدة ذاتية او مركبات تناسقية Coordination Compounds لها استقرارية عالية .

يسلك ايون العنصر في هذه التفاعلات حامض لويس (ذرة مركزية) او (ايون مركزي) فيما يسلك الليكائد (العصيدة) Ligand كقاعدة لويس .

تختلف العصياد في عدد الالكترونات التي يمكن أن تهبهها فإن لكل ايون او جزيئة من  $\text{CN}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  قابلية على هبة زوج واحد من الالكترونات وتدعى أحادية المخلب أو الكلاب أما اثيلين ثانوي الأمين  $\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$  فله القابلية على هبة زوجين من الالكترونات وتدعى ثنائية المخلب أو الكلاب أو السن EDTA أما اثنين ثانوي الأمين رباعي حامض الخليك فهو رباعي وسداسي السن

### ثابت التكوين التدريجي الإجمالي :-

تتوارد معظم ايونات العناصر في المحاليل المائية متميأة وعلى هيئة  $\text{M}(\text{H}_2\text{O})_n^{+n}$  وإن تكوين مركبات أخرى يتم بإحلال الليكائد محل جزيئات الماء وتحدد التفاعلات بصورة متسلسلة كما موضحة فيما يلي :-



حيث  $K$  ثابت التكوين المرحلي أما  $B_n$  فهو ثابت التكوين الإجمالي الكلي Over All Formation وهذا  $B_4$  (أربعة مراحل) .

$$B_4 = \frac{[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]}{[\text{Zn}^{+2}][\text{NH}_3]^4} = K_1 K_2 K_3 K_4 = 1.15 \times 10^9$$

$$B_3 = \frac{[Zn(NH_3)_3]}{[Zn^{+2}][NH_3]^3} = K_1 K_2 K_3 = 1.0 \times 10^7$$

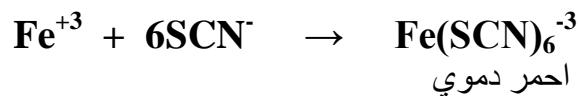
$$B_4 = \frac{[Zn(NH_3)_2]}{[Zn^{+2}][NH_3]^2} = K_1 K_2 = 4.08 \times 10^4$$

$$B_1 = \frac{[Zn(NH_3)]}{[Zn^{+2}][NH_3]} = K_1 = 186$$

**تعين إنتهاء التفاعل في تسريحات الأيونات المتراكبة (المعقدات) :-**

**هناك ثلاثة طرق رئيسية هي :-**

أ. استعمال مواد عديمة اللون نسبياً ولها القابلية على التفاعل مع ايون المادة القياسية مكوناً لوناً مميزاً أو مادة قليلة الذوبان مثل ايون الحديديك  $\text{Fe}^{+3}$  مع  $\text{SCN}^-$  في تقدير الالهوجينات بالتسريحات الفضية.



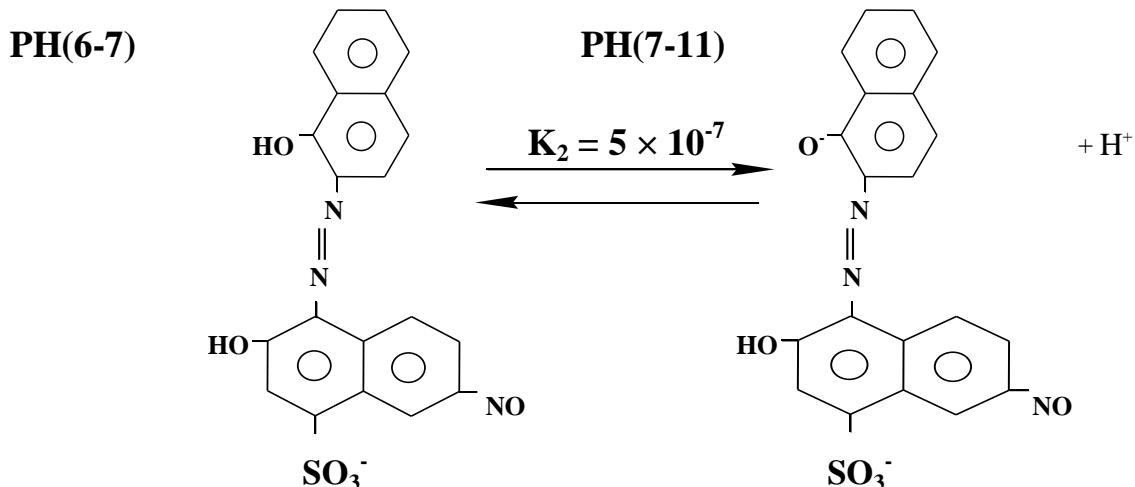
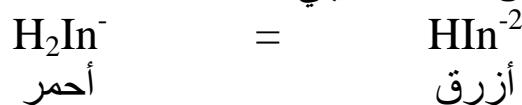
بـ. استخدام مواد عضوية معقدة التركيب لها القابلية على التفاعل مع ايونات العناصر مكونة ايونات معقدة كلابية مختلفة التركيب وهي على نوعين :-

- الطرق الجهازية كالتوصيلية أو الطيفية.

- مرکبات الـ ازو مثل AZO Compounds والنافتول . Naphthol

- **مركبات فثالينية Compounds Phthalein** وتدعى بالدلاليل الفلزونية Metallo Chromic أو دلاليل ايون-فلز وتحتاج هذه الدلاليل باختلاف لونها عند تفاعلها مع العنصر مما هو عليه في الحالة الطيفية.

يعتبر EBT أكثر الكواشف استعمالاً وتحتوي الصيغة على ثلات بروتونات قابلة للإحلال  $\text{H}_3\text{In}$  وإن البروتون الأول يتفكك بمجرد إذابة الصيغة وتكون الصيغة في المحيط الحامضي على هيئة  $\text{H}_2\text{In}$  ويمكن تمثيل تفاعلات الصيغة ككاشف حامض. قاعدة كما يلى :-



### 3. تسحيقات الأكسدة والإختزال :- Oxidation – Reduction Titration

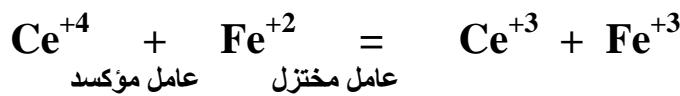
يتطلب التطبيق الناجح لتفاعل التأكسد – والإختزال في التحليل الحجمي من ضمن أشياء أخرى ، وسائل لكشف نقطة التكافؤ ، كذلك يجب دراسة التغيرات التي تحدث أثناء المعايرة والأهتمام بالتغييرات الصريحة الواضحة في منطقة نقطة التكافؤ .

التأكسد :- هو عملية فقدان الألكترونات أو زيادة عدد التأكسد .

الإختزال :- هو عملية إكتساب الألكترونات أو نقصان عدد التأكسد .

العامل المؤكسد :- هو المركب أو المادة التي توكسد غيرها (تخزل هي) أي تكسب الكترونات (تعاني اختزال) كما في أيون السيريك  $\text{Ce}^{+4}$  .

العامل المخترل :- هو المركب أو المادة التي تخزل غيرها (تأكسد هي) أي تفقد الكترونات (تعاني تأكسد) كما في أيون الحديدوز  $\text{Fe}^{+2}$  .



**جهد التكافؤ (جهد نقطة التكافؤ) :-**

بعد جهد نظام التأكسد – الإختزال مهماً في نقطة التكافؤ خاصة من ناحية اختيار الدليل كما إن حساب جهد التكافؤ هو أيضاً فريد من نوعه لعدم وجود معلومات نسبية كافية لاستعمالها مباشرة من معادلة نيرنست لاي من عمليتي الخلتين النصفيتين Half Cell على سبيل المثال في معايرة الحديد (II) السيريوم (III) يمكن حساب التركيز الفورمالي F للسيريوم (III) وللحديد (II) في نقطة التكافؤ بسهولة من ناحية أخرى فإن تركيز كل من  $\text{Fe}^{+2}$  &  $\text{Ce}^{+3}$  صغير جداً ومتشابه عددياً ويمكن حساب تركيز كل صنف حسب معادلة نيرنست :-

$$\text{Eeq} = E^0 \text{Ce}^{+4} - 0.0591 \log \frac{[\text{Ce}^{+3}]}{[\text{Ce}^{+4}]}$$

$$\text{Eeq} = E^0 \text{Fe}^{+3} - 0.0591 \log \frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Fe}^{+3}]}$$

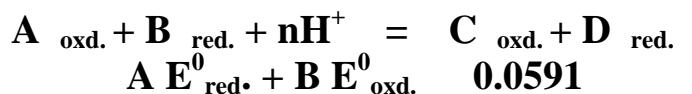
وبعد من الخطوات الرياضية تشق معادلة جهد نقطة التكافؤ :-

$$\text{Eeq} = \frac{E^0 \text{Ce}^{+4} + E^0 \text{Fe}^{+3}}{2}$$

$$\text{Eeq} = \frac{E^0 \text{Fe}^{+3} + 5E^0 \text{MnO}_4}{6} - \frac{0.0591}{6} \log \frac{1}{[\text{H}^+]^8}$$

وبالنسبة لتفاعل  $\text{Fe}^{+2}$  مع البرمنغات :-

ومعادلة جهد نقطة التكافؤ هي :-



$$E_{\text{eq}} = \frac{A}{B+A} - \frac{B}{B+A} \log \frac{1}{[H^+]^n}$$

حيث  $n, D, C, B$  عدد المولات .

ان الفائدة من ايجاد جهد نقطة التكافؤ هو اختيار الدليل المناسب او معرفة الجهد الذي يحدث عنده التكافؤ في حال استخدام أجهزة المجهاد او PH .

مثال // اشتقت منحنى معايرة 50 ml من  $0.01 \text{ M } Fe^{+2}$  مع  $0.01 \text{ M } FCe^{+4}$  افرض ان تركيز  $0.1 \text{ F } H_2SO_4$  هو ؟

أ. قبل إضافة  $Ce^{+4}$  (لا يحتوي ايونات Ce) وإنما يحتوي كمية قليلة من ايونات  $Fe^{+3}$  المتراكمة بفعل الجو بالإضافة الى  $Fe^{+2}$  لذلك لا تستطيع حساب الجهد قبل إضافة الكاشف المسحح  $Ce^{+4}$  .

ب. بعد إضافة  $5 \text{ ml }$  من  $Ce^{+4}$  :-

$$[Ce^{+3}] = \frac{50 \times 0.1}{50 + 5} = \frac{0.50}{55.0}$$

$$[Fe^{+3}] = [Ce^{+3}] = \frac{0.50}{55.0}$$

$$[Fe^{+2}] = \frac{(50.0 \times 0.05) Fe^{+2} - (5.0 \times 0.1)}{50 + 5.0} + [Ce^{+4}] = \frac{2.00}{55.0}$$

يمكن حساب جهد التكافؤ باستعمال احدى المعادلتين :-

$$E_{\text{eq}} = E^0 Ce^{+4} - 0.0591 \log \frac{[Ce^{+3}]}{\frac{[Ce^{+4}]}{[Fe^{+2}]}}$$

$$E_{\text{eq}} = E^0 Fe^{+3} - 0.0591 \log \frac{[Ce^{+3}]}{[Fe^{+3}]}$$

المعادلة الثانية ملائمة أكثر لهذه الحسابات لأن التركيزين الواردين فيها معلومان بدقة مقبولة ، لذلك ولتعويض تركيز الحديد (III) والهديد (II) نحصل على :-

$$E = + 0.68 - 0.0591 \log \frac{\frac{200}{55.0}}{\frac{0.500}{55.0}} = + 0.64 \text{ V}$$

ج. جهد نقطة التكافؤ :-

$$E_{eq} = \frac{E^0 Ce^{+4} + E^0 Fe^{+3}}{2} = \frac{+1.44 + 0.68}{2} = +1.06 \text{ V}$$

د. بعد نقطة التكافؤ (بعد إضافة 25.10 ml من الكاشف) :-

$$[Fe^{+3}] = \frac{25.0 * 0.10}{25.10 + 50} - [Fe^{+2}] = \frac{2.50}{75.10} = [Ce^{+3}]$$

$$[Ce^{+4}] = \frac{(25.10 * 0.10)Ce^{+4} - (50.0 * 0.05)Fe^{+2}}{25.10 + 50.00} + [Fe^{+2}] = \frac{0.010}{75.10}$$

$$[Ce^{+3}]$$

$$E = E^0 Ce^{+4} - 0.0591 \text{ Log} \frac{2.50}{[Ce^{+4}]}$$

$$E = +1.444 - 0.0591 \text{ Log} \frac{\frac{2.50}{75.10}}{0.010} = +1.30 \text{ V}$$

$$\frac{75.10}{0.010}$$

$$\frac{75.10}{75.10}$$

### -: Oxidation – Reduction Indicators

### دلائل التأكسد والاختزال

هناك ثلاثة أنواع من الدلائل هي :-

#### 1. الدلائل النوعية :- Specific Indicators

وتتفاعل مع أحد مكونات المعايرة وأهمها النشا حيث يتكون معقد أزرق غامق اللون مع أيون ثلاثي اليوديد ( $I_3^-$ ) يستخدم هذا المعقد كمؤشر لنقطة النهاية في المعايرات التي يستخدم فيها اليود مادة ناتجة أو مستهلكة . ومن الدلائل النوعية الأخرى ثايوسيانات البوتاسيوم الذي يمكن استخدامه في معايرة الحديد (III) مع محليل كبريتات التيتانيوم (III) حيث في نقطة التكافؤ يختفي معقد ثايوسيانات الحديد (III) مما يسبب نقصاناً ملحوظاً في تركيز  $Fe^{+3}$  عند نقطة التكافؤ وهناك دليل ذاتي  $KMnO_4$  مثل Self Indicator حيث عودة لونها الأصلي دالة على إنتهاء التفاعل .

#### 2. دلائل التأكسد – الإختزال الحقيقة :-

وستجيب لجهد النظام بدلأ من ظهور أو اختفاء فصيل معين خلال المعايرة .

يمكن إيجاد شرط تغير اللون النهائي النموذجي من معادلة نيرنست :-

0.0591

$$E = E^0 \pm \frac{0.0591}{N}$$

تقترح المعادلة أعلاه بأنه يمكن كشف تغير لون الدليل النموذجي عندما يسبب المسح تغيراً في جهد النظام مقداره ( $n / 0.118$ ) فولت تقريباً ولمعظم الدلائل  $n = 2$  فإن 0.059 فولت كافياً للاحظة تغير اللون عند نقطة التكافؤ ومن هذه المعقادات اورثوفيناثرولينات الحديد (يسمى فيروين أيضاً Ferroin) ثانوي فينائيل أمين ومشتقاته للحديد أيضاً وأزرق المثيلين .

### 3. الطرق الجهازية (دلائل آلية) :-

مثل جهاز PH أو المجهاد حيث يتم جعل الأنالايت جزءاً من الخلية :- قطب بلاتين والمحلول المجهول والقطب المرجع (Analyte Reference Electrode) قطب PH .

تسريحات الأكسدة – الإختزال المتضمنة اليود :-

#### الأيدومترية Iodometry

يعد ايون اليوديد  $I^-$  عاملًا مختزلًا معتدل الفعالية ويستعمل بكثرة في تحليل وتقدير العوامل المؤكسدة .



وهي طريقة غير مباشرة حيث يستعمل محلول ثايوکبريتات الصوديوم أو حامض الزرنيخوز القياسي لمعايرة اليود المتحرر عندما تتفاعل المادة المؤكسدة مع زيادة غير مقاسة من يوديد البوتاسيوم .

#### الأيدومترى Iodimetry :-

تستند العديد من التحليلات الحجمية على التفاعل النصفي



طريقة مباشرة حيث يستعمل محلول اليود القياسي لمعايرة المواد المتأكسدة بسهولة وله تطبيقات محدودة لأن اليود المتحرر عامل مؤكسد ضعيف نسبياً حيث يستخدم محلول قياسي لليود يحضر بإذابة وزن معين من اليود النقي (قليل الذوبان في الماء) في حجم معلوم من محلول مائي لليوديد البوتاسيوم أو الصوديوم .

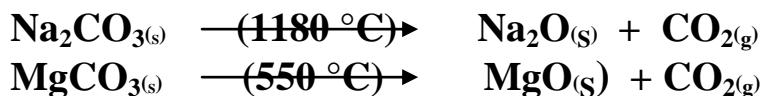


## 2. التحليل الوزني :-: Gravimetric Analysis

يعتمد التحليل الوزني على قياس وزن المادة المعلومة التركيب التي يمكن ربطها كيميائياً بالانالايت (المادة المراد تقديرها) بمعادلة كيميائية ومعامل حسابي .  
وهنالك صنفين من التحليل الوزني :-

### أ. طرق التطوير Volatile Methods :-

وتفصل المادة المراد تقديرها على هيئة غاز عن بقية مكونات النموذج وهنا يعتمد التحليل على وزن المادة المتطايرة أو على وزن المادة غير المتطايرة .



### ب. طرق الترسيب Precipitation Methods :-

وهنا فإن الفصائل المراد تعينها (تقديرها) تتفاعل كيميائياً مع كاشف (عامل مرسب) لتعطي ناتجاً ذا ذوبانية محدودة وبعد عملية الترشيح والغسل والتجفيف أو الحرق وحسابات العامل الوزني يتم تقدير النسبة المئوية للأنالايت (النموذج) .

الصفات التي يجب توفرها في الرواسب المستعملة في التحليل الوزني :-

1. تركيب كيميائي ثابت و معروف .
2. قليل الذوبانية جداً .
3. التركيب البلوري : له بلورات كبيرة يسهل ترشيحها .
4. نقاوة عالية خالي من الشوائب .
5. الثابت الفيزيائي العالي (ثابت في حرارة التجفيف) وغير ماص للرطوبة و  $\text{CO}_2$  وغير متاثر بـ  $\text{O}_2$  .

### الكاشف المرسيبة :-: Precipitation Agents

وهي نوعان :-

#### أ. المرسبات اللاعضوية :-

و معظمها تكون أملحاً لحوامض ضعيفة مثل الكبريتيدات و الكاربونات و الكرومات والكبريتات و هيدروكسيدات الفلزات وهذا النوع من المرسبات في أغلبها غير متخصصة أي احتمالية التداخل Interference ومن أهم هذه المرسبات الأمونيا لترسيب الحديد والألمنيوم والكروميميوم وكبريتيد الهيدروجين لترسيب ايونات النحاس والزنك والزرنيخ والجرمانيوم والقصدير والمولبدينيوم والانتيمون والبزموث وكبريتيد الأمونيوم لترسيب ايونات الزئبق والكوبالت .

#### ب. المرسبات العضوية :-

يمكن استعمال بعض المركبات العضوية كمرسبات لبعض الايونات الفلزية وذلك أما بتكوين مركبات معقدة تعاضدية حلقيّة (مخلبية) ضئيلة الذوبان أو بتكوين أملاح ضعيفة الذوبان جداً ومن أمثلتها الكوينولين لترسيب الألمنيوم والمغنيسيوم وكذلك ثاني مثيل كلابوكسيم لترسيب النيكل في محیط قاعدي ومن المرسبات التي تنتج رواسب ضئيلة الذوبان شبيهة بالأملاح مركب رباعي فنيل البورون الصوديومي  $(\text{C}_6\text{H}_5)_4\text{B}^+ \text{Na}^-$  في وسط حامضي معدني بارد و هنالك البنزيدین الذي يرسّب الكبريتات في وسط حامضي خفيف و هنالك الحوامض الارسونية المعوضة لترسيب الثوريوم والزركونيوم التيتانيوم والقصدير .

### ميكانيكية تكوين الراسب

إن تأثير فوق الإشباع  $S/Q$  ، حيث  $Q$  هو تركيز المذاب الآتي ،  $S$  هي الإذابة عند حالة الاتزان (خلال تكوين الراسب) على حجم الدقيقة يمكن أن يبرز بافتراض طريقتين للترسيب :

#### أ. تكوين النوية : Nucleation

هي عملية الاتحاد الأدنى للايونات أو الجزيئات (أربعة أو خمسة) لتكون طور ثانٍ ثابت ويمكن أن يظهر ترسيباً إضافياً أو بواسطة تكوين نوية إضافية أي تكون عملية تكوين النويات أسرع من عملية نمو البلورات . وهنا سيحتوي الراسب على عدد كبير من النويات الصغيرة الحجم (دقائق صغيرة الحجم) أي راسب غروي أو عالق .

$$\text{Rate of Nucleation} = K_1 \left( \frac{Q - S}{S} \right)^n$$

غالباً ما تكون  $n = 4$  .

**ب. نمو الدقيقة Particle Growth** :- وهذا ترسب المادة الصلبة على النوية الأصلية (الأولية) بشكل أسرع من تكوين النوية وهذا سيكون الراسب عبارة عن دقائق كبيرة الحجم (بلورات كبيرة الحجم) أي راسب بلوري Crystalline Precipitation .

$$\text{Rate of Growth} = K_2 \left( \frac{Q - S}{S} \right)$$

### خطوات عملية الترسيب

#### 1. تحضير وتهيئة النماذج :-

وتتضمن وزن العامل المرسب وتحضير محلول منه بإذابة المادة المراد ترسيبها وتحضير المحلول المنظم ومحاليل الغسل والحوامض والقواعد .

#### 2. الترسيب :-

وهنا يجب إضافة محلول مخفف للعامل المرسب ببطء إلى محلول ساخن من المادة المراد ترسيبها مع التحريك المستمر .

#### 3. الهضم والتعمير :-

وتتضمن العملية إعادة إذابة الراسب من جديد من خلال تسخين الراسب حتى الذوبان وتركه ليبرد من جديد وببطء وتعد العملية أكثر من مرة للتخلص من تلوث الراسب بالاحتباس .

#### 4. الترشيح :-

حيث يستعمل ورق ترشيح بأقطار ومسامات مختلفة حسب حجم دقائق الراسب وحسب الخطوة التالية هل هي حرق فيستخدم ورق عديم الرماد Ash Less وإذا كان تجفيف فيستخدم ورق ترشيح عادي ويمكن استعمال الترشيح في قمع بخار لزيادة سرعة عملية الفصل أو الترشيح .

**5. غسل الراسب :-** يغسل الراسب في محاليل كيميائية الكتروليتية غالباً لتخلص الراسب من الملوثات التي معه .

#### 6. التجفيف Dry أو الحرق Ignition :-

التجفيف بدرجة  $115 - 120^{\circ}\text{C}$  لتخليص الرواسب من الرطوبة (الماء) في اوفن Oven أو الحرق إلى درجات حرارة تصل إلى  $1600^{\circ}\text{C}$  في Furnace أي تحويلها إلى صيغة كيميائية أو مركب آخر .

7. الحسابات الكيميائية :- هنا يجبربط المادة الكيميائية المراد تقديرها بالراسب الأخير من خلال علاقة رياضية حسابية تسمى بالعامل الوزني .

$$\text{Gravimetric Factor} = \frac{a \times g \text{ fw of The Substance Sought}}{b \times g \text{ fw of The Substance Weighed}}$$

$$A \% = \frac{\text{wt ppt} \times \left( \frac{a \times g \text{ fw A}}{b \times g \text{ fw ppt}} \right)}{\text{Wt Sample}} * 100$$

مثال// يتحول  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  إلى  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ما هو العامل الوزني ؟



$$\text{Gravimetric Factor} = \frac{3 \times g \text{ fw Fe}_2\text{O}_3}{2 \times g \text{ fw Fe}_3\text{O}_4} = 1.035$$

-: Post Precipitation الترسيب اللاحق  
ويقصد به ترسيب ايوناً أو جذراً أو مركباً آخر موجود ضمن النموذج بعد ترسب الراسب الأصلي المراد ترسيبه وهنا ينصح بإجراء عملية الترشيح بأسرع وقت .

-: Homogeneous Precipitation الترسيب من محلول متجانس  
وهنا يتم تحرير العامل المرسب آنياً في المحلول (دون إضافته إلى المادة أو المحلول المراد ترسيبه) حيث يقلل هنا تأثير التلوث بالاحتباس أو القفص وكذلك التلوث وكذلك لضمان الحصول على راسب بلوري ذو بلورات كبيرة الحجم ومثال ذلك تحرر  $\text{S}^{2-}$  من تسخين محلول الثايواسيتاميد في وسط حامضي لترسيب ايونات الطانفة الثانية الموجبة وكذلك تسخن اليوريا لتحرير ايون  $\text{OH}^-$  لترسيب  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Al}^{+3}$  .

-: Co Precipitation الترسيب المشارك  
ويمثل تلك العمليات التي يتم فيها ترسيب مكونات محلول أثناء عملية الترسيب والتي تكون ذاتية في الحالة الأعتيادية بسبب تقارب ثابت حاصل الإذابة للمركب المراد ترسيبه وآخر في المحلول لذلك هنا يجب إضافة عامل حجب أو مسک للمادة الثانية ومنعها من الترسب مع المادة الأصلية .

-: Inclusion Occlusion الأكتناء (الاحتواء) الأحتباس والتضمين  
هو عملية إحاطة الراسب للملوثات وترسيبها حولها أي تحجزها أو تحبسها أو تحتويها لذلك يفضل إضافة العامل المرسب ببطء مع التحريك المستمر إلى محلول ساخن وإجراء عملية الهضم والتعمير أو إجراء الترسيب من محلول متجانس .

## Ionic Charges Chart

### Cations

<b>1+</b>	<b>2+</b>	<b>3+</b>	
ammonium $\text{NH}_4^+$	barium $\text{Ba}^{2+}$	aluminum $\text{Al}^{3+}$	
cesium $\text{Cs}^+$	beryllium $\text{Be}^{2+}$	chromium(III) $\text{Cr}^{3+}$	
gold(I) $\text{Au}^+$	cadmium $\text{Cd}^{2+}$	cobalt(III) $\text{Co}^{3+}$	
hydrogen $\text{H}^+$	calcium $\text{Ca}^{2+}$	gold(III) $\text{Au}^{3+}$	
lead(I) $\text{Pb}^+$	cobalt(II) $\text{Co}^{2+}$	iron(III) $\text{Fe}^{3+}$	
lithium $\text{Li}^+$	copper(II) $\text{Cu}^{2+}$	manganese(III) $\text{Mn}^{3+}$	
potassium $\text{K}^+$	iron(II) $\text{Fe}^{2+}$		
silver $\text{Ag}^+$	lead(II) $\text{Pb}^{2+}$		
sodium $\text{Na}^+$	magnesium $\text{Mg}^{2+}$		
copper(I) $\text{Cu}^+$	manganese(II) $\text{Mn}^{2+}$		
	mercury(I) $\text{Hg}_2^{2+}$	tin(IV) $\text{Sn}^{4+}$	
	mercury(II) $\text{Hg}^{2+}$	nickel(IV) $\text{Ni}^{4+}$	
	nickel(II) $\text{Ni}^{2+}$	lead(IV) $\text{Pb}^{4+}$	
	strontium $\text{Sr}^{2+}$		
	zinc $\text{Zn}^{2+}$		
	tin(II) $\text{Sn}^{2+}$		

Roman numeral notation indicates charge of ion when element commonly forms more than one ion.  
For example, iron(II) has a 2+ charge; iron(III) a 3+ charge.

### Anions

<b>1-</b>	<b>2-</b>	<b>3-</b>
acetate $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	cyanide $\text{CN}^-$	carbonate $\text{CO}_3^{2-}$
amide $\text{NH}_2^-$	cyanate $\text{OCN}^-$	chromate $\text{CrO}_4^{2-}$
hydrogen carbonate (bicarbonate) $\text{HCO}_3^-$	fluoride $\text{F}^-$	dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
hydrogen sulfate (bisulfate) $\text{HSO}_4^-$	hydride $\text{H}^-$	oxide $\text{O}^{2-}$
bisulfide $\text{HS}^-$	hydroxide $\text{OH}^-$	oxalate $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
bisulfite $\text{HSO}_3^-$	hypochlorite $\text{ClO}^-$	silicate $\text{SiO}_3^{2-}$
bromate $\text{BrO}_3^-$	iodate $\text{IO}_3^-$	sulfate $\text{SO}_4^{2-}$
bromide $\text{Br}^-$	iodide $\text{I}^-$	sulfide $\text{S}^{2-}$
chlorate $\text{ClO}_3^-$	nitrate $\text{NO}_3^-$	sulfite $\text{SO}_3^{2-}$
bromide $\text{Br}^-$	nitrite $\text{NO}_2^-$	tartrate $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$
chlorate $\text{ClO}_3^-$	perchlorate $\text{ClO}_4^-$	tetraborate $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$
chlorite $\text{ClO}_4^-$	permanganate $\text{MnO}_4^-$	thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
chloride $\text{Cl}^-$	thiocyanate $\text{SCN}^-$	