1. أهم القوانين والعلاقات

1. كمية المادة n(mol)

هي عدد الأفراد الكيميائية المتماثلة (ذرات، جزيئات، شوارد) المكونة للمادة رمزها n ووحدتها المول mol.

علاقتها بعدد أفوجادرو

—

تعيينها في حالة مادة صلبة

—

تعيينها في حالة محلول

تعيينها في حالة غاز متواجد في الشروط النظامية

—

: عدد الذرات أو الجزيئات.
: عدد أفوجادرو
: كتلة العينة بـ: (g)
M: الكتلة المولية للعنصر بـ: g/mol
C : التركيز المولي بـ: mol/L
V: حجم العينة باللتر: L
: حجم الغاز بـ: L
: الحجم المولي بـ: L/mol

أمثلة تطبيقية

1. عين كمية المادة n في عينة من الحديد $^{56}_{26}F$ كتلتها $m = 5.6\ g$ علما أن: $(Fe) = 56\ g/mol$
2. عين كمية المادة الموجودة في $V = 0.5\ cm^3$ من الماء حيث الكتلة الحجمية للماء: ρ
الكتلة الحجمية هي النسبة بين كتلة الجسم وحجمه حيث: — ρ
3. محلول لحمض كلور الماء، حجمه $V = 200\ mL$ وتركيزه المولي $C = 5 \times 10^{-2}\ mol/L$، أحسب كمية مادته.

2. قانون الغازات المثالية

صيغته

P: ضغط الغاز بـ:
V: حجم الغاز بـ:
n: كمية مادة الغاز بـ:
R: ثابت الغازات المثالية
T: درجة الحرارة بـ: K

3. التركيز المولي

هو كمية المادة الموجودة في وحدة الحجم (1 لتر).

التركيز المولي

—

التركيز الكتلي

—

C أو $[X]$: التركيز المولي بـ: mol/L
n: كمية المادة المذابة بـ: mol
V: حجم المحلول بـ: L
: التركيز الكتلي بـ: g/L
: كتلة العينة بـ: (g)

الكتلي هو الكتلة الموجودة في وحدة الحجم (1 لتر).	**العلاقة بين التركيز المولي والتركيز الكتلي** $C_m = C.M$	M: الكتلة المولية للمركب الكيميائي بـ: g/mol
	تركيز محلول محضر من مركب تجاري $C = \frac{10.P.d}{M}$	P: درجة نقاوة المركب التجاري d: كثافة المركب التجاري M: الكتلة المولية للمركب التجاري بـ: g/mol
4. الكتلة الحجمية $\rho(g/cm^3)$ $\rho(g/mL)$	$\rho = \frac{m}{V}$	m: كتلة العينة بـ: (g) V: حجم العينة باللتر: mL
5. الكثافة	**كثافة الأجسام الصلبة** $d = \frac{\rho}{\rho_e}$	d: الكثافة ρ: الكتلة الحجمية للجسم الصلب أو السائل أو الغاز ρ_e: الكتلة الحجمية للماء بـ: g/mL ρ_a: الكتلة الحجمية للهواء M: الكتلة المولية للعنصر بـ: g/mol
	كثافة الغازات في الحالة العامة $d = \frac{\rho}{\rho_a}$	
	كثافة الغازات في الشرطين النظاميين $d = \frac{M}{29}$	
6. درجة النقاوة P	$P = \frac{m}{m'} \times 100$ $= \frac{C.V.M}{m'} \times 100$	m: كتلة المركب النقي بـ: (g) m': كتلة المركب التجاري (غير النقي) بـ: (g)
7. التمديد يمدد المحلول انطلاقا من المحلول الأم المركز وذلك بإضافة الماء المقطر إلى عينة منه، حيث أن كمية مادة المنحل تبقى ثابتة أثناء التمديد.	**كمية مادة المنحل ثابتة** (قبل التمديد = بعد التمديد) $C_0.V_0 = C_1.V_1$	$C_0.V_0$: تركيز وحجم المحلول قبل التمديد (كمية مادة المحلول الأم) $C_1.V_1$: تركيز وحجم المحلول بعد التمديد (كمية مادة المحلول البنت) F: معامل التمديد
	النسبة بين تركيز المحلول الأم وتركيز المحلول البنت تعطى بالعلاقة $F = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0}$	

البروتوكول التجريبي للتمديد

نحضر المحلول (S_1) ذو الحجم V_1 والتركيز C_1 انطلاقا من المحلول (S_0) ذو الحجم V_0 والتركيز C_0.

1. نحسب الحجم V_0 الواجب أخذه من المحلول (S_0) بواسطة علاقة التمديد.

2. نأخذ بواسطة ماصة عيارية حجم V_0 من المحلول (S_0).
3. نضع المحتوى في حوجلة عيارية بها القليل من الماء المقطر.
4. نرج المحلول جيدا (للحصول على محلول متجانس).
5. نكمل بالماء المقطر حتى نحصل على الحجم المطلوب (العياري).

نأخذ بواسطة ماصة عيارية حجم V0 من المحلول الأم.

نضع المحتوى في حوجلة عيارية بها القليل من الماء المقطر.

نكمل بالماء المقطر حتى نحصل على الحجم المطلوب (العياري).

تحضير محلول من مادة صلبة نقية

1. نحسب الكتلة الواجب استعمالها في تحضير المحلول باستعمال العلاقة: $m = M.n = M.C.V$
2. بواسطة ميزان إلكتروني نزن الكتلة المحسوبة في جفنة.
3. نفرغ محتوى الجفنة في حوجلة عيارية تحتوي حجما قليلا من الماء المقطر.
4. نرج المزيج جيدا داخل الحوجلة.
5. نكمل بالماء المقطر حتى حجم العيار.

الصورة التالية توضح الخطوات:

نزن الكتلة

نفرغها في حوجلة

نرج المحتوى

نكمل الحجم بالماء المقطر

2. جدول التقدم

في الشكل الموالي نموذج عام وشامل لجدول التقدم يتم تكييفه وفق الوضعية المعالجة:

معادلة التفاعل		$aA + bB = cC + dD$			
الحالة	التقدم	كمية المادة بالمول			
ابتدائية	0	$n_0(A)$	$n_0(B)$	0	0
انتقالية	x	$n_0(A) - ax$	$n_0(B) - bx$	cx	dx
نهائية	x_{max}	$n_0(A) - ax_{max}$	$n_0(B) - bx_{max}$	cx_{max}	dx_{max}

ملاحظات:

$n_0(A) - ax$ هي كمية المادة المتبقية من المتفاعل (A) في لحظة معينة.
$n_0(B) - bx$ هي كمية المادة المتبقية من المتفاعل (B) في لحظة معينة.
cx هي كمية المادة الناتجة من الناتج (C) في لحظة معينة.
dx هي كمية المادة الناتجة من الناتج (D) في لحظة معينة.
في السطر الأخير من جدول التقدم تصبح اللحظة المعينة هي اللحظة النهائية.

- **المتفاعل المحد**: هو المتفاعل الذي يحد التفاعل، أي يتوقف التفاعل عندما تستهلك كمية مادته كليا رغم وجود متفاعلات أخرى.
- **التقدم الأعظمي**: هو أقصى قيمة يمكن للتقدم x بلوغها في تحول كيميائي. يرمز له بـ x_{max}.

3. الناقلية

يكون محلول ما ناقلا للتيار الكهربائي إذا كانت به شوارد بتركيز معين وكانت تتحرك بحرية داخله.

1.3 الناقلية G $G(S)$	$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U} = \sigma . K$	R: المقاومة بـ: Ω I: شدة التيار الكهربائي بـ: A U: شدة التوتر بين لبوسي الخلية بـ: V σ: الناقلية النوعية بـ: S/m K: ثابت الخلية بـ: m
2.3 الناقلية النوعية $\sigma(S/m)$	$\sigma = \lambda_{X^+}[X^+] + \lambda_{X^-}[X^-]$	λ_{X^+}: الناقلية النوعية المولية الشاردية للشاردة X^+ بـ: $S.m^2/mol$ $[X^+]$: التركيز المولي للشاردة X^+ بـ: mol/m^3

4. تفاعلات أكسدة/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.
- **الأكسدة**: هو تفاعل كيميائي يتم فيه فقدان إلكترون أو أكثر.

- **الإرجاع**: هو تفاعل كيميائي يتم فيه اكتساب إلكترون أو أكثر.

- تفاعل الأكسدة والإرجاع هو تفاعل يحدث بين مرجع الثنائية (Ox_1/Red_1) ومؤكسد ثنائية أخرى (Ox_2/Red_2) ويتم انتقال الإلكترونات من المرجع إلى المؤكسد.

$$(Red_1 = Ox_1 + n_1e^-) \times n_2$$
$$(Ox_2 + n_2e^- = Red_2) \times n_1$$
$$n_2Red_1 + n_1Ox_2 = n_2Ox_1 + n_1Red_2$$

كيفية موازنة المعادلات

إن الأساس لموازنة المعادلات هو قانونا الانحفاظ (انحفاظ الشحنة وانحفاظ الكتلة).

- نوازن العنصر الأساسي باستعمال الأعداد الستوكيومترية.
- نوازن عنصر الأكسجين بإضافة جزيئات H_2O للطرف الذي فيه نقص في الأكسجين.
- نوازن عنصر الهيدروجين بإضافة شوارد H^+ أو H_3O^+.
- نوازن الشحنة الكهربائية بإضافة الإلكترونات حسب الحاجة.

5. المعايرة

- معايرة نوع كيميائي في محلول مائي يعني تعيين تركيزه المولي في هذا المحلول.
- في عملية المعايرة وعند التكافؤ، يتفاعل المعايَر والمعايِر كليا، لحساب C_2 تركيز المعايَر: $C_1.V_E = C_2.V_2$ وتسمى هذه النقطة بنقطة التكافؤ.

في المعايرة اللونية يمكن أن نستدل على نقطة التكافؤ بتغير لون المحلول.

- يتميز تفاعل المعايرة بالخصائص التالية: سريع، تام، وحيد.

نماذج لبعض التركيبات التجريبية