1-كمية المادة

كمية المادة هي عدد الأفراد الكيميائية (ذرات ، جزيئات ،شوارد) المتماثلة المكونة للمادة ، نرمز لها بـ n و وحدتها الـ mol

علاقة كمية المادة بـ

الكتلة m	بالتركيز المولي C	بالحجم الغاز V	بالكثافة d
$n = \frac{m}{M}$	$n = C.V$	$n = \frac{V}{V_M}$	$n = \frac{\rho_0 . d . V}{M} = \frac{\rho_{المذاب} . V}{M}$
m كتلة المذاب بـ(g) M الكتلة المولية الجزئية بـ(g/mol)	C التركيز المولي للمحلول بـ (mol/l) V حجم المحلول بـ(l)	V حجم الغاز بـ(l) V_M الحجم المولي ، في الشروط النظامية $V_M = 22.4l/mol$	ρ_0 الكتلة الحجمية للماء بـ(g/ml) $\rho_0 = 1g/ml$ $d = \frac{\rho_{مذاب}}{\rho_0}$ الكثافة (بدون وحدة) الكتلة الحجمية للمذاب: $\rho_{مذاب} = \frac{m}{V}$ V حجم المحلول بـ(l) M الكتلة المولية الجزئية للمركب بـ(g/mol)

2-التركيز المولي

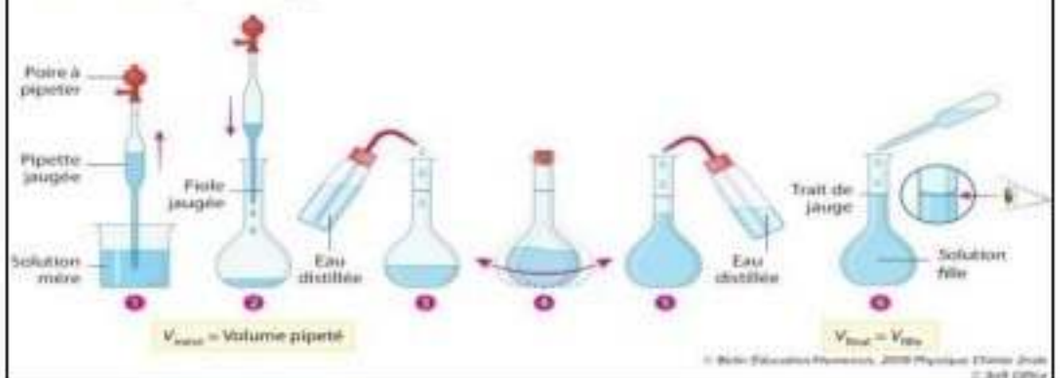
التركيز المولي للمحلول المائي هو كمية المادة المذابة في 1 لتر من الماء، يرمز للتركيز المولي للمحلول بـ C ووحدته mol/l.

(ملاحظة : يرمز للتركيز المولي للعنصر الكيميائي X في المحلول بالرمز $[X]$)

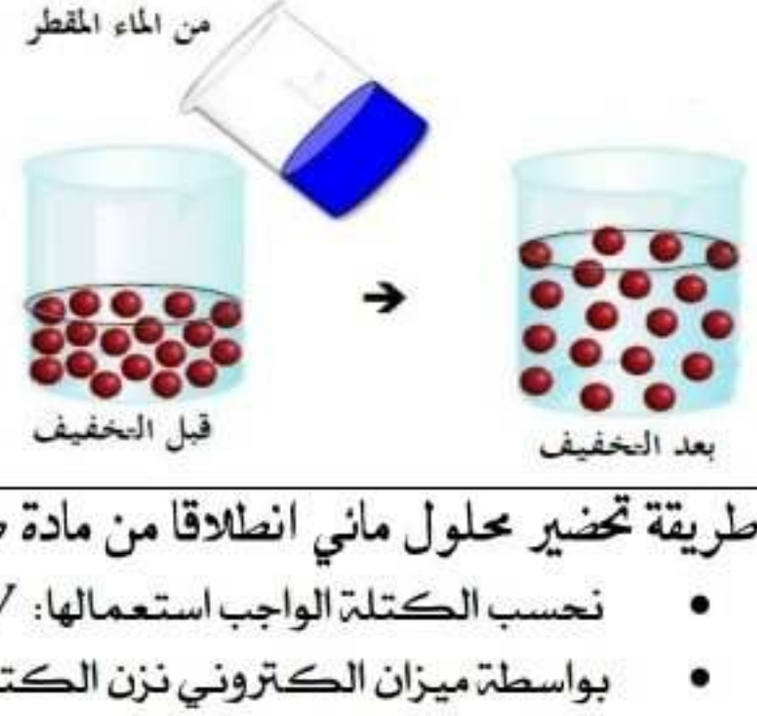
علاقة التركيز المولي بكمية المادة	علاقة التركيز المولي بالتركيز الكتلي	تركيز محلول تجاري (درجة النقاوة)
$C = \frac{n}{V}$ وبالكتلة في حالة إذابة جسم صلب في الماء بالعلاقة التالية: $n = \frac{m}{M} = C.V \rightarrow C = \frac{m}{M.V}$	عبارة التركيز الكتلي هي : $C_m = \frac{m}{V}(g/l)$ و منه : $C = \frac{n}{V} \rightarrow C = \frac{m}{V.M}$ أي : $C = \frac{C_m}{M}$	المحاليل التجارية التي تتميز بالكثافة d ونسبة المئوية الكتلية (درجة النقاوة) P من المذيب و تركيزها المولي C_0. $C_0 = \frac{10.P.d}{M}$ ملاحظة: نأخذ درجة النقاوة بـ القيمة المعطاة بدون قسمتها على 100

3-التمديد (التخفيف)

الهدف من التخفيف (التمديد)	علاقة التمديد	البروتوكول التجريبي للتمديد
هي عملية إضافة الماء المقطر إلى محلول مائي . الهدف منه : الحصول على محلول تركيزه أقل من تركيز المحلول الأصلي.	في التمديد: كمية المادة محفوظة أي : $n_0 = n_1$ علاقة التمديد : $C_0.V_0 = C_1.V_1$ معامل التمديد : $F = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0}$	نحضر المحلول (S_1) ذو التركيز C_1 والحجم V_1 انطلاقا من المحلول (S_0) تركيزه C_0. • نحسب حجم V_0 اللازم أخذه من المحلول (S_0): $C_0.V_0 = C_1.V_1 \rightarrow V_0 = \frac{C_1.V_1}{C_0}$ • نأخذ بواسطة ماصة عيارية حجم V_0 من المحلول (S_0). • نضع محتوى في حوجلة عيارية بها القليل من الماء المقطر. • نرج المحلول جيدا (الحصول على محلول متجانس). • نكمل بالماء المقطر حتى الحجم العياري $V_1 = V_0 + V_{eau}$.

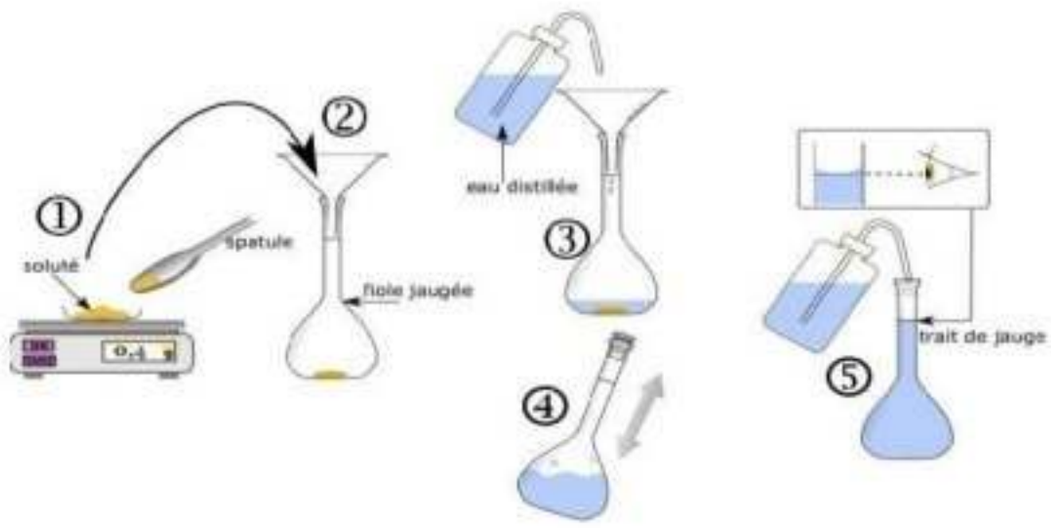


نضيف حجما V_e من الماء المقطر



طريقة تحضير محلول مائي انطلاقا من مادة صلبة نقية :

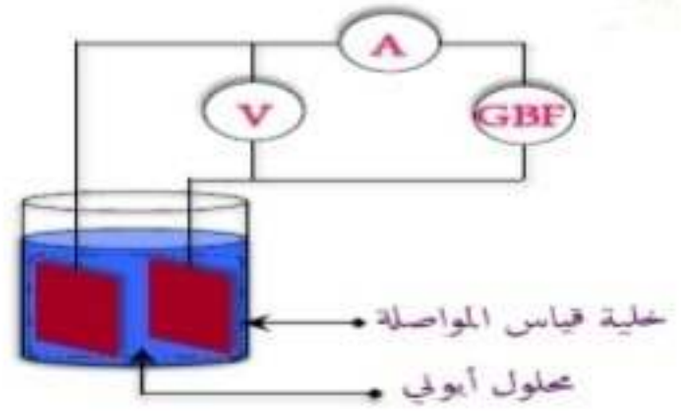
- نحسب الكتلة الواجب استعمالها: $m = M.C.V$
- بواسطة ميزان الكتروني نزن الكتلة m بواسطة جفنة .
- نفرغ محتوى الجفنة في حوجلة عيارية فيها حجم قليل من الماء المقطر سعتها V(معلوم عند في التمرين).
- نغلق الحوجلة بإحكام ونرج المزيج .
- نكمل الماء حتى حجم العيار.



www.dzexams.com

4-المحلول الشاردي(الناقلية)

عبارة الناقلية	علاقة بين الناقلية و الناقلية النوعية	علاقة بين الناقلية النوعية و الناقلية النوعية الشاردية
$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$	$G = \sigma . \frac{S}{L}$	$\sigma = \sum_i \lambda_{X_i} . [X_i]$
G: ناقلية المحلول بـ (s)	G: ناقلية المحلول بـ (s)	σ: الناقلية النوعية بـ (s/m)
R: المقاومة الكهربائية للمحلول بـ (Ω)	σ: الناقلية النوعية بـ (s/m)	λ_{X_i}: الناقلية النوعية المولية الشاردية بـ $(s.m^2/mol)$
I: التيار الكهربائي المار في الدارة بـ (A)	S: مساحة اللبوس بـ (m^2)	$[X_i]$: التركيز المولي للشاردة، بـ (mol/m^3)
U: التوتر الكهربائي بين طرفي للبوسين بـ (V)	L: المسافة بين اللبوسين بـ (m)	



تحويل

$1mol.m^{-3} = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

$\times 10^{3}$

$mol.L^{-1}$ ⟷ $mol.m^{-3}$

$\times 10^{-3}$

5-المعايرة اللونية

مبدأ المعايرة:

- ✓ معايرة نوع كيميائي ما (محلول مائي) هي تحديد تركيزه المولي (ومنه كمية مادته).
- ✓ المعايرة هي القيام بتفاعل كيميائي بين محلول المراد حساب تركيزه المجهول (المعاير) مع محلول اخر معلوم التركيز (المعاير).

نقطة التكافؤ :

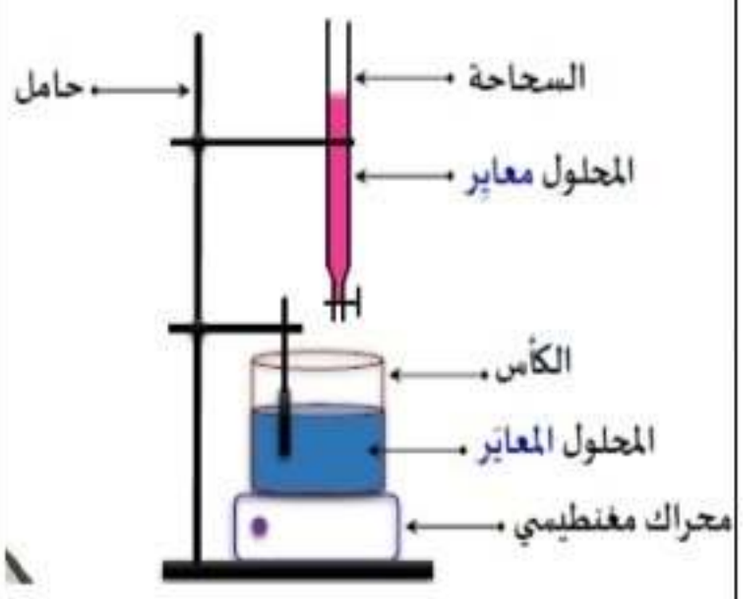
1-عند التكافؤ يكون كمية مادة المعاير و المعاير (الوسط التفاعلي) قد استهلكتا تماما .

2-يمكن الكشف تجريبيا عن نقطة التكافؤ بتغير لون الوسط التفاعلي (المعايرة اللونية).

علاقة التكافؤ :

$$\frac{\text{المتفاعل الثاني } n}{\text{معامله الستوكيومتري}} = \frac{\text{المتفاعل الأول } n}{\text{معامله الستوكيومتري}}$$

التركيب التجريبي:



6-الأكسدة و الإرجاع

المؤكسد Ox	هو كل فرد كيميائي له القدرة على كسب e^- أو أكثر خلال التحول الكيميائي. $Ox + ne^- = Red$
المرجع Red	هو كل فرد كيميائي له القدرة على فقد e^- أو أكثر خلال التحول الكيميائي . $Red = Ox + ne^-$
الأكسدة	هي عملية يتم خلالها فقد الإلكترونات.
الإرجاع	هي عملية يتم خلالها كسب الإلكترونات .
الأكسدةإرجاع	هي تحول كيميائي يتم خلاله إنتقال الإلكترونات من فرد كيميائي (مرجع) إلى أخر (مؤكسد). $Ox_1 + Red_2 = Ox_2 + Red_1$

طريقة موازنة معادلة نصفية للأكسدة أو الإرجاع:

1-موازنة كل الذرات ماعدا ذرات الأكسجين و ذرات الهيدروجين (في حال غياب ذرات أخرى ننتقل مباشرة للخطوة الثانية).

2-موازنة ذرات الأكسجين (O) بواسطة جزيء الماء (H_2O) (نضيف الماء للطرف الخالي من ذرات الأكسجين).

3-موازنة ذرات الهيدروجين (H) بواسطة شوارد الهيدروجين (H^+) أو شاردة (H_3O^+) (اذا كانت موجودة قبل الموازنة)

4-الموازنة الشحنية ،بحيث :

أ- نحسب الشحنة الإجمالية في كل طرف .

ب- نضيف الإلكترونات في الطرف الذي شحنته أكبر .

ت- عدد الإلكترونات المضاف هو الفرق الموجب (بالقيمة المطلقة) بين الشحنة في كل طرف.

❖ تعلم الموازنة امر ضروري جدا جدا جدا فحاول تطبيقها بكثرة

انتظروا دروس وتمارين في الوحدات القادمة على صفحتنا

الأستاذ بن غريب

دعم و تقوية عند الأستاذ بن غريب لهلج البليدة

- يطبع هذا الملخص و يوزع على التلاميذ
- العلاقات الملونة باللون الأزرق هي العبارات الأكثر أهمية وتداولا

www.dzexams.com