

1- كمية المادة

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

علاقة كمية المادة بـ

بالكتلة m	بالتركيز المولي C	بالحجم الغاز V	بالكثافة d
$n = \frac{m}{M}$ <p>m كتلة المذاب بـ (g) M الكتلة المولية الجزيئية بـ (g/mol)</p>	$n = C \cdot V$ <p>C التركيز المولي للمحلول بـ (mol/l) V حجم المحلول بـ (l)</p>	$n = \frac{V}{V_M}$ <p>V حجم الغاز بـ (l) V_M الحجم المولي، في الشروط النظامية $V_M = 22.4l/mol$</p>	$n = \frac{\rho_0 \cdot d \cdot V}{M} = \frac{\rho_{المذاب} \cdot V}{M}$ <p>ρ_0 الكثافة 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 الجزيئية للمركب بـ (g/mol)</p>

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 $[X]$)

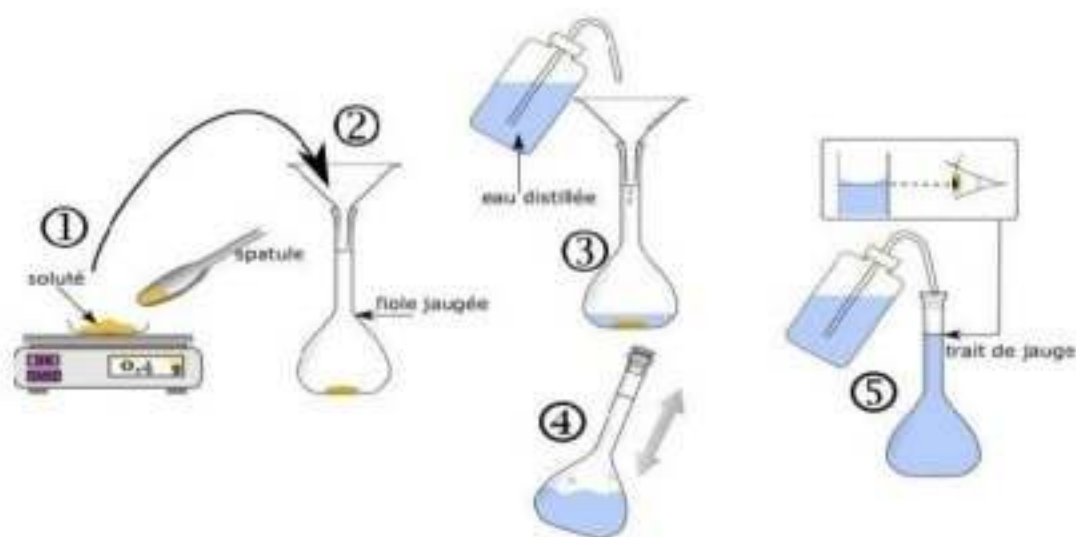
علاقة التركيز المولي بكمية المادة	علاقة التركيز المولي بالتركيز الكتلي	تركيز محلول تجاري (درجة النقاوة)
$C = \frac{n}{V}$ <p>وبالكتلة في حالة إذابة جسم صلب في الماء بالعلاقة التالية: $n = \frac{m}{M} = C \cdot V \rightarrow C = \frac{m}{M \cdot V}$</p>	<p>عبارة التركيز الكتلي هي:</p> $C_m = \frac{m}{V}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

3- التمديد (التخفيف)

الهدف من التخفيف (التمديد)	علاقة التمديد	البروتوكول التجريبي للتمديد
<p>هي عملية إضافة الماء المقطر إلى محلول مائي . الهدف منه : الحصول على محلول تركيزه أقل من تركيز المحلول الأصلي.</p> <p>نضيف حجما V_e من الماء المقطر</p>  <p>قبل التخفيف → بعد التخفيف</p>	<p>في التمديد: كمية المادة محفوظة أي: $n_0 = n_1$ علاقة التمديد:</p> $C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$ <p>معامل التمديد:</p> $F = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0}$ 	<p>نحضر المحلول (S_1) ذو التركيز C_1 والحجم V_1 انطلاقا من المحلول (S_0) تركيزه C_0.</p> <ul style="list-style-type: none"> نحسب حجم V_0 اللازم أخذه من المحلول (S_0): $C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1 \rightarrow V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0}$ 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 $V_1 = V_0 + V_{eau}$ 

طريقة تحضير محلول مائي انطلاقا من مادة صلبة نقية :

- نحسب الكتلة الواجب استعمالها: $m = M \cdot C \cdot V$
- 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 التمديد).
- نغلق الحوجلة بإحكام ونرج المزيج .
- نكمل الماء حتى حجم العيار.



4- المحلول الشاردي (الناقلية)

علاقة بين الناقلية النوعية و الناقلية النوعية الشارديّة	علاقة بين الناقلية و الناقلية النوعية	عبارة الناقلية
$\sigma = \sum_i \lambda_{X_i} \cdot [X_i]$ <p>σ: الناقلية النوعية بـ (s/m) λ_{X_i}: الناقلية النوعية المولية الشارديّة بـ (s.m²/mol) $[X_i]$: التركيز المولي للشاردة بـ (mol/m³)</p> <p>تحويل $1 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 10^3$</p>	$G = \sigma \cdot \frac{S}{L}$ <p>G: ناقلية المحلول بـ (s) σ: الناقلية النوعية بـ (s/m) S: مساحة اللبوس بـ (m²) L: المسافة بين اللبوسين بـ (m)</p>	$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$ <p>G: ناقلية المحلول بـ (s) R: المقاومة الكهربائية للمحلول بـ (Ω) I: التيار الكهربائي المار في الدارة بـ (A) U: التوتر الكهربائي بين طرفي اللبوسين بـ (V)</p>

5- المعايرة اللونية

التركيب التجريبي:	مبدأ المعايرة:
	<p>✓ 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 آخر معلوم التركيز (المعاير).</p> <p>نقطة التكافؤ:</p> <ol style="list-style-type: none"> عند التكافؤ يكون كمية مادة المعاير و المعاير (الوسط التفاعلي) قد استهلكتا تماما. يمكن الكشف تجريبيا عن نقطة التكافؤ بتغير لون الوسط التفاعلي (المعايرة اللونية). <p>علاقة التكافؤ:</p> $\frac{\text{المتفاعل الأول } n_1}{\text{معامله الستوكيومترى}} = \frac{\text{المتفاعل الثاني } n_2}{\text{معامله الستوكيومترى}}$

6- الأكسدة و الإرجاع

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

طريقة موازنة معادلة نصفية للأكسدة أو الإرجاع:

- موازنة كل الذرات ما عدا ذرات الأكسجين و ذرات الهيدروجين (في حال غياب ذرات أخرى ننتقل مباشرة للخطوة الثانية).
- موازنة ذرات الأكسجين (O) بواسطة جزيء الماء (H₂O) (نضيف الماء للطرف الخالي من ذرات الأكسجين).
- موازنة ذرات الهيدروجين (H) بواسطة شوارد الهيدروجين (H⁺) أو شاردة (H₃O⁺) (إذا كانت موجودة قبل الموازنة).
- الموازنة الشحنية، بحيث:

أ- نحسب الشحنة الإجمالية في كل طرف.
 ب- نضيف الإلكترونات في الطرف الذي شحنته أكبر.
 ج- نعد الإلكترونات المضاف هو الفرق الموجب (بالقيمة المطلقة) بين الشحنة في كل طرف.

❖ تعلم الموازنة امر ضروري جدا جدا فحاول تطبيقها بكثرة

الأستاذ بن غريب

انتظروا دروس و تمارين في الوحدات القادمة على صفحتنا

✚ يطبع هذا الملخص و يوزع على التلاميذ

✚ العلاقات الملونة باللون الأزرق هي العبارات الأكثر أهمية و تداولا

دعم و تقوية عند الأستاذ بن غريب البلدة