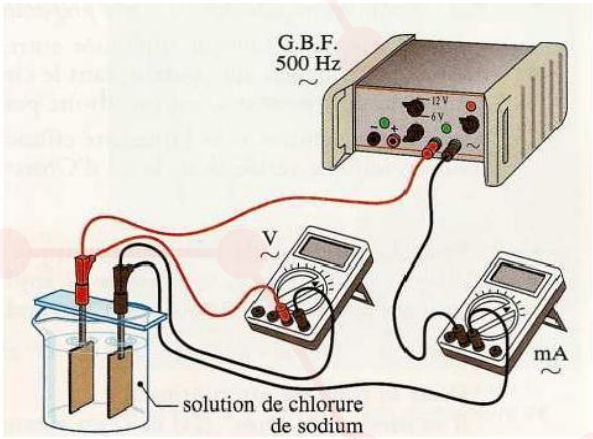
① أهم القوانين والعلاقات:

1-كمية المادة:	❶ علاقتها بعدد أفوقادرو: $n=\frac{N}{N_A}$	N : عدد الأفراد الكيميائية N_A : عدد أفوقادرو $N_A=6,02\times10^{23}$
	❷ في كل الحالات: $n=\frac{m}{M}$	m : كتلة العينة بـ (g) M : الكتلة المولية (g/mol)
	❸ في حالة محلول: $n=C.V$	C: التركيز المولي (mol/L) V: حجم المحلول (L)
	❹ في حالة غاز: $n=\frac{V_g}{V_M}$	V_g : حجم الغاز (L) V_M: الحجم المولي (L/mol)
	❺ في حالة غاز مثالي: يعطى قانون الغاز المثالي بالعلاقة: $P.V=n.R.T$ ومنه نجد: $n=\frac{P.V}{R.T}$	T: درجة الحرارة المطلقة بالكالفن حيث $T(K)=\theta(C^\circ)+273$ V: حجم الغاز المثالي ب (m^3) P : ضغط الغاز المثالي ب (pa) R : ثابت الغاز المثالي $R=8,31j/K.mol$
2-علاقات مهمة:	❶ التركيز الكتلي: $C_m=\frac{m}{V}=C.M$ وحدته: (g/L)	m : كتلة المادة المنحلة أو المذاب (g) V : حجم المحلول (L)
	❷ الكتلة الحجمية: $\rho=\frac{m}{V}$ وحدتها: (kg/m^3)	m : كتلة المحلول (g) V : حجم المحلول (L)
	❸ الكثافة : $d=\frac{\rho}{\rho_{eau}}$; $d=\frac{\rho}{\rho_{air}}$ أو: $d=\frac{M}{29}$	ρ : الكتلة الحجمية للمذاب بـ (g/L) ρ_{eau} : الكتلة الحجمية للماء حيث: $(\rho_{eau}=1kg/L)$
	❹ درجة النقاوة: $P(\%)=\frac{m_1}{m_2}\times100$	m_2 : كتلة المحلول التجاري بـ (g) m_1 : كتلة المذاب النقي بـ (g)
	❺ تمديد محلول مائي: $C.V=C'.V'$ معامل التمديد: $F=\frac{C}{C'}=\frac{V'}{V}$	C: التركيز المولي (mol/L) V: حجم المحلول (L)
	❻ التركيز المولي لمحلول تجاري: $C=\frac{10Pd}{M}$	d : الكثافة. P : درجة النقاوة.

3-الناقلية:	❶ناقلية محلول شاردي: $G=\frac{1}{R}=\frac{I}{U}$	R : المقاومة الكهربائية بالأوم. U: التوتر الكهربائي بالفولط. I : شدة التيار الكهربائي بالأمبير.
	❷الناقلية النوعية σ لمحلول شاردي: $G=\sigma.\frac{S}{L}=\sigma.K$	K : ثابت خلية قياس الناقلية (m) حيث: $k=\frac{S}{L}$ σ : الناقلية النوعية s/m
	❸قانون كولوروش: $\sigma=\sum\lambda_i.[x_i]$	λ : الناقلية النوعية الشاردية $(s.m^2/mol)$ $[X_i]$ تركيز الشاردة بـ (mol/m^3)

الطرق التجريبية لقياس الناقلية:

طريقة غير مباشرة لقياس الناقلية (خلية قياس الناقلية)	طريقة مباشرة لقياس الناقلية (جهاز قياس الناقلية)
	

②جدول التقدم:

التحول الكيميائي:

هو انتقال الجملة الكيميائية من حالة ابتدائية إلى حالة نهائية على المستوى العياني.

التفاعل الكيميائي:

هو النموذج الذي نضعه لوصف التحول الكيميائي على المستوى المجهري والذي نعبر عنه بمعادلة تفاعل كيميائي.

تقدم التفاعل:

هو مقدار يعبر عن عدد مرات حدوث التفاعل الكيميائي، يرمز له بالرمز x ووحدته المول (mol)

جدول تقدم التفاعل:

هو تمثيل رمزي لمراحل تطور الجملة الكيميائية (كمية مادة المتفاعلات والنواتج) من الحالة الابتدائية إلى الحالة النهائية.

كل خانة في الجدول تمثل كمية مادة النوع الكيميائي المشار له في معادلة التفاعل.

فيما يلي نموذج لجدول تقدم التفاعل عام وشامل، يمكن تكييفه وفق الوضعية المعالجة:

معادلة التفاعل	αA	$+$	βB	$\rightarrow$	سلطان γC
الحالة الابتدائية (mol)	سلطان $n_0(A)$		سلطان $n_0(B)$		سلطان 0
الحالة الانتقالية (mol)	سلطان $n_0(A)-\alpha x$		سلطان $n_0(B)-\beta x$		سلطان γx
الحالة النهائية (mol)	سلطان $n_0(A)-\alpha x_f$		سلطان $n_0(B)-\beta x_f$		سلطان γx_f

المتفاعل المحد: هو المتفاعل يتوقف التفاعل عندما تستهلك كمية مادته كليا رغم وجود متفاعلات أخرى.

التقدم النهائي: هو قيمة التقدم لما تتوقف الجملة الكيميائية عن التطور، يرمز له بـ x_f.

التقدم الأعظمي: هو قيمة التقدم الموافق للاستهلاك الكلي لأحد المتفاعلات على الأقل رمزه: x_{max}.

الفرق بين التقدم النهائي والتقدم الأعظمي:

التقدم النهائي للتفاعل هو قيمة تجريبية تستنتج من قياس تجريبي فقط أما التقدم الأعظمي فما هو إلا قيمة نظرية يمكن حسابها.

في جميع الحالات ويوافق انتهاء كمية مادة أحد المتفاعلات أو كلها.

في جدول التقدم نضع الترميز x_f دوما لأنه المقدار الواقعي مهما كان نوع التحول.

③ تفاعلات الأكسدة إرجاع:

المؤكسد:

هو كل فرد كيميائي بإمكانه أن يكتسب إلكترونا أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي.

المرجع:

هو كل فرد كيميائي بإمكانه أن يفقد إلكترونا أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي.

تفاعل الأكسدة:

هو تفاعل كيميائي يتم فيه فقدان إلكترون أو أكثر $(red \rightarrow ox + né)$.

تفاعل الارجاع:

هو تفاعل كيميائي يتم فيه اكتساب إلكترون أو أكثر $(red + né \rightarrow ox)$.

طريقة موازنة معادلات التفاعل أكسدة وإرجاع

1. نوازن جميع العناصر ما عدا الأكسجين O والهيدروجين H.
2. نوازن عنصر الأكسجين O بإضافة جزيئات الماء H_2O.
3. نوازن عنصر الهيدروجين H بإضافة البروتونات H^+.
4. نوازن الشحنات بإضافة الإلكترونات e^-.
5. نقوم بجمع المعادلتين النصفيتين بحذف الالكترونات حسابيا.

④ المعايرة:

مفهوم المعايرة:

هي عملية كيميائية تهدف الى إيجاد كمية مادة لنوع كيميائي في محلول مائي يسمى المحلول المعاير الذي يحدث له تفاعل كلي وأني مع نوع كيميائي في محلول أخر تركيزه معلوم نسميه المحلول المعاير.

نقطة التكافؤ:

هي النقطة التي تنتهي عندها كمية مادة المتفاعلين (يكون عندها المزيج بنسب الأعداد الستوكيومترية).

في حالة معادلة التفاعل التالية: $\alpha A + \beta B = \delta C + \lambda D$

علاقة الستوكيومترية:

عند التكافؤ E تكون فيها كمية مادة المتفاعلات بنسب الأعداد الستوكيومترية: $\frac{c_A V_A}{\alpha} = \frac{c_B V_{BE}}{\beta}$

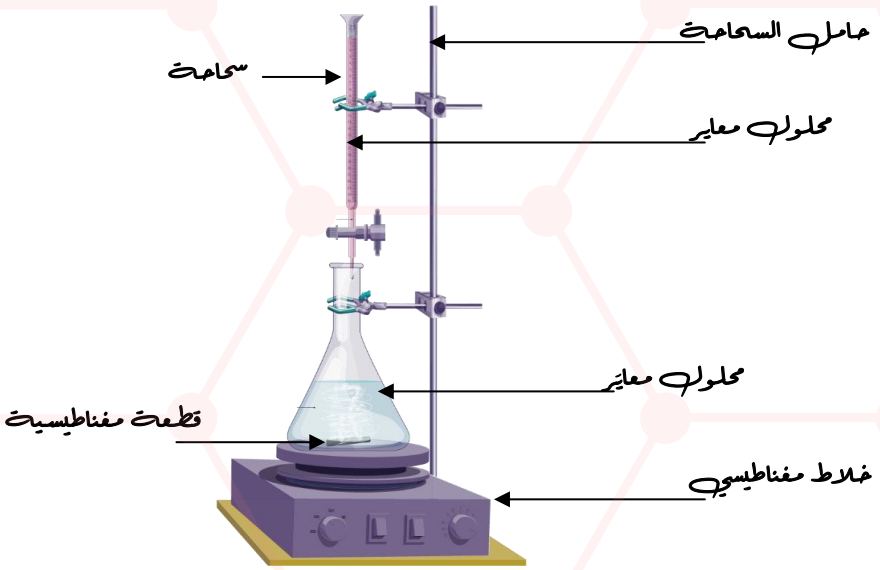
البروتوكول التجريبي للمعايرة:

❶ نملأ السحاحة بالمحلول المعايِر، ثم نضبط سطح المحلول داخل السحاحة على تدريجة الصفر.

❷ نضع حجما من المحلول المعايَر في كأس بيشر، ثم نضيف بعض قطرات من كاشف ملون.

❸ نشغل المخلاط المغناطيسي ونبدأ في إضافة المحلول المعايِر الموجود في السحاحة إلى المحلول المعايَر الموجود البيشر قطرة فقطرة حتى يتغير لون المزيج (نقطة التكافؤ) ثم نقرأ حجم المحلول المضاف من السحاحة عندئذ والذي يسمى حجم التكافؤ.

❹ اعتمادا على حجم التكافؤ نحسب كمية مادة أو تركيز النوع الكيميائي المعايَر.



⑤ تحويلات مهمة:

الكتلة	الحجم	التركيز المولي
$g \underset{10^{3}}{\overset{10^{-3}}{\rightleftarrows}} kg$	$ml \underset{10^{3}}{\overset{10^{-3}}{\rightleftarrows}} l$	$mol/l \underset{10^{-3}}{\overset{10^{3}}{\rightleftarrows}} mmol/l$
$mg \underset{10^{3}}{\overset{10^{-3}}{\rightleftarrows}} g$	$l \underset{10^{3}}{\overset{10^{-3}}{\rightleftarrows}} m^3$	
$ms \underset{10^{3}}{\overset{10^{-3}}{\rightleftarrows}} s$	$1ml = 1cm^3$	$mol/l \underset{10^{-3}}{\overset{10^{3}}{\rightleftarrows}} mol/m^3$
$\mu g \underset{10^{6}}{\overset{10^{-6}}{\rightleftarrows}} g$	$ml \underset{10^{6}}{\overset{10^{-6}}{\rightleftarrows}} m^3$	

⑥ أهم البروتوكولات التجريبية:

تحضير محلول انطلاقا من مادة صلبة نقية

❶ نقوم بحساب الكتلة m الواجب أخذها بالعلاقة: $m = c.V.M$

❷ بواسطة ميزان إلكتروني نقوم بوزن الكتلة m.

❸ نفرغ محتوى زجاجة ساعة بواسطة قمع في حوجلة عيارية حجمها مثلا V بها قليل من الماء المقطر.

❹ نضيف الماء المقطر في الحوجلة إلى خط العيار.

❺ نسد الحوجلة بسدادة ثم نرج جيدا قصد الحصول على محلول متجانس.

تمديد المحلول

❶ نقوم بحساب الحجم V_0 الواجب أخذه بالعلاقة: $V_0 = \frac{c.V}{c_0}$

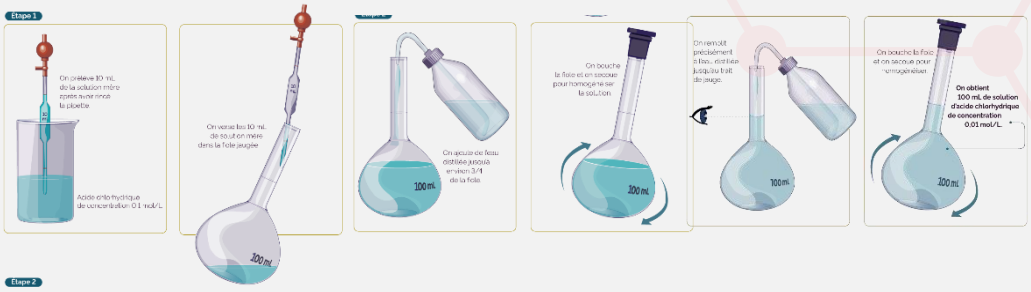
❷ بواسطة ماصة عيارية مزودة بإجاصة مص نأخذ حجما V_0 من المحلول الأم S_0 تركيزه c_0.

❸ نسكب الحجم V_0 في حوجلة عيارية سعتها V بها قليل من الماء المقطر.

❹ نضيف الماء المقطر في الحوجلة إلى غاية خط العيار.

❺ نسد الحوجلة بسدادة ثم نرج جيدا قصد الحصول على محلول متجانس.

تحضير محلول انطلاقا من محلول تجاري مركز



❶ بواسطة ماصة عيارية نأخذ حجما V_0 من المحلول التجاري تركيزه c_0.

❷ نسكب الحجم V_0 في حوجلة عيارية سعتها V بها قليل من الماء المقطر.

❸ نضيف الماء المقطر في الحوجلة إلى غاية خط العيار.

❹ نسد الحوجلة بسدادة ثم نرج قصد الحصول على محلول متجانس.