

الدورة الأولى السنة الثانية بكالوريا

1. الموجة الميكانيكية

1.1. مفهوم التشويه Notion d'une perturbation

في الحياة اليومية نشاهد عدة أمثلة لانتشار الموجات و نذكر منها :

انتشار موجة عند سطح الماء	انتشار موجة على طول حبل	انتشار موجة عند كبس لفات نابض
---------------------------	-------------------------	-------------------------------

سطح الماء، الحبل، النابض تشكل أوساط الانتشار، وهي أوساط مادية مرنة لازمة لانتشار الموجة الميكانيكية. يسمى الحيز الذي انطلق منه التشويه "منبع الموجة" وعادة ما يُنمذج هذا الحيز بنقطة يرمز لها بالحرف S . عندما تُسقط حجرة على سطح الماء وعند تماسها معه، فهي تُحدث تشوها يؤدي إلى تغيير موضعه وسرعته.

التشويه يوافق تغير للخصائص الميكانيكية (السرعة، الموضع، الطاقة ..) لنقط الوسط المادي.

1.2. الموجة الميكانيكية

تعريف : نسمي موجة ميكانيكية ظاهرة انتشار تشوه في وسط مادي مرن دون انتقال للمادة التي تُكون هذا الوسط.

1.3. الموجة المستعرضة - الموجة الطولية

أ - الموجة المستعرضة

الموجة المستعرضة موجة يكون فيها اتجاه تشويه الوسط عموديا على اتجاه الانتشار.

مثال : انتشار موجة طول حبل (موجة مستعرضة)

⊖ وعند مراقبة نقطة M من وسط الانتشار، نلاحظ أنها تتحرك أثناء مرور التشويه بها، ثم ترجع إلى موضعها البدئي. (x_M تبقى ثابتة بينما y_M تتغير)

⊖ اتجاه انتشار الموجة أفقي في حين اتجاه التشويه عموديا وهذا ينطبق مع كل نقاط الحبل.

ب - الموجة الطولية

الموجة الطولية موجة يكون فيها اتجاه تشوية الوسط على استقامة واحدة مع اتجاه الانتشار.

مثال : انتشار موجة طول نابض (موجة طولية)

⊖ عند مراقبة نقطة M من وسط الانتشار، يلاحظ أن عند مرور التشويه، اللفة M تتحرك موازية لمحور النابض من اليسار نحو اليمين، ثم ترجع إلى موضعها البدئي.

⊖ لفات النابض تتحرك أفقيا في اتجاه طولها. كما أن الموجة تنتشر أفقيا في اتجاه طول النابض أيضا.

1.3. انتقال للطاقة

خلاصة :

يُصاحب انتشار موجة ميكانيكية انتقال للطاقة دون انتقال للمادة، وهذه الطاقة تُمنح للوسط المادي المرن من منبع الموجة.

1.4. الموجة الميكانيكية المتوالية

تعريف :

نتج الموجة الميكانيكية المتوالية عند إعادة بث التشوية عدة مرات متتالية من المنبع S .

2. الخواص العامة للموجة

2.1. اتجاه انتشار موجة

تنتشر موجة، انطلاقاً من منبعها في جميع الاتجاهات المتاحة لها.

2.2. تراكب موجتين ميكانيكيتين

عند التقاء موجتين ميكانيكيتين، فإنهما تتراكبان. وبعد الالتقاء يستمر انتشار كل منهما دون تأثير ناتج عن تراكبهما، بحيث تحتفظ كل موجة بنفس المظهر ونفس السرعة.

3. سرعة انتشار موجة

نحدث موجة طول حبل، فيسجل الميقت المدة الزمنية Δt التي تستغرقها الموجة لقطع المسافة d بين الخليتين الكهروضوئيتين Cap_1 و Cap_2 . وبالتالي نحسب سرعة انتشار الموجة.

3.1. تعريف

تعرف سرعة انتشار موجة بالعلاقة :

$$V = \frac{d}{\Delta t} \quad (\text{وحدة } V \text{ في النظام العالمي للوحدات هي } m.s^{-1}).$$

حيث d هي المسافة التي تقطعها الموجة خلال المدة الزمنية Δt .

3.2. العوامل المؤثرة على سرعة الانتشار

أ- تأثير مرونة الوسط

في التركيب التجريبي أعلاه، نغير الكتلة المعلمة M ، ثم نقيس سرعة انتشار الموجة. نستنتج أن سرعة انتشار الموجة تزداد كلما ازداد توتر الحبل. فالسرعة ترتبط بمرونة الوسط.

ملحوظة :

نعطي العلاقة $V = \sqrt{\frac{T}{\mu}}$ ، سرعة انتشار موجة طولية طول حبل حيث T توتر الحبل و μ كتلته

الطولية.

الكتلة الطولية للحبل هي : $\mu = \frac{m}{L}$ حيث m كتلة الحبل و L طوله.

نعطي العلاقة $V = \sqrt{\frac{kL}{\mu}}$ ، سرعة انتشار موجة مستعرضة طول نابض حيث k هي صلابة النابض و

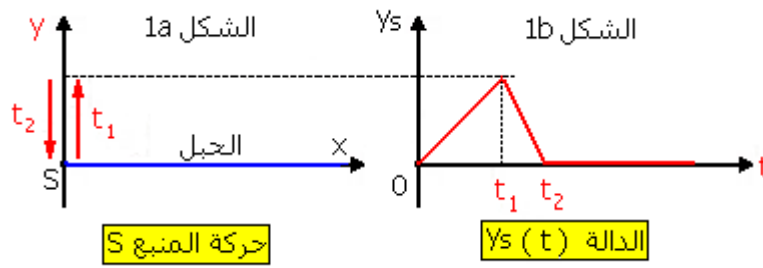
L طول النابض و μ كتلته الطولية.

4. مفهوم التأخر الزمني

4.1. حركة المنبع

لنعتبر انتشار تشوها على طول حبل أفقي. التشويه يبدأ عند اللحظة $t=0$. موضع المنبع S يصعد خلال الزمن t_1 وينزل إلى وضعه البدئي في مدة زمنية t_2 أسرع. (أنظر الشكل 1a).

حركة S مستقيمة رأسية منطبقة مع المحور y . نرمز بـ $y_s(t)$ الدالة الرياضية التي تمثل موضع المنبع S بدلالة الزمن (الشكل 1b).



2.4. حركة نقطة M من الوسط المادي

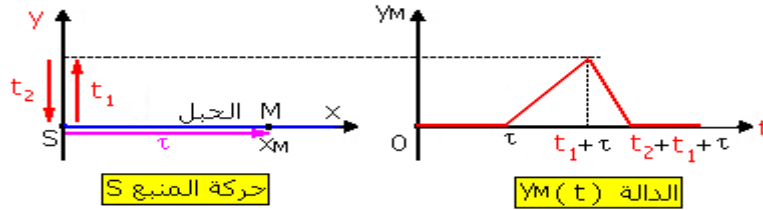
التشويه المحدث عند المنبع S ينتشر خطوة خطوة في كل الوسط المادي. كل نقطة M من الوسط تخضع لنفس التشويه لكن ليس في نفس اللحظة. إذا كانت النقطة M تبعد عن المنبع بالمسافة x_M ، فإن حركتها تبدأ بتأخر زمني τ بالنسبة لحركة المنبع S.

$$\Gamma = \frac{x_M}{V} \quad \text{حيث } V \text{ هي سرعة الموجة}$$

(مع x_M موجبة إذا كان المحور موجة في منحنى الانتشار)

المنحنى الذي يمثل حركة M بدلالة الزمن هو نفس المنحنى الذي يمثل المنبع منتقلا بـ τ .

$$y_M(t) = y_S(t - \tau)$$



ملحوظة: إذا كانت الموجة تنتشر في المنحنى المعاكس للمحور \vec{Ox} حركة M هي:

$$y_M(t) = y_S(t + \tau)$$

الجزء الأول : الموجات Les ondes

الوحدة 2 : الموجات الميكانيكية المتوالية الدورية Les ondes mécaniques progressives périodiques

1. الموجة الميكانيكية المتوالية الدورية

1.1. تعريف

تكون الموجة المتوالية دورية إذا كان التطور الزمني للتشوه الحاصل لكل نقطة من وسط الانتشار دوريا. إن الممييزة الأساسية للموجة المتوالية الدورية تكمن في إزدواجية دوريتها (الزمانية والمكانية).
 الدور T لذبذبات هو المدة الزمنية لإنجاز ذبذبة كاملة و وحدتها في USI هي الثانية (s).
 التردد f للذبذبات هو مقلوب الدور. رقما هو يساوي عدد الذبذبات الكاملة المنجزة في ثانية واحدة. و وحدته في USI هي الثانية (Hz).

$$f = \frac{1}{T}$$

2.1. إبراز الدورية الزمانية والمكانية

مثال : الموجة المتوالية الجيبية طول حبل

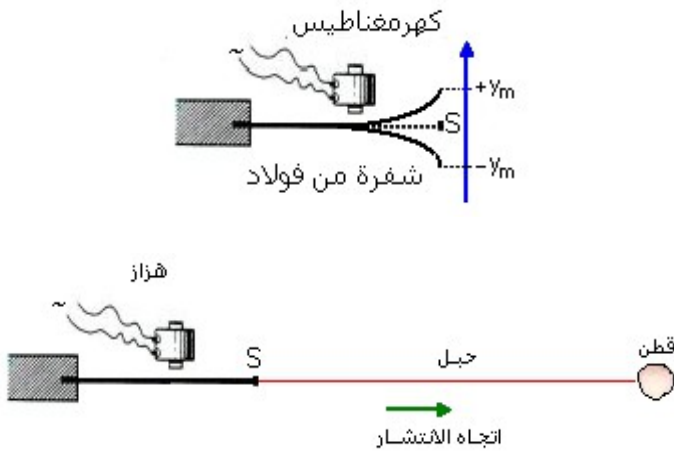
نأخذ حبلًا ونثبت أحد طرفيه بهزاز و الطرف الآخر بقطن لامتنصص الموجات. استطالة النقطة S تكتب

$$y_S(t) = y_m \cos\left(\frac{2\pi}{T}t\right)$$

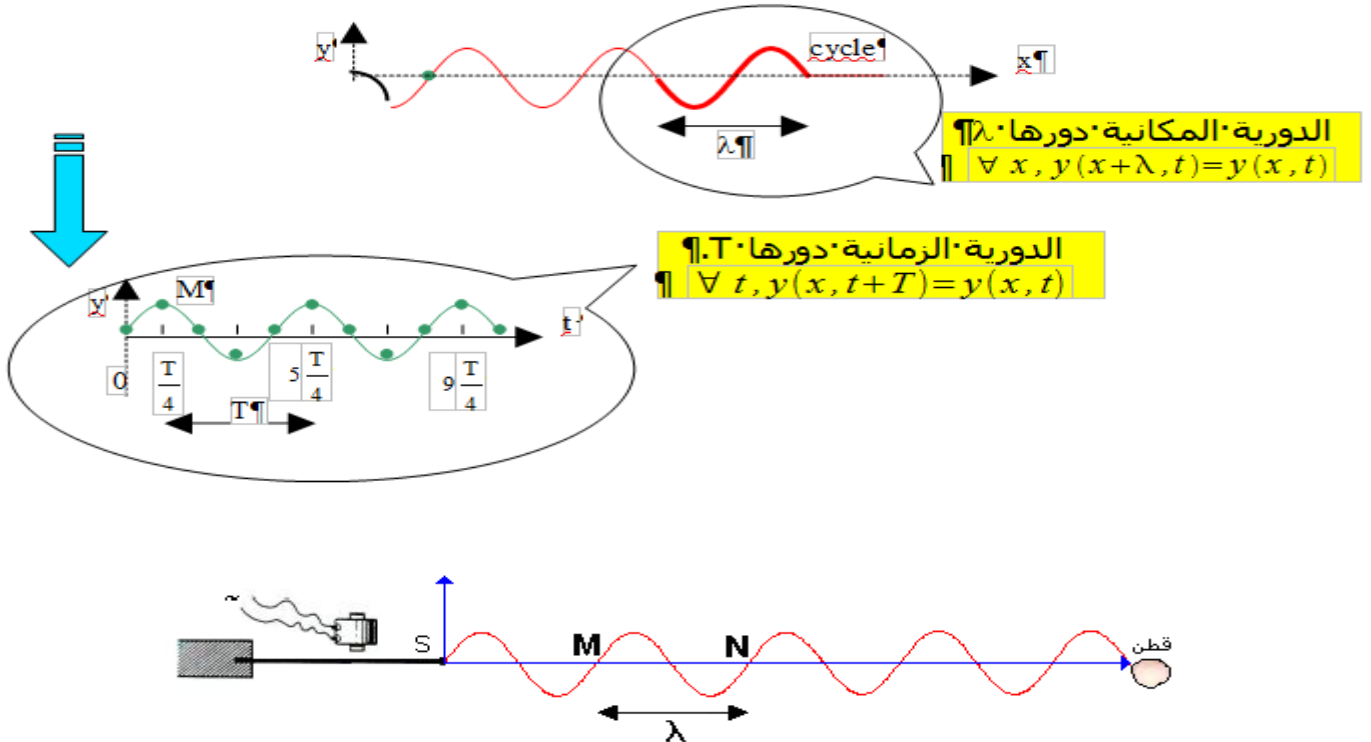
ولدينا :

$$y_S(t) = y_S(t + nT)$$

الدورية الزمانية



يمثل الشكل أسفله مظهر الحبل في لحظة معينة t (عند ضبط تردد الومض على القيمة تساوي تردد المنبع S).



لدينا :

النقطتان M و N من وسط الانتشار تخضعان لنفس التشويه لكن ليس في نفس اللحظة. إذا كانت النقطة M تبعد عن المنبع بالمسافة λ ، فإن حركة النقطة N تبدأ بتأخر زمني τ بالنسبة لحركة فنكتب :

$$\tau = \frac{MN}{V} = \frac{\lambda}{V} \Rightarrow \lambda = V \cdot T$$

تعريف طول الموجة :

نسمي طول الموجة تسمى كذلك الدورية المكانية المسافة الفاصلة بين نقطتين متتاليتين لهما نفس الحركة في نفس الوقت.

ونعرف كذلك طول لموجة بالمسافة التي تقطعها الموجة أثناء انتقالها في مدة منية تساوي دور اهتزاز المنبع.

مقارنة حركة نقطتين من حبل :

⇨ إذا كانت المسافة التي تفصل نقطتين M و N من الحبل تساوي عددا صحيحا لطول الموجة λ

$$SM - SN = k \times \lambda (k \in \mathbb{N}^*)$$

فإن النقطتين تهتزتان على توافق في الطور.

⇨ إذا كانت المسافة التي تفصل نقطتين N و P من الحبل تساوي عددا فرديا لنصف طول الموجة λ

$$SP - SN = (2k + 1) \times \frac{\lambda}{2} (k \in \mathbb{N}^*)$$

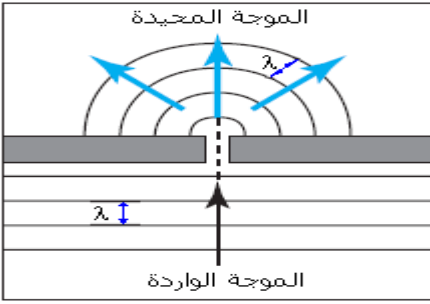
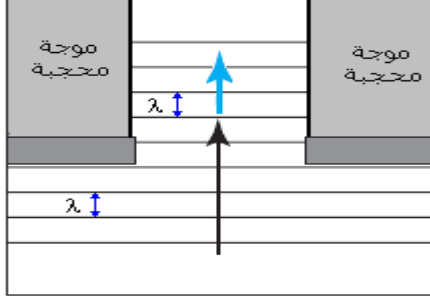
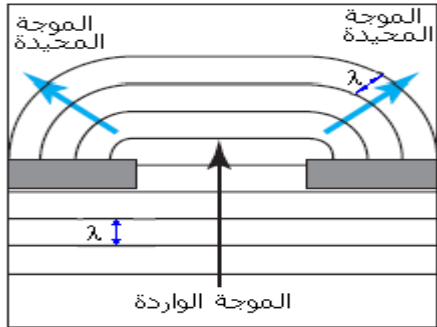
2. ظاهرة الحيود

1. 2. الإبراز التجريبي لظاهرة الحيود

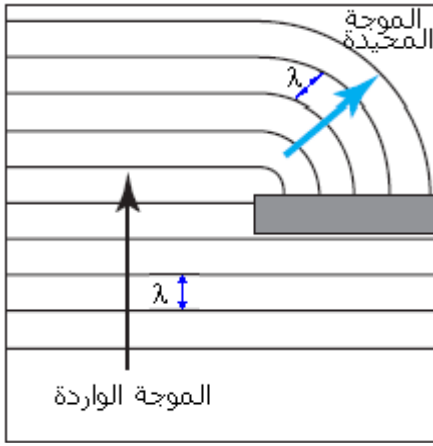
عند التقاء موجة متوالية جيئية بحاجز به فتحة عرضها a ، أو بحاجز عرضه a ، يمكن أن يحدث تغيير في بنية الموجة إذا حقق العرض a بعض الشروط، وتسمى هذه الظاهرة ظاهرة الحيود. تجريبيا، لإبراز ظاهرة الحيود ومعرفة خصائص الموجة المحيدة نستعمل حوض الموجات.

أ - حيود موجة مستقيمة على سطح الماء بواسطة فتحة صغيرة

في حوض الموجات، نضيف على استقامة واحدة صفيحة أخرى على شكل مستطيل مكسوة هي الأخرى بمادة ماصة للموجات الواردة. نقرب الصفيحتين بحيث نحتفظ بفتحة بينهما.

$a \approx \lambda$ أو $a \leq \lambda$	$a \gg \lambda$	$a \gg \lambda$
		
في هذه الحالة نلاحظ تولد موجة دائرية عن الموجة المستقيمة الواردة على مستوى الفتحة، حيث تبدو وكأنها انبعثت من منبع وهمي يوجد في الفتحة وتسمى هذه الموجة الموجة المحيدة.	في هذه الحالة تحد الفتحة انتشار الموجة المستقيمة في الوسط الثاني نقول أن الموجة محجبة onde diaphragmée بواسطة الفتحة	

ب - حيود موجة مستقيمة على سطح الماء بواسطة حاجز



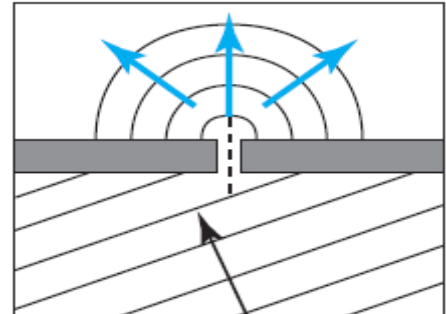
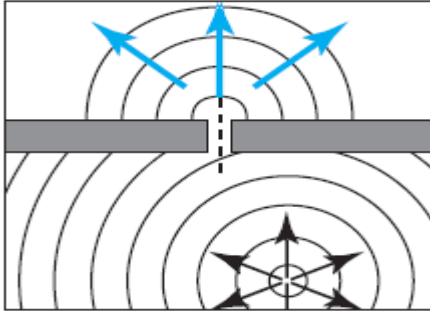
نضع رأسياً في حوض الموجات، وعلى استقامة وحدة صفيحة على شكل مستطيل، مكسوة بمادة (قطن) ماصة للموجات الواردة. نحدث على سطح الماء، بواسطة هزاز، موجة مستقيمة واردة موازية لسطح الصفيحة. تحت ضوء الومض نلاحظ تولد موجة دائرية في الوسط الموجود وراء الحاجز (والذي من المفروض ألا تصل إليه الموجة). الموجة المتولدة تبدو كأنها انبعثت من منبع وهمي يوجد عند طرف الحاجز. تسمى هذه الموجة الدائرية الموجة المحيطة *onde diffractée*، وتتوفر على نفس طول الموجة الواردة.

خلاصة :

يحدث حيود موجة واردة على مستوى فتحة عرضها يقارب بقليل طول الموجة للموجة الواردة. للموجتين الواردة والمحيدة نفس سرعة الانتشار ونفس التردد ونفس طول الموجة.

ملحوظة :

لا تتعلق ظاهرة الحيود بموضع الفتحة بالنسبة لاتجاه الموجة الواردة، غير أنه كلما زاد عرض الفتحة، تضعف هذه الظاهرة وتصبح الموجة المحيطة غير دائرية. نلاحظ نفس الظاهرة عندما تكون الموجة الواردة موجة دائرية.



3. وسط مبدد

عندما تتعلق سرعة انتشار موجة متوالية جيئية في وسط ما بتردد المنبع (أو بطول الموجة λ للموجة المنبعثة)، نقول إن هذا الوسط مبدد.

الماء وسط مبدد بالنسبة لموجة تنتشر على سطحه.

مثال :

في المحيطات تنتشر الموجات بالسرعة :

$$V = \sqrt{\frac{g\lambda}{2\pi}}$$

حيث g شدة الثقالة و λ طول الموجة. سطح المحيط وسط مبدد بالنسبة للموجات.

عند درجة حرارة وضغط معينين تكون سرعة انتشار الموجات الصوتية في الهواء ثابتة، رغم اختلاف تردداتها؛ فالهواء وسط غير مبدد للموجات الصوتية.

(الموجات الصوتية تنتشر كلها في الهواء بسرعة ثابتة $V = 340 \text{ m.s}^{-1}$)

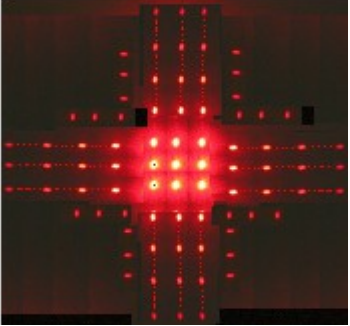



الجزء الأول : الموجات Les ondes

الوحدة 3 : انتشار موجة ضوئية Propagation d'une onde lumineuse

1. الطبيعة الموجية للضوء

1.1. ظاهرة حيود الضوء

ينتشر الضوء المنبعث من منبع اللزر في أوساط شفافة ومتجانسة وفق خطوط مستقيمة، وهذا ما يسمى مبدأ الانتشار المستقيمي للضوء. عند إضاءة ثقب أو سجاج من الترغال Voile de tergal أو شق عرضه صغير جدا بحزمة لزر، فإن مبدأ الانتشار المستقيمي للضوء لا يتحقق.

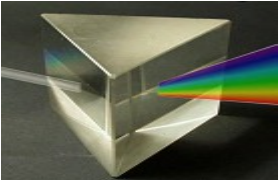
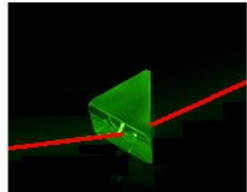
نسلط حزمة ضوئية للزر على سجاج من الترغال	نسلط حزمة ضوئية للزر على شق (أو سلك رفيع)	نسلط حزمة ضوئية للزر على ثقب
	 شق عرضه a	
	 شق عرضه $\frac{a}{2}$	
نشاهد على الشاشة بقعا مضيئة وأخرى مظلمة بشكل متتابع، تقل إضاءتها كلما ابتعدنا عن المركز، بحيث يتصرف (الشق أو الثقب أو سجاج من الترغال) كمنبع ضوئي وهمي.		
تسمى هذه الظاهرة ظاهرة الحيود وتكون هذه الظاهرة أكثر وضوح كلما كان الثقب أو الشق (أو السلك الرفيع) جد صغير.		

1.2. الضوء موجة كهرومغناطيسية

كما هو الشأن بالنسبة لحيود موجة ميكانيكية على سطح الماء، يتم حيود الضوء بواسطة شق (أو ثقب ...) الشيء الذي يثبت فرضية أن للضوء طبيعة موجية nature ondulatoire. وقد توصل فرينيل Fresnel إلى هذه الفرضية سنة 1921 م، حيث افترض أن الضوء موجة مستعرضة، وأن التشوه الذي ينتشر هو عبارة عن مجال كهربائي مرفق بمجال مغناطيسي، أي أن الضوء موجة كهرومغناطيسية. على عكس الموجات الميكانيكية، فالضوء موجة لا تحتاج لوسط مادي للانتشار؛ إذ يمكنه الانتشار في الفراغ.

2. خصائص الموجة الضوئية

1.2.1. الموجة الضوئية الأحادية اللون

		نسمي ضوءاً أحادي اللون كل ضوء لا يتبدد بعد اجتيازه لموشور. ونقرن كل ضوء أحادي اللون بموجة ضوئية أحادية اللون، وهي موجة متوالية جيبية تتميز :
الضوء الأبيض متعدد الألوان يتبدد عند اجتيازه لموشور	ضوء اللزر أحادي اللون لا يتبدد عند اجتيازه لموشور	بتردد ν (أو بدورها $T = \frac{1}{\nu}$) ، بسرعتها V ، وهي تتعلق بطبيعة الوسط.

2.2. سرعة انتشار الضوء

أ - سرعة انتشار الضوء في الفراغ

سرعة انتشار الضوء في الفراغ ثابتة عالمية بينت القياسات الدقيقة أنها تساوي :

$$c = 299\,792\,458\,m.s^{-1}$$

$$c = 3.10^8\,m.s^{-1}$$

تذكر القيمة التقريبية التالية :

ب - سرعة انتشار الضوء في وسط مادي شفاف - معامل الانكسار

تنتشر الموجة الضوئية في وسط مادي بسرعة V أقل من c .

نعرف معامل الانكسار لوسط شفاف، بالنسبة لضوء أحادي اللون بالعلاقة :

$$n = \frac{c}{V}$$

هذا المقدار يمثل النسبة بين سرعة انتشار c للضوء الأحادي اللون في الفراغ وسرعة انتشاره V في الوسط الشفاف.

2.3. التردد وطول الموجة

تتميز الموجة الضوئية الأحادية اللون بترددها ν الذي لا يتعلق بوسط الانتشار، ولا يتغير عند انتقالها من وسط شفاف إلى آخر.

نعبر عن طول الموجة λ_0 لموجة أحادية اللون في الفراغ بـ :

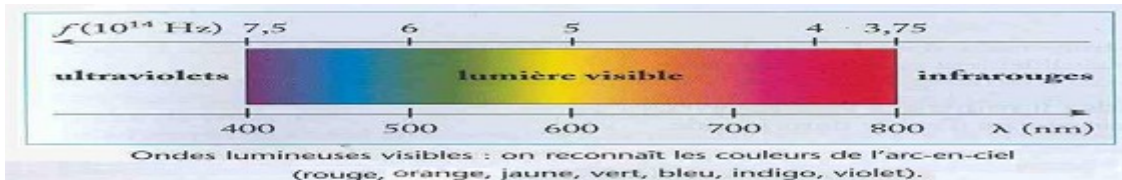
$$\lambda_0 = c.T = \frac{c}{\nu}$$

بالنسبة لوسط معين :

$$\lambda = V.T = \frac{V}{\nu} \Rightarrow \frac{\lambda_0}{\lambda} = n$$

2.4. مجال الموجات الضوئية المرئية

إن عين الإنسان حساسة للموجات الضوئية ذات أطوال موجات تنتمي للمجال المحصور بين 400nm و 800nm ، نسميه المجال المرئي وتحده الأشعة فوق البنفسجية و الأشعة تحت الحمراء. ينتج قوس قزح عن ظاهرة فيزيائية تحدث بين ضوء الشمس وقطيرات الماء الموجودة في الجو. تسمى هذه الظاهرة الفيزيائية تبدد الضوء.



3. حيود موجة ضوئية أحادية اللون

3.1. مميزات حيود موجة ضوئية أحادية اللون بواسطة شق

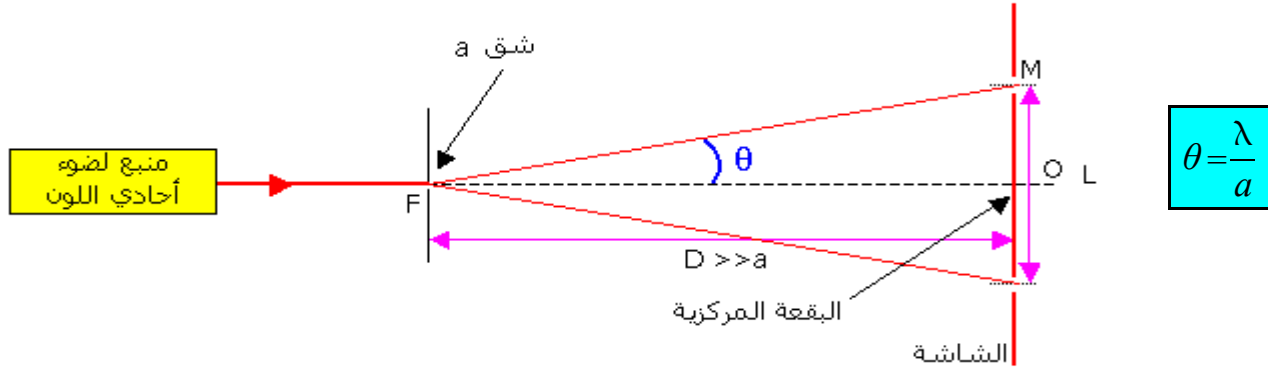
أثناء حيود ضوء أحادي اللون بواسطة شق (أو ثقب أو سلك رفيع)، هناك عاملان يمكنهما التأثير على الظاهرة الملاحظة :

☞ تكون ظاهرة الحيود أكثر أهمية عندما يكون عرض الشق (أو الثقب أو السلك الرفيع) أصغر.

☞ يزداد عرض البقعة المركزية لظاهرة الحيود كلما ازداد طول موجة الضوء الأحادي اللون المستعمل

3.2. الفرق الزاوي

خلال التجربة التي يتم بها إبراز ظاهرة الحيود بواسطة شق fente، نرسم بـ F وسط الشق و O مركز البقعة المركزية على الشاشة و M وسط أول مجال مضلم. الزاوية \widehat{OFM} ، رمزها θ تسمى بالفرق الزاوي. الفرق الزاوي θ هي الزاوي التي يتم بها رؤية نصف البقعة المركزية من موضع الجسم المحيد .objet diffractant.



ملحوظة :

يلاحظ أن العلاقة $\theta = \frac{\lambda}{a}$ توافق الاستنتاجات التجريبية فيما يخص تأثير كل من a و λ على ظاهرة الحيود.

عرض البقعة المركزية يتعلق بـ θ و المسافة D الفاصلة بين الشاشة و الجسم المحيد حيث :

$$\frac{L}{2} = D \tan \theta \text{ مع } \tan \theta = \theta \text{ (وحداتها الراديان)}$$

$$\Rightarrow L = \frac{2\lambda D}{a}$$

3.3. الشروط لملاحظة ظاهرة حيود موجة ضوئية

ظاهرة حيود الضوء تتعلق بخارج طول الموجة λ للشعاع الوارد والأبعاد a للجسم (شق، أو ثقب أو سلك رفيع...). لذلك، عند استعمال موجة أحادية اللون تنتمي للمجال المرئي، وشق عرضه يقارب السنتمتر، نلاحظ على الشاشة نقطة ضوئية تتجمع فيها الأشعة الضوئية (الشق ليس له تأثير مشوش واضح). وعند استعمال صفائح شقوقها مختلفة العرض a (خفض a) تظهر تدريجيا على الشاشة بقعا ضوئية وأخرى مضلمة وهكذا تتمكن من إبراز ظاهرة حيود الموجة الضوئية.

مثال :

بالنسبة للحالة : $a = 100\lambda$ ، نأخذ $D = 3\text{m}$. العرض L للبقعة المركزية هو :

$$L = 2D \frac{\lambda}{a} = 2 \times 3 \times \frac{1}{100} = 0,06\text{m} = 6\text{cm}$$

هذه القيمة يمكن مشاهدتها بكل وضوح على الشاشة و يمكن قياسها بالمسطرة.

بالنسبة للحالة : $a = 10\lambda$ ، نأخذ $D = 3\text{m}$. العرض L للبقعة المركزية هو :

$$L = 2D \frac{\lambda}{a} = 2 \times 3 \times \frac{1}{10} = 0,6\text{m} = 60\text{cm}$$

بالنسبة للحالة : $a = 1000\lambda$ ، نأخذ $D = 3\text{m}$. العرض L للبقعة المركزية هو :

$$L = 2D \frac{\lambda}{a} = 2 \times 3 \times \frac{1}{1000} = 0,006\text{m} = 6\text{mm}$$

أي أن ظاهرة الحيود تكون أقل وضوح.

خلاصة :

كلما كانت أبعاد الجسم المجيد (شق، أو ثقب أو سلك رفيع ...) تقارب طول الموجة λ للشعاع الوارد كلما كان إبراز ظاهرة الحيود مهما.

4.1. تعدد الموجات الضوئية

4.1. تعريف الموشور

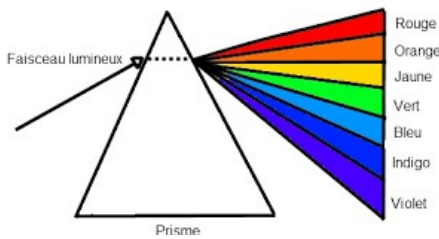
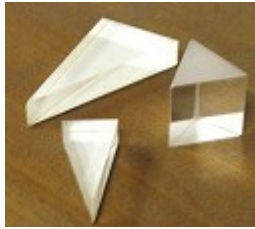
الموشور وسط شفاف محدود بوجهين مستويين يتقاطعان حسب مستقيم يسمى حرف الموشور.

4.2. تعدد الضوء الأبيض بواسطة الموشور

يبين قوس قزح ظاهرة تعدد الضوء الأبيض المنبعث من الشمس بواسطة قطرات

المطر ، ويتكون من طيف الضوء المنبعث من الشمس

والمركب من ألوان تدرج على التوالي من الأحمر والبرتقالي والأصفر والأخضر والأزرق والبنفسجي ، مكونا طيفا مستمرا.



عمليا عند اجتياز حزمة ضوئية الموشور تتعرض لظاهرة الانكسار مرتين، يلاحظ على الشاشة تكون بقعة ضوئية ملونة، وتشبه هذه الألوان ألوان قوس قزح. تسمى هذه البقعة الضوئية الملونة طيف الضوء الأبيض.

تسمى الظاهرة التي تمكن من فصل الإشعاعات ذات الألوان المختلفة بتعدد الضوء.

الأشعة البنفسجية أكثر انحراف من الأشعة الحمراء.

4.3. تأثير لون الضوء على معامل الانكسار

أ - زاوية الانحراف

زاوية الانحراف D لشعاع ضوئي بواسطة موشور هي الزاوية التي يكونها اتجاه الشعاع الوارد \vec{SI} مع اتجاه الشعاع المنبثق $\vec{I'R}$.

لدينا :

$$D = D_1 + D_2$$

$$D_1 = i_1 - r_1 \text{ و } D_2 = i_2 - r_2$$

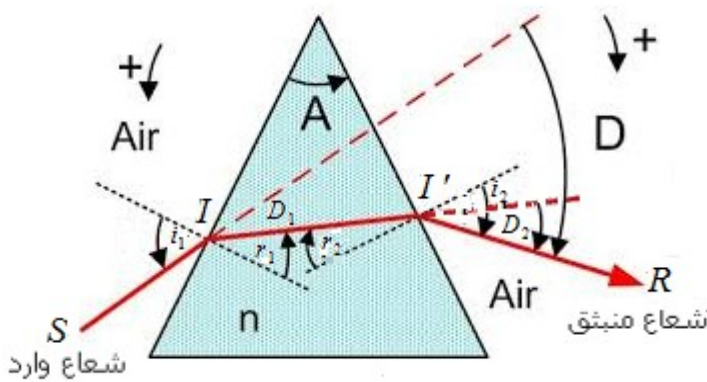
وبالتالي :

$$D = (i_1 + i_2) - (r_1 + r_2)$$

من المثلث ($AI'I'$) لدينا :

$$A + \left(\frac{\pi}{2} - r_1\right) + \left(\frac{\pi}{2} - r_2\right) = \pi \Rightarrow A = r_1 + r_2$$

$$D = (i_1 + i_2) - A$$



ب - تحليل ظاهرة تبدد الضوء

حسب قانون ديكارت للانكسار لدينا كذلك :

$$\sin i_1 = n \sin r_1 \quad : \quad I \quad * \text{ الانكسار الأول عند النقطة}$$

$$n \sin r_2 = \sin i_2 \quad : \quad I' \quad * \text{ الانكسار الثاني عند النقطة}$$

نعتبر العلاقات :

$$n \sin r_2 = \sin i_2 \quad \text{و} \quad D = (i_1 + i_2) - A$$

* بالنسبة للإشعاعات المكونة للضوء الأبيض والواردة من S ، لدينا كلا من الزاويتين i_1 و A لهما قيمتان ثابتتان. قيمتا الزاويتان i_2 و r_2 مرتبطتان بقيمة معامل الانكسار n أي بطول موجة الإشعاع. وبالتالي بالنسبة لقيمة زاوية الانحراف D ، فإن الضوء الأحمر هو أقل انحراف بينما الضوء البنفسجي هو الأكثر انحراف.

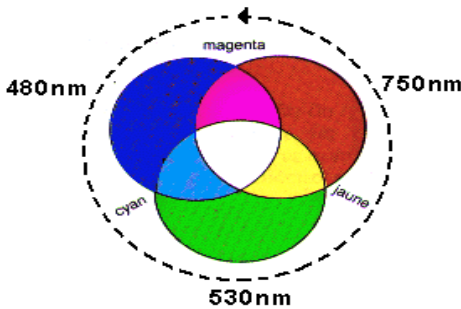
$$D_V > D_J > D_R$$

الإشعاع	طول الموجة λ (μm)	معامل الانكسار n
الأحمر	0,768	1,618
البرتقالي	0,656	1,627
الأصفر	0,589	1,629
الأزرق	0,486	1,641
البنفسجي	0,434	1,65

تبين التجارب أن معامل انكسار الزجاج n دالة تناقصية بالنسبة لطول الموجة λ ، أي أن معامل انكسار الزجاج يكبر عند المرور من اللون الأحمر إلى اللون البنفسجي ($D > D$ أحمر) حيث يبين الجدول التالي قيم معامل انكسار الزجاج بالنسبة لبعض الإشعاعات الأحادية اللون.

صفة عامة يرتفع معامل الانكسار n لوسط شفاف (الزجاج ، البلاستيك ، الماء ، ...) بانخفاض طول الموجة λ للإشعاع الذي يجنازه.

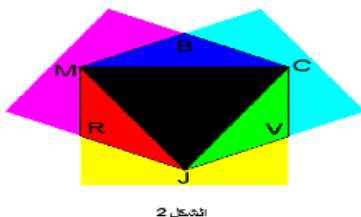
3.4. تركيب الضوء الأبيض :



أ - تجربة : قرص نيوتن من قطاعات ملونة بالأحمر ، البرتقالي ، الأصفر ، الأخضر ، الأزرق الفاتح و الأزرق البنفسجي. بواسطة محرك كهربائي ندور القرص بسرعة كبيرة ونضئ بمصباح متوهج فيظهر أبيضاً وذلك راجع لاستمرارية الانطباعات الضوئية على الشبكية. ولهذا لا يمكن للعين أن تفرق بين الألوان و لا تشاهد إلا ناتج تراكمها أي اللون الأبيض.

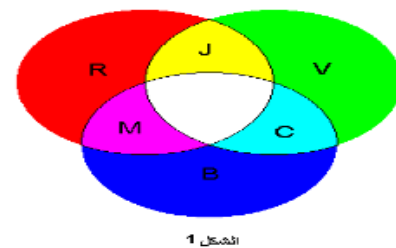
ج - التركيب الطرحي للألوان :

التركيب الطرحي للألوان هو طرح أو جزم بعض الألوان من الضوء الأبيض وذلك باستعمال مصفات ملونة وهي الصفراء و Cyan و Magenta (الشكل 2)



ب - التركيب الإضافي للألوان

الهدف منه هو الحصول على ألوان مختلفة انطلاقاً من تركيب ثلاث حزم ضوئية تسمى ألوانها ألوان القاعدة وهي الأزرق و الأخضر و الأحمر (الشكل 1)



1. استقرار و عدم استقرار النواة

أبعاد النواة

الكثافة الحجمية النووية	حجم النواة
<p>القيمة التقريبية للكثافة الحجمية للنواة هي :</p> $\rho = \frac{mA}{\frac{4}{3}\pi r^3} = \frac{3 \cdot m \cdot A}{4\pi r_0^3 \cdot A} = \frac{3 \cdot m}{4\pi r_0^3}$ <p>إذا كانت الكثافة التقريبية لنواة هي :</p> <p>$m = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ نجد الكثافة الحجمية :</p> $\rho \approx 2 \cdot 10^{17} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \Leftrightarrow \rho \approx 2 \cdot 10^8 \text{ tonne} \cdot \text{cm}^{-3}$ <p>وهي قيمة جد مرتفعة : حيث أن مكعب ضلعه 1cm من المادة النووية تبلغ كتلته 200 مليون طن.</p> <p>نقول أن المادة النووية شديدة الكثافة</p>	<p>تبين التجارب النووية أنه يمكن نمذجة النواة بكرة شعاعها r يتعلق بعدد الكتلة A وفق العلاقة</p> $r = r_0 A^{\frac{1}{3}}$ <p>r_0 : هو شعاع نواة ذرة الهيدروجين</p> $r_0 = 1,3 \cdot 10^{-15} \text{ m} = 1,3 \text{ fm}$ <p>$1 \text{ fm} = 10^{-15} \text{ m}$ (femtometre)</p> <p>حجم النواة هو :</p> $V = \frac{4}{3}\pi r^3 = \frac{4}{3}\pi A r_0^3$

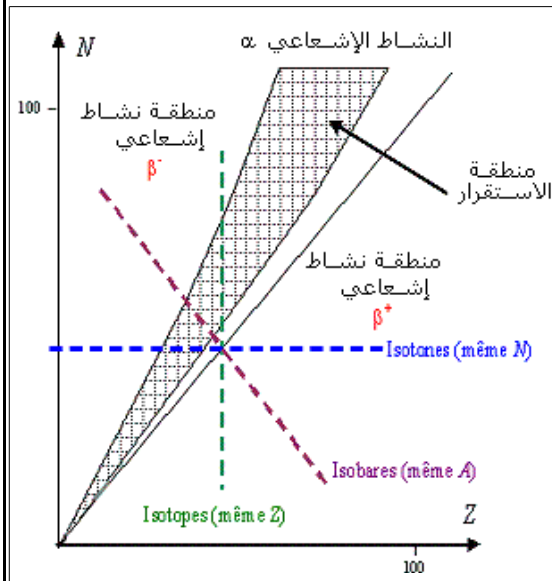
2.1. استقرار النواة الذرية

يفسر تماسك النواة بوجود شكل آخر من التأثير وهي التأثير القوي تحدث بين النيوترونات، وهي تجاذبية و على مسافة قصيرة جدا. ومع ذلك، بعض من نظائر العناصر الكيميائية تكون مستقرة والبعض الآخر يتحلل تلقائيا : نقول أنها مشعة. لذلك في 2000 نويدة تقريبا المعروفة فقط 274 منها مستقرة و 1800 مشعة.

3.1. المخطط الإستقرار (N, Z) : مخطط سيفري

يتكون الترتيب الدوري من حوالي 115 عنصر ، معروفا في الوقت الحاضر ، (أي لـ Z ما يقارب مائة رقم ممكن). في حين يوجد أكثر من ألف نواة مدرجة répertoriées أي بالنسبة لعدد بروتونات معين (أي عدد Z معين) يوجد العديد من النوى تختلف من حيث عدد النيوترونات.

أ - منطقة الإستقرار



في مخطط سيفري (الشكل جانبه) محور الأفاصيل يوافق مختلف أعداد البروتونات Z و محور الأرتايب يوافق عدد النيوترونات $N = A - Z$ ، نجد كل النوى المعروفة إلى حد الآن. مجمل هذه النوى غير مستقرة خصوصا النوى الكبيرة جدا (كثيرة النيوترونات) أو النوى التي تتميز بالنسبة نوترون / بروتون غير متوازنة. في مخطط سيفري، النوى المستقرة مجمعة على طول المنحنى المسمى : { وادي الإستقرار (vallée de la stabilité).

بالنسبة لـ $Z < 20$:

تلتقي منطقة الإستقرار مع المستقيم ذي المعادلة : $N = Z$

يحقق عدد الكتلة A لهذه النوى تقريبا العلاقة : $A = 2Z$

☞ بالنسبة لـ $Z > 20$:

تكون منطقة الإستقرار فوق المستقيم ذي المعادلة $N=Z$. استقرار النوى في هذه الحالة لا يمكن أن يحصل إلا إذا كان عدد النوترونات أكبر من عدد البروتونات.

أما النسبة $\frac{A}{Z}$ فإنها تكبر لتقارب القيمة 2,5 بالنسبة للنوى الثقيلة.

2. النشاط الإشعاعي

2.1. النوى المشعة

نواة مشعة هو نواة غير مستقرة تخضع عاجلا أم آجلا، إلى تحول نووي تلقائي يسمى بالتفتت. تسمى النواة غير المستقرة " نواة مشعة " أو " نواة إشعاعية النشاط " والدقائق المنبعثة " إشعاعات نشيطة "

أ - تعريف النشاط الإشعاعي

نسمي نشاط إشعاعي انبعاث إشعاعات أو دقائق من مواد مشعة. هذا الانبعاث ناتج عن تحول نوى الذرات ، كتفتت بعض النوى تلقائيا والتي نعبّر عنها بالإشعاعات أو بالإستحالة الطبيعية النووية. أثناء تحول نووي تلقائي لنواة مشعة ، نحصل على نواة متولدة أكثر استقرار من انبعاث دقائق إشعاعية النشاط.

2.2. التفاعلات بالنسبة لمختلف النشاطات الإشعاعية التلقائية :

* النشاط الإشعاعي β^+	* النشاط الإشعاعي β^-	* النشاط الإشعاعي α
النشاط الإشعاعي β^+ تفتت نووي طبيعي و تلقائي، تتحول خلاله نواة أصلية ${}^A_Z X$ إلى نواة متولدة ${}^A_{Z-1} Y$ ببعث بوزيترون ${}^0_1 \bar{e}$. يسمى دقيقة β^+ .	النشاط الإشعاعي β^- تفتت نووي طبيعي و تلقائي، تتحول خلاله نواة أصلية ${}^A_Z X$ إلى نواة متولدة ${}^A_{Z+1} Y$ ببعث إلكترون ${}^0_{-1} e$. يسمى دقيقة β^- .	النشاط الإشعاعي α هو تفتت نووي طبيعية و تلقائية، تتحول خلاله النواة الأصلية الغير المستقرة ${}^A_Z X$ إلى نواة متولدة ${}^{A-4}_{Z-2} Y$ ببعث نواة الهيليوم ${}^4_2 He$.
معادلة هذا التفتت النووي هي : ${}^A_Z X \rightarrow {}^A_{Z-1} Y + {}^0_1 \bar{e}$	معادلة هذا التفتت النووي هي : ${}^A_Z X \rightarrow {}^A_{Z+1} Y + {}^0_{-1} e$	معادلة هذا التفتت النووي هي : ${}^A_Z X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2} Y + {}^4_2 He$
النشاط الإشعاعي β^+ ناتج عن تحول بروتون إلى نوترون.	النشاط الإشعاعي β^- ناتج عن تحول نوترون إلى بروتون.	

* النشاط الإشعاعي γ :

ينتج النشاط الإشعاعي γ عن أن النوية المشعة تفقد إثارتها جزئيا أو بكيفية كاملة ، و هو غالبا ما يواكب الأنشطة الإشعاعية α ، β^- و β^+ إذا كانت النواة المتولدة في حالة مثارة.

نرمز إلى النواة المثارة بـ Y^0 ونكتب معادلة الإشعاع γ على النحو التالي :
$${}^A_Z Y^* \rightarrow {}^A_Z Y + \gamma$$

3.2. قانون الانحفاظ

خلال تحول نووي، سواء التي هي إشعاعية النشاط أو المحرّضة تنحفظ الشحنة الكهربائية Z وكذلك العدد الإجمالي للنويات A . نعتبر التحول النووي الآتي :

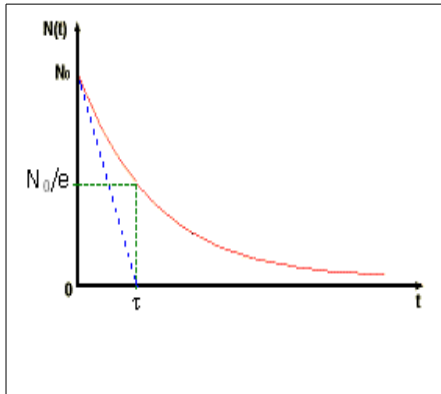
انحفاظ عدد النويات	انحفاظ الشحنة الكهربائية	نعتبر التحول النووي
$A_1 + A_2 = A_3 + A_4$	$Z_1 + Z_2 = Z_3 + Z_4$	$\underbrace{A_1 X_1 + A_2 X_2}_{\text{Réactifs}} \rightarrow \underbrace{A_3 X_3 + A_4 X_4}_{\text{Produits}}$

3.3. التناقص الإشعاعي

3.1. الصيغة العشوائية للنشاط الإشعاعي

النشاط الإشعاعي ظاهرة عشوائية تحدث تلقائيا، إذ لا يمكن التنبؤ باللحظة التي يحدث فيها التفتت و لا يمكن تغيير خاصيات هذه الظاهرة.

3.2. قانون التناقص الإشعاعي - قانون صودي



يخضع عدد النوى $N(t)$ المتبقية في عينة مشعة لقانون التناقص الإشعاعي التالي :

$$N(t) = N_0 e^{-\lambda t}$$

N_0 : عدد النوى في اللحظة $t=0$.
 λ : تسمى ثابتة النشاط الإشعاعي، وهي تميز طبيعة النوية المشعة.
 الجداء λt لا بعد له، وبالتالي فإن وحدة λ هي s^{-1} .

3.3. ثابتة الزمن

أ - ثابتة الزمن τ

تمكن ثابتة النشاط الإشعاعي λ من معرفة زمن لنوية مشعة معينة، يسمى ثابتة الزمن رمزها τ ، وتعرف بالعلاقة :

$$\tau = \frac{1}{\lambda}$$

يصبح قانون التناقص الإشعاعي كالتالي :

$$N(\tau) = N_0 e^{-\lambda \tau} = N_0 e^{-\lambda \frac{1}{\lambda}} = N_0 e^{-1} = 0,37 N_0$$

وهو يمثل نقصانا في عدد النوى البدئية N_0 بنسبة 63% .

عند اللحظة $t=0$ المماس للمنحنى الأسّي يقطع محور الأفاسيل عند التاريخ $t=\tau$

ب - عمر النصف $t_{1/2}$ لنوية مشعة

يسمى عمر النصف $t_{1/2}$ المدة الزمنية اللازمة لتفتت نصف عدد نوى عينة.

$$N(t_{1/2}) = \frac{N_0}{2} \quad \text{عند } t = t_{1/2} \text{ لدينا :}$$

إذن :

$$N_0 \cdot e^{-\lambda t_{1/2}} = \frac{N_0}{2} \Rightarrow e^{-\lambda t_{1/2}} = \frac{1}{2} \Rightarrow \lambda t_{1/2} = \ln 2 \Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \tau \ln 2$$

3.4. نشاط عينة مشعة

تعريف نشاط عينة $a(t)$ تحتوي على عدد $N(t)$ من النوى المشعة هو عدد النوى المتفتتة في وحدة الزمن. تعبيره :

$$a(t) = \frac{-dN(t)}{dt}$$

وحدة $a(t)$ هي البيكريل (Bq) (1Bq يمثل تفتتا واحدا في الثانية)

من العلاقة :

$$-dN(t) = \lambda N(t) dt \quad \text{نستنتج أن :} \quad a(t) = \frac{-dN(t)}{dt} = \lambda N(t)$$

$$a(t) = \lambda N(t) \quad \text{ومنه :}$$

$$N(t) = N_0 e^{-\lambda t} \quad \text{بتعويض } N(t) \text{ بالعلاقة } N(t) = N_0 e^{-\lambda t} \text{ نجد :}$$

$$a(t) = \lambda N_0 e^{-\lambda t}$$

أي أن : $a(t) = a_0 e^{-\lambda t}$ مع

$$a_0 = \lambda N_0$$

يقاس النشاط الإشعاعي بواسطة عدادات كعداد « جيجر : Geiger »

4. تطبيقات النشاط الإشعاعي

4.1. التأريخ بالنويدات المشعة Datation par radioélément

مدى التأريخ :

الأورانيوم 238	4,510 ⁹ ans	عينة ذات نشاط إشعاعي طبيعي تُستعمل مثل « ساعة » إذا
البوتاسيوم 40	1,3510 ⁹ ans	حددنا عمرها. فتنقيات التأريخ تعتمد على وجود نظائر مختلفة ذات عمر
التورיום 230	7,210 ⁴ ans	النصف مختلفة. فبمقارنة قياس نشاط عينة مع قياس نشاط عينة "
الكربون 14	5,610 ³ ans	شاهدة " من نفس الطبيعة، يمكن تقدير عمر العينة. اختيار النويذة
الراديوم 226	1,6103ans	المشعة يتعلق بإبتعاد الحدث الذي يراد تأريخه.
الرصاص 210	22ans	

التأريخ بالكربون 14 : يحتوي الهواء الأتموسفيري على الكربون (على شكل CO_2 غاز)، وبالخصوص

النظير 14 المشع $^{14}_6C$ الموجود بكمية ضئيلة مقارنة مع النظير 12 الأكثر استقرار $^{12}_6C$.

عندما يموت كائن حي. تتوقف جميع التبادلات بالكربون مع المحيط الخارجي عن طريق التنفس والأكل.

وبالتالي كمية الكربون $^{14}_6C$ المحاصر في الكائن الحي تنقص بالنصف خلال كل 5730 سنة (وهي قيمة عمر

النصف). قياس نسبة الكربون 14 المتبقية في عينة تُمكن من تحديد تاريخ موت الكائن الحي.

يمكن تحديد عمر عينة بالعلاقة التالية :

$$t = -\frac{1}{\lambda} \ln \frac{a(t)}{a_0} = -\frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln \frac{a(t)}{a_0} = -\frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln \frac{N(t)}{N_0}$$

مثال : تأريخ تمثال من خشب منقوش : في عينة من

خشب حي نكتشف ذرة كربون 14 بالنسبة لـ 10^{12} ذرة

كربون 12 . بالنسبة لخشب قديم نكتشف ذرة واحدة لكربون

14 بالنسبة لـ 810^{12} ذرة كربون 12 . ومنه نكتب :

$$N = \frac{N_0}{8} \Rightarrow \frac{1}{8} = e^{-\lambda t} \Rightarrow t = 3t_{1/2} = 17000 \text{ ans}$$

1 - التكافؤ " كتلة - طاقة "

1.1 - علاقة إنشتاين :

توصل العالم إنشتاين من خلال الميكانيك النسبوية الخاصة سنة 1905م إلى أن هناك تكافؤ بين الكتلة و الطاقة. تمتلك كل مجموعة كتلتها m ، في حالة سكون، طاقة E تسمى طاقة الكتلة تعبيرها هو : $E = m \cdot c^2$.
 سرعة الضوء في الفراغ و $c = 3.10^8 \text{ m/s}$ كتلة المجموعة نعبر عنها بـ kg و E بالجول J .
 عندما تتغير كتلة المجموعة بـ Δm خلال تحول ما، يكون تغير الطاقة الكتلية لهذه المجموعة هو :

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

* $\Delta E < 0$ تحرر المجموعة في هذه الحالة طاقة تمنحها للوسط الخارجي $Q > 0$

* $\Delta E > 0$ تحرر المجموعة في هذه الحالة طاقة تمنحها للوسط الخارجي $Q < 0$

1.2 - وحدة الكتلة والطاقة في الفيزياء النووية

أ - وحدة الكتلة الذرية	ب - وحدة الطاقة : الإلكترون - فولط	ج - الطاقة المكافئة لوحدة الكتلة الذرية u
1u يساوي $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة الكربون $^{12}_6\text{C}$	$1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $1\text{MeV} = 10^6 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-13} \text{ J}$	حسب علاقة انشتاين الطاقة التي تكافئ 1u هي : $1u = 931,5 \text{ MeV}/c^2$
$1u = \frac{1}{12} \times \frac{12 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$		

2 - طاقة الربط

1.2 - النقص الكتلي

بصفة عامة : نسمي النقص الكتلي Δm لنواة الفرق بين مجموع كتل النويات وكتلة النواة وهو مقدار دائما موجب :

$$\Delta m = (Z m_p + N m_n) A m \left({}^A_Z X \right)$$

2.2 - طاقة الربط

حسب علاقة التكافؤ بين الكتلة و الطاقة لأنشتاين فإن النقص الكتلي لنواة يكافئ الطاقة اللازمة لإعطائها لفصل نوياتها

$$Z m_p + (A - Z) m_n = m \left({}^A_Z X \right) + E_l$$

$$E_l = \Delta m \times c^2 = (Z m_p + (A - Z) m_n - m \left({}^A_Z X \right)) \cdot c^2$$

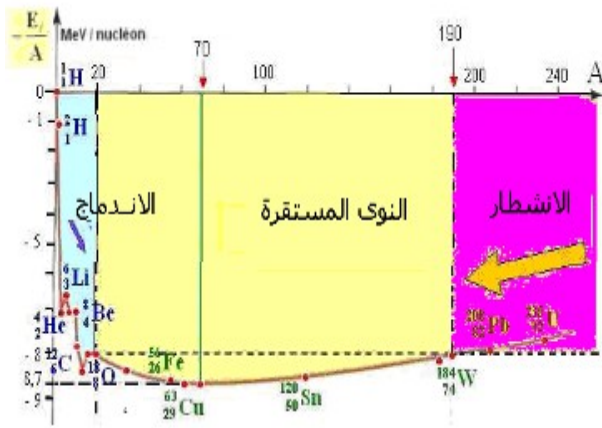
2.3 - طاقة الربط بالنسبة لنوية

طاقة الربط بالنسبة لنوية تمثل طاقة الربط المتوسطة لنوية و تعرف بالعلاقة :

$$\mathcal{E} = \frac{E_l}{A}$$

وحدة \mathcal{E} هي $\text{MeV}/\text{nucléon}$

2. 4 - منحنى أسطون



يمكن مقارنة استقرار مختلف النويدات باستعمال منحنى أسطون، حيث يمثل تغيرات مقابل طاقة الربط بالنسبة لنويده

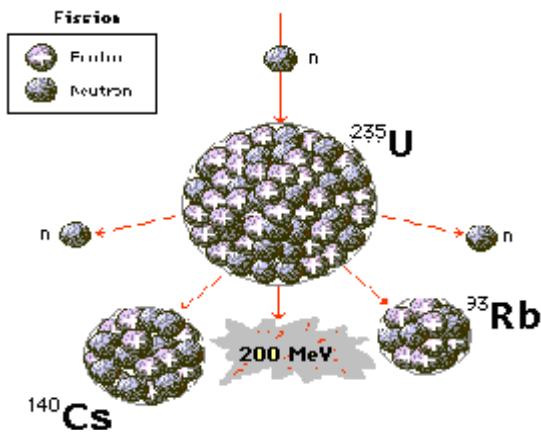
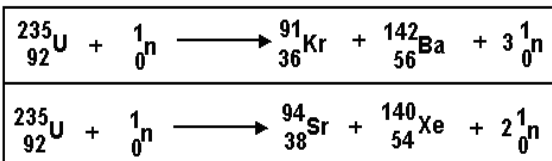
$$A \text{ بدلالة عدد النويات } \left(-\frac{E_f}{A} \right)$$

يمكن لهذه النويدات أن تتحول وفق نوعين من التفاعلات النووية :

- $A > 190$ النوى الثقيلة غير مستقرة تنشط إلى نواتين خفيفتين. تسمى هذه الظاهرة الانشطار النووي.

- $A < 20$ النوى الخفيفة تتحد فيما بينها لتعطي نواة أكثر ثقلا. تسمى هذه الظاهرة الاندماج النووي.

مثال :



3. الانشطار النووي

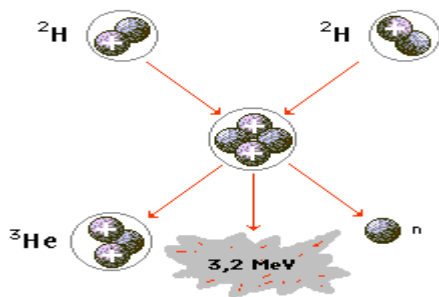
تعريف

لتفاعلات النووية : الانشطار النووي هو تشظية éclatement نواة عند تصادمها بقذيفة نووية (غالبا ما تكون نوترونا). في أغلب الأحوال نلاحظ ظاهرة الانشطار عند النوى الثقيلة يصاحبها انبعاث نوترونين أو ثلاثة نوترونات

الطاقة في الانتشار النووي للأورانيوم 253

تتم تفاعلات الانشطار في المفاعلات النووية ، أساسا باستعمال الأورانيوم 235 وقذفه بنوترونات حرارية. تؤدي هذه التفاعلات على العموم ، إلى تكون نواتين متكاملتين عدد كتلتها قريب من 95 وقريب من 140 بالنسبة للنواة الثانية. يصاحب هذا الانتشار طاقة لصالح الوسط الخارجي مقدارها $\Delta E = 200 \text{ MeV}$. يمكن الاستفادة من هذه الطاقة إذ تحدث الدقائق رجا agitation حراريا داخل المفاعل النووي، الشيء الذي يؤدي إلى ارتفاع كبير في درجة الحرارة ، فيستغل هذا في محطات حرارية.

مثال :



4. الاندماج النووي

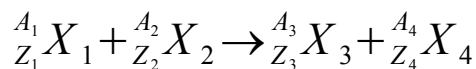
تعريف

الاندماج النووي هو انضمام نواتين خفيفتين لتكون نواة أثقل. ننجز الاندماج النووي أساسا من نظائر الهيدروجين.

5. الحصيلة الكتلية و الطاقة لتفاعل نووي

5.1. الحالة العامة :

نعتبر التفاعل النووي التالي :



$$\Delta E = \Delta m \cdot C^2 = [m(\text{Produits}) - m(\text{Reactifs})] \cdot C^2$$

5.2. تطبيقات على الانشطار والاندماج النوويين :

ب - الاندماج النووي	أ - الانشطار النووي
${}^2_1H + {}^3_1H \rightarrow {}^4_2He + {}^1_0n$	${}^{253}_{92}U + {}^1_0n \rightarrow {}^{140}_{55}Cs + {}^{93}_{37}Rb + 3 {}^1_0n$
$\Delta E = \Delta m \cdot C^2 = [m(\text{Produits}) - m(\text{Reactifs})] \cdot C^2$	$\Delta E = \Delta m \cdot C^2 = [m(\text{Produits}) - m(\text{Reactifs})] \cdot C^2$
$\Delta E = -17,585 \text{ MeV}$	$\Delta E = -2,7995 \cdot 10^{-11} \text{ J} = -174,699 \text{ MeV}$
تفاعل الاندماج يحرر طاقة تقارب 18MeV	أي أن انشطار نواة واحدة من الأورانيوم تحرر طاقة $Q = -\Delta E = 174,699 \text{ MeV}$

5.3. تطبيقات على التحولات النووية التلقائية

ج - النشاط الإشعاعي β^-	ب - النشاط الإشعاعي β^+	أ - النشاط الإشعاعي α
${}^A_ZX \rightarrow {}^A_{Z+1}Y + {}^0_{-1}e$	${}^A_ZX \rightarrow {}^A_{Z-1}Y + {}^0_1e$	${}^A_ZX \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^4_2He$
$\Delta E = m({}^A_{Z+1}Y) + m({}^0_{-1}e) - m({}^A_ZX) \cdot C^2$	$\Delta E = m({}^A_{Z-1}Y) + m({}^0_1e) - m({}^A_ZX) \cdot C^2$	$\Delta E = m({}^{A-4}_{Z-2}Y) + m({}^4_2He) - m({}^A_ZX) \cdot C^2$

ملحوظة :

تتحول الطاقة المحررة خلال التفاعلات النووية إلى طاقة حركية للنوى والدقائق الناتجة عن هذا التحول وكذلك إلى طاقة كهرومغناطيسية للإشعاعات γ .

6. التأثيرات البيولوجية للنشاط الإشعاعي :

للإشعاعات النووية تأثير على جسم الإنسان وذلك حسب الكمية التي يمتصها الجسم وبطبيعة الأشعة.

- الإشعاعات α تخترق المادة بصعوبة، إذ تكفي ورقة لإيقافها، وتحدث حروقا سطحية على الجلد.
- الإشعاعات β أكثر نفاذية من α ويلزم عدة مليمترات لإيقافها. تستعمل هذه الإشعاعات لمعالجة الخلايا السرطانية.
- الإشعاعات γ نافذة بقدر كبير، وإيقافها يلزم عدة سنتيمترات من الرصاص، وتستعمل في تشخيص الأمراض بالصور.

تستعمل الإشعاعات النووية في الطب بكميات ضئيلة جدا كعنصر لإستشفاء وتشخيص الأمراض أو لمعالجتها.

الخصيلة

تحتاج المجتمعات في العصر الحالي إلى عدد كبير من الكيميائيين لتلبية حاجاتها في مجالات مهمة نذكر منها :

❖ الكيمياء الثقيلة (أو كيمياء الأساس) : موجهة لتصنيع كميات كبيرة من المواد بتكلفة منخفضة.

❖ الكيمياء الدقيقة : موجهة لتصنيع كميات قليلة من المواد لكن بتكلفة مرتفعة، كما أنها تهتم ببلورة وتكييف الأدوية.

❖ الكيمياء الموازية : تنطلق من مواد الكيمياء الدقيقة لصناعة العديد من المواد المستعملة في الحياة اليومية، كمواد التنظيف و التجميل

إن أنشطة الكيميائي متعددة ومتنوعة، ويمكن حصرها فيما يلي :

❖ تصنيع جزيئات جديدة.

❖ فصل نواتج تحول كيميائي والتعرف على الأنواع الكيميائية.

❖ تنقية المواد المصنعة بتقليص نسبة الشوائب فيها، مثلاً، عن طريق التقطير المائي وإعادة التبلور.

❖ إنجاز التحليل المائي والهواء والمواد الغذائية والمنتجات الصناعية والكشف عن الأمراض ...

❖ تحديد مكونات الخلائط.

❖ رسكلة المواد الاقتصادية والمواد الأولية وحماية البيئة من التلوث.

للكيمياء دور مهم في عدة قطاعات كالنظافة والصحة والنقل وصناعة البناء والتغذية والبيئة ...

الجزء الأول : التحولات السريعة والتحولات البطيئة لمجموعة كيميائية
Transformations rapides et transformations lentes d'un système chimique

الوحدة 1: التحولات السريعة والتحولات البطيئة
Transformations rapides et transformations lentes

1. التحولات السريعة والتحولات البطيئة

1.1. تعريف

لا تكون التحولات الكيميائية دائما سريعة، فهناك تحولات سريعة و أخرى بطيئة. تدرس الحركية الكيميائية، السير الزمني للتفاعلات الكيميائية. نقول إن تحول مجموعة كيميائية :

- ☞ سريع : عندما ينتهي التفاعل اللحظة ذاتها عند تماس المتفاعلين.
- ☞ بطيء : عندما يستغرق التفاعل مدة زمنية نستطيع خلالها تتبعه بالعين المجردة أو بأدوات القياس

1.2. الإبراز التجريبي للتحولات السريعة

أ - التحولات أكسدة - اختزال

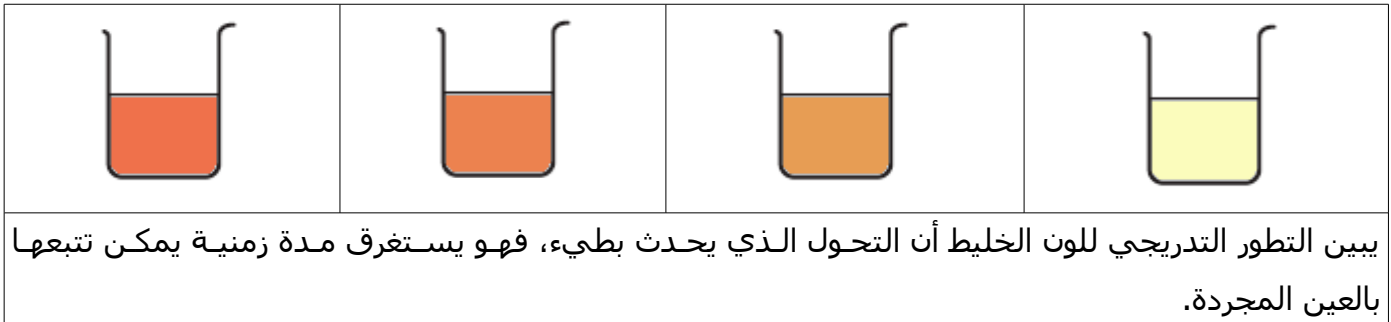
مثال : تفاعل أيونات البرمنغنات MnO_4^- (aq) وأيونات الحديد Fe^{2+} (aq) في وسط حمضي.

ب - تفاعل الترسيب

مثال : تكون راسب هيدروكسيد الحديد

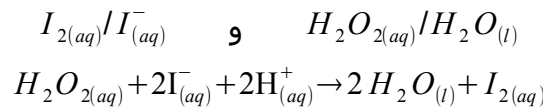
1.3. الإبراز التجريبي للتحولات البطيئة

أكسدة أيونات اليودور I^- (aq) بواسطة الماء الأوكسيجيني H_2O_2 في وسط حمضي. نمزج في كأس 50mL من محلول يودور البوتاسيوم تركيزه المولي 0,2 mol/L و 50mL من الماء الأوكسيجيني تركيزه المولي 0,01 mol/L ، محمض بحمض الكبريت المركز.



يبين التطور التدريجي للون الخليط أن التحول الذي يحدث بطيء، فهو يستغرق مدة زمنية يمكن تتبعها بالعين المجردة.

المزدوجتان المتداخلتان في التفاعل هما :



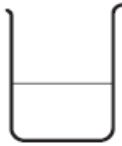
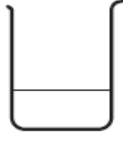

2. الإبراز التجريبي للعوامل الحركية

نسمي عاملا حركيا، كل مقدار يمكن من تغيير سرعة تطور مجموعة كيميائية.




1.2. تأثير تراكيز المتفاعلات

رأينا سابقا أن أيونات اليودور I^- (aq) في وسط حمضي تتفاعل ببطء مع الماء الأوكسيجيني $H_2O_2(aq)$ حسب المعادلة أعلاه.

ثنائي اليود المتكون خلال هذا التفاعل هو المسؤول الوحيد الذي يلون الخليط. يمكن إذن أن نتبع تطور هذه المجموعة إنطلاقا من لون الخليط التفاعلي (من أصفر فاتح إلى لون بني داكن).
في ثلاث كؤوس نصب ثلاث محاليل ليودور البوتاسيوم (عديم اللون).

 ج	 ب	 أ
20mL من KI تركيزه $0,5\text{ mol/L}$ + 30mL من الماء في وسط محمض	20mL من KI تركيزه $0,5\text{ mol/L}$ + 20mL من الماء في وسط محمض	20mL من KI تركيزه $0,5\text{ mol/L}$

نصب في الكؤوس الثلاث، في نفس اللحظة، الماء الأوكسيجيني تركيزه $0,1\text{ mol/L}$ عديم اللون.

 ج	 ب	 أ
نضيف 10mL من الماء الأوكسيجيني	نضيف 20mL من الماء الأوكسيجيني	نضيف 40mL من الماء الأوكسيجيني

يأخذ الخليط في الكؤوس الثلاث، تدريجياً لون أصفر، وبعد مرور بضدقائق، يصبح بنياً، إلا أن هذا التغيير في اللون، لا يتم بنفس السرعة، فالخليط في الكأس أ يصبح بنياً قبل الخليط في الكأس ب الذي بدوره بنياً قبل الخليط في الكأس ج. نستنتج أن تحولا كيميائياً يحدث في الكؤوس الثلاث، ويبدل اللون البني على تكون ثنائي اليود.

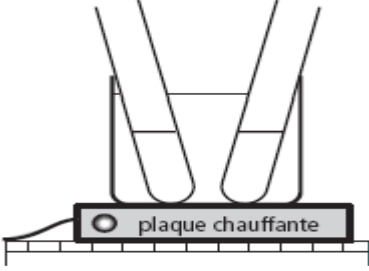
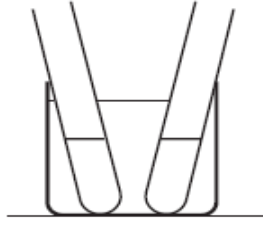
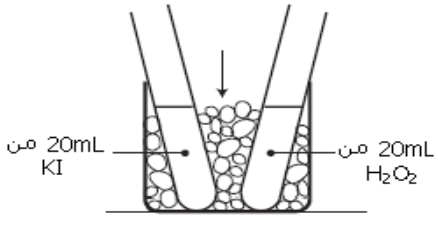
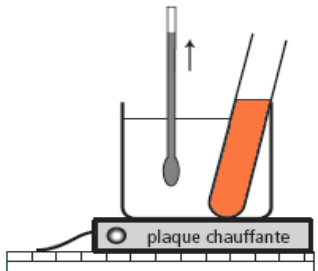
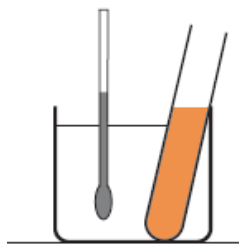
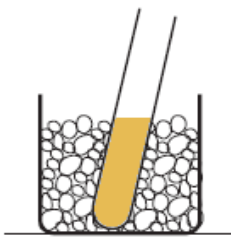
حساب تركيز الماء الأوكسيجيني في كل خليط

الخليط ج	الخليط ب	الخليط أ
$0,1 \times 10 / 60 = 1,7 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$	$0,1 \times 20 / 60 = 3,3 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$	$0,1 \times 40 / 60 = 6,7 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$

نستنتج أن كلما كانت تراكيز المتفاعلات أكبر كلما كانت تطور المجموعة أسرع.

2.2. تأثير درجة الحرارة

ندرس نفس التفاعل السابق لكن نغير درجة حرارة التفاعل.

		
↓	↓	↓
		

نستنتج أن سرعة تطور مجموعة كيميائية تكون أكبر، كلما كانت درجة حرارتها مرتفعة.

خلاصة :

يكون تطور المجموعة الكيميائية أسرع كلما كانت :
التراكيز البدئية للمتفاعلات أكبر.
درجة الحرارة مرتفع.

1.3. أهمية العوامل الحركية

تكون بعض التحولات المراد استثمارها صناعيا، جد بطيئة، لذا يضطر الكيميائي، مثلا، إلى رفع درجة حرارة الوسط التفاعلي إلى أن تصبح هذه التحولات سريعة.

أمثلة لتسريع تحولات كيميائية :

تصنيع الأمونياك تفاعل بطيء عند درجة الحرارة الاعتيادية، من أجل تسريع هذا التحول يتم إنجازه عند درجة حرارة مرتفعة.
طهي المواد الغذائية : نستعمل طنجرة الضغط لتسريع التحول الذي يحدث بين المواد المستعملة في الطهي.

أمثلة لإبطاء أو توقيف تحول بخفض درجة الحرارة

تكون بعض التحولات الكيميائية جد سريعة، فنضطر إلى تخفيض أو إبطاء سرعتها بواسطة العوامل الحركية كإخفاض درجة الحرارة.

يمكن خفض درجة الحرارة بطريقتين :

❖ بتخفيف المتفاعلات، مما يؤدي إلى انخفاض سرعة التحول، وبالتالي يصبح التحول بطيئا أو شبه متوقف) تستعمل في التحولات المحررة للطاقة).

❖ إنجاز عملية الغطس الكيميائي لإيقاف التفاعل.

مثال : حفظ المواد الغذائية عند درجة حرارة منخفضة لتفادي أكسدة الفيتامينات وظهور مركبات مشتقة سامة ...

3. التبع الزمني لتحول كيميائي

الطرق المستعملة في الحركية الكيميائية هناك :

أ - طرق فيزيائية

قياس المواصلة

قياس pH .

قياس الحجم أو الضغط

قياس الطيف الضوئي.

ب - طرق كيميائية

المعايرة

الجزء الأول : التحولات السريعة والتحولات البطيئة لمجموعة كيميائية
Transformations rapides et transformations lentes d'un système chimique

الوحدة 2 : التتبع الزمني لتحول - سرعة التفاعل
Suivi temporel d'une transformation - Vitesse de réaction

1.1. السرعة الحجمية للتفاعل

1.1.1. تعريف :

نعر عن السرعة الحجمية للتفاعل $v(t)$ هي حاصل مقلوب حجم المحلول V جداء مشتقة تقدم التفاعل $x(t)$ بالنسبة للزمن فنكتب :

$$v(t) = \frac{1}{V} \times \frac{dx(t)}{dt}$$

ملحوظة :

* إذا كانت t بـ min فإن v بـ $mol L^{-1} min^{-1}$.

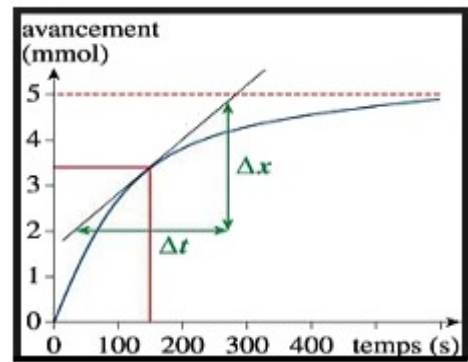
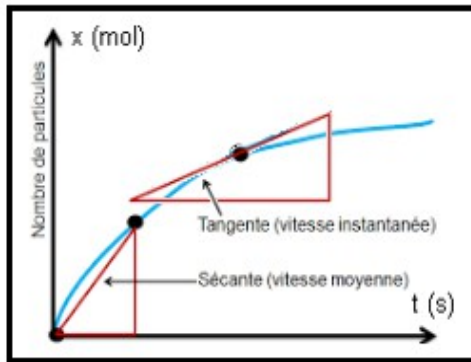
تمثل مشتقة تقدم التفاعل، وفي الرياضيات نرزم لها بـ $x'(t)$ حيث :

$$x'(t) = \frac{dx(t)}{dt} = \lim_{t \rightarrow t_0} \frac{x(t) - x(t_0)}{t - t_0} = \lim_{\Delta t} \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

هو المعامل الموجه أو المماس للمنحنى x بدلالة الزمن في النقطة أفصولها t .

1.2. الطريقة المباشرة لتحديد السرعة اللحظية:

تتطلب هذه الطريقة رسم المماس للمنحنى $x = f(t)$ عند النقطة أفصولها t .



$$v(t) = \frac{1}{V} \times \frac{\Delta x(t)}{\Delta t}$$

2. تتبع التطور الزمني لتحول كيميائي

لتتبع، كميًا، التطور الزمني لمجموعة كيميائية، يجب معرفة تركيب هذه المجموعة في كل لحظة. توجد عدة طرق تمكن من تتبع التحولات زمنيًا، نذكر من بينها :

* طرق فيزيائية :

✓ قياس المواصلة. ✓ قياس pH . ✓ قياس الحجم والضغط. ✓ قياس الطيف الضوئي.

* طرق كيميائية :

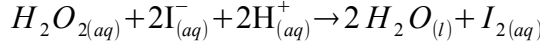
✓ المعايرة

2.1. تتبع التطور الزمني لمجموعة كيميائية بواسطة المعايرة

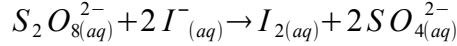
أ - مثال تحديد السرعة الحزمة لتكون ثنائي اليود

ثنائي اليود I_2 هو ناتج عن تحولات بطيئة نذكر منها :

⇨ التفاعل بين أيونات اليودور $I^-_{(aq)}$ والماء الأوكسيجيني $H_2O_{2(aq)}$ ، معادلة التفاعل هي :

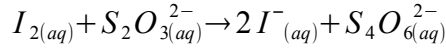


⇨ التفاعل بين أيونات اليودور $I^-_{(aq)}$ وأيونات بيروكسوثنائي كبريتات $S_2O_3^{2-}_{(aq)}$ ، معادلة التفاعل هي :



يمكن أن نحدد عند لحظة معينة t كمية مادة ثنائي اليود I_2 المتكون وذلك عن طريق المعايرة بواسطة

أيونات ثيوكبريتات $S_2O_3^{2-}_{(aq)}$ ، معادلة تفاعل المعايرة هي :



◆ **نشاط تجريبي : التفاعل بين أيونات اليودور $I^-_{(aq)}$ والماء الأوكسيجيني $H_2O_{2(aq)}$.**

تحضير الخليط :

عند $t=0$ نضيف حجما 25mL من الماء الأوكسيجيني $H_2O_{2(aq)}$ ذي تركيز $0,1\text{ mol/L}$ إلى كأس يحتوي على حجم 100mL من محلول يودور البوتاسيم KI ذي تركيز $0,1\text{ mol/L}$ في وسط حمض)

25mL من حمض الكبريت H_2SO_4 ذي تركيز $0,5\text{ mol/L}$ (فنحصل على خليط حجمه $V=150\text{ mL}$.

عند تحضير الخليط وعند لحظة t نأخذ منه 5mL ونصبها في كأس يحتوي على 50mL من الماء

المثلج. تسمى هذه العملية الغطس Trempe والهدف منها هو توقيف التفاعل بالتخفيف والتبريد. ثم نقوم بمعايرة ثنائي

اليود $I_{2(aq)}$ المتكون بمحلول ثيوكبريتات الصوديوم ذي تركيز $0,01\text{ mol/L}^{-1}$

نقوم بإنشاء الجدول الوصفي لتقدم التفاعل أثناء المعايرة، لدينا :

المعادلة الكيميائية		$I_{2(aq)} + S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-}$			
حالة المجموعة	التقدم (mol)	كمية المادة (mol)			
الحالة البدئية $t=0$	0	$n(I_{2(aq)})$	$n(S_2O_3^{2-}_{(aq)})$	0	0
الحالة البينية t	x	$n(I_{2(aq)}) - x$	$n(S_2O_3^{2-}_{(aq)}) - 2x$	$2x$	x
الحالة النهائية التكافؤ	x_{max}	$n(I_{2(aq)}) - x_{max}$	$n(S_2O_3^{2-}_{(aq)}) - 2x_{max}$	$2x_{max}$	x_{max}

عند التكافؤ كمية مادة أيونات ثيوكبريتات تساوي ضعف كمية مادة ثنائي اليود البدئي فنكتب :

$$n(S_2O_3^{2-}_{(aq)}) = 2n(I_{2(aq)})$$

وبالتالي :

$$C(S_2O_3^{2-}_{(aq)}) \times V(S_2O_3^{2-}_{(aq)})_{eq} = 2C(I_{2(aq)}) \times V(I_{2(aq)}) \Rightarrow C(I_{2(aq)}) = C(S_2O_3^{2-}_{(aq)}) \times V(S_2O_3^{2-}_{(aq)})_{eq} \times \frac{1}{V(I_{2(aq)})}$$

$$\Rightarrow C(I_{2(aq)}) = 10^{-3} \times V(S_2O_3^{2-}_{(aq)})_{eq}$$

نستنتج أن عند اللحظة t فإن كمية مادة $I_{2(aq)}$ المتكون في الخليط هي :

$$n(I_{2(aq)}) = C(I_{2(aq)}) \times V_T$$

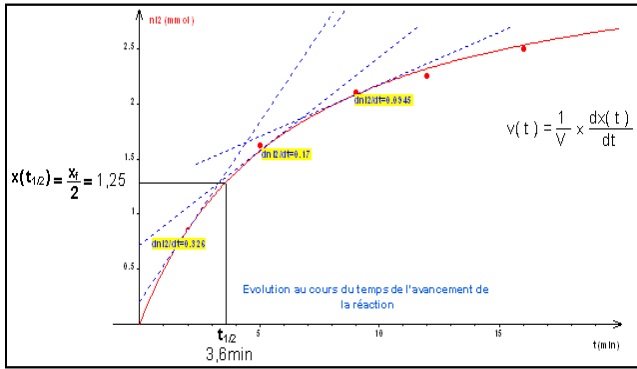
نأخذ $V_T = 0,15\text{ L}$ وهو الحجم الكلي للمحلول حيث نهمل حجم العينات التي أخذناها خلال لحظات مختلفة وبالتالي :

$$n(I_{2(aq)}) = 1,5 \cdot 10^{-4} \times V(S_2O_3^{2-}_{(aq)})_{eq}$$

استثمار : خلال التفاعل لدينا :

$H_2O_{2(aq)} + 2I^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow 2I_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$					المعادلة الكيميائية	
كمية المادة (mol)					التقدم (mol)	حالة المجموعة
0,0025	0,01	0,05	0	وفير	0	الحالة البدئية $t=0$
$0,0025 - x(t)$	$0,01 - 2x(t)$	$0,05 - 2x(t)$	$x(t)$	وفير	$x(t)$	الحالة البينية t
0	$0,01 - 2x_{max}$	$0,05 - 2x_{max}$	x_{max}	وفير	x_{max}	الحالة النهائية التكافؤ

في الحالة البدئية، تكون كميات مادة أيونات اليودور والماء الأوكسيجيني على التوالي هي $n(I^-)_i = 0,01 mol$ و $n(H_2O_2)_i = 2,5 \cdot 10^{-3} mol$ وبالتالي يكون المتفاعل المحد هو الماء الأوكسيجيني. أثناء التفاعل، في كل لحظة، تكون كمية مادة أيونات ثنائي اليود المتكون هي مقدار تقدم الزمني للتفاعل فنكتب :

$$n(I_2) = x(t)$$


جدول القياسات :

السحب	5	4	3	2
اللحظة $t (min)$	16	12	9	5
$V(S_2O_3^{2-})_{eq}$	16,7	15,0	14,0	10,8
$mmol.L^{-1}$	16,7	15,0	14,0	10,8
$n(I_2)(t) = x(t) mmol.L^{-1}$	2,50	2,25	2,10	1,62

بما أن التحول يتم في حجم ثابت، يمكن أن نستنتج أن سرعة التفاعل تتناقص خلال الزمن.

ب- زمن نصف التفاعل :

نسمي زمن نصف التفاعل $t_{1/2}$ ، المدة الزمنية التي يكون عند تمامها تقدم التفاعل x مساويا لنصف التقدم النهائي :

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$$

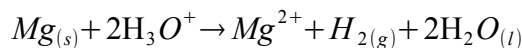
ملحوظة : يمكن زمن نصف التفاعل من تقييم المدة الزمنية اللازمة لانتهاء التحول الكيميائي المدروس ومن اختيار الطريقة الملائمة لتتبع تطور المجموعة المدروسة.

2.2. تتبع التطور الزمني لمجموعة كيميائية بانجاز قياس فيزيائي

أ - تتبع تحول كيميائي بقياس ضغط غاز

◆ مثال تفاعل المغنيزيوم مع محلول حمض الكلوريدريك :

يتفاعل فلز المغنيزيوم $Mg_{(s)}$ مع محلول حمض الكلوريدريك HCl حسب المعادلة التالية :



في الحالة البدئية (قبل حدوث التفاعل)، لدينا :

$$P_{atm} = n_0 \times \frac{R \cdot T}{V}$$

حيث n_0 كمية مادة الأنواع O_2 و N_2 المتواجدة في الهواء.

خلال التحول الكيميائي :

$$P = (n_0 + n(H_2)) \times \frac{R.T}{V} = P_{atm} + n(H_2) \times \frac{R.T}{V}$$

أي أن :

$$\Delta P = n(H_2) \times \frac{R.T}{V} = x(t) \times \frac{R.T}{V}$$

$$\Delta P_{max} = x_{max} \times \frac{R.T}{V} \quad \text{العلاقة بين تغير الضغط الأقصى}$$

$$x(t) = x_{max} \cdot \frac{\Delta P}{\Delta P_{max}} \quad \text{بقسمة العلاقتين نحصل إذن على العلاقة التالية :}$$

ب - تتبع تحول كيميائي بقياس الموصلية

يمكن تتبع تحول كيميائي بقياس الموصلية بالنسبة للتفاعلات التي يكون خلالها الفرق بين الموصلية المولية للنواتج والموصلية المولية للمتفاعلات مهما.

◆ نشاط تجريبي : قياس موصلية وسط تفاعلي :

خلال التفاعل لدينا :

$RCl + H_2O_{(l)} \rightarrow ROH + H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$					المعادلة الكيميائية	
(mol) كمية المادة					التقدم (mol)	حالة المجموعة
n_0	وفير	0	0	0	0	الحالة البدئية $t=0$
$n_0 - x(t)$	وفير	$x(t)$	$x(t)$	$x(t)$	$x(t)$	الحالة البينية t
$n_0 - x_{max}$	وفير	x_{max}	x_{max}	x_{max}	x_{max}	الحالة النهائية التكافؤ

موصلية المحلول الأيوني هي :

$$\sigma = \sum \sigma_i = \sum \lambda_i [X_i]$$

يعبر عن موصلية المحلول عند لحظة t بالعلاقة :

$$\sigma = \sum \sigma_i = \sigma_{M^+} + \sigma_{X^-} = \lambda_{H^+} [H^+_{(aq)}] + \lambda_{Cl^-} [Cl^-_{(aq)}]$$

حسب جدول التقدم لدينا :

$$[H^+_{(aq)}]_t = [Cl^-_{(aq)}]_t = \frac{x(t)}{V}$$

يبقى حجم المحلول ثابتا، إذن :

$$\sigma = (\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-}) \times \frac{x(t)}{V} \quad (1)$$

نقبل أن التحول يصل إلى الحالة النهائية : $x_f = x_{max} = n_0$

نكتب إذن :

$$\sigma_f = (\lambda_{H^+} + \lambda_{Cl^-}) \times \frac{x_{max}}{V} \quad (2)$$

بقسمة العلاقة (1) على العلاقة (2) نحصل على :

$$x(t) = x_{max} \times \frac{\sigma(t)}{\sigma_f}$$

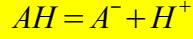
الجزء الثاني : التحول لمجموعة كيميائية هل هي دائما غير كلي
La transformation d'un système chimique est elle toujours totale

الوحدة 3 : التقدم النهائي لتفاعل كيميائي
Avancement final de la reaction

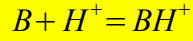
1. تذكير التفاعلات حمض قاعدة

1.1. المزدوجات قاعدة / حمض

* الحمض AH حسب نظرية برونشتيد هو كل نوع كيميائي قادر على إعطاء بروتون H^+ .



* القاعدة B حسب نظرية برونشتيد هو كل نوع كيميائي قادر على إكتساب بروتون H^+ .



1.2. التفاعل حمض قاعدة

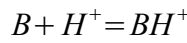
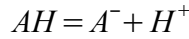
* التفاعل حمض - قاعدة حسب نظرية برونشتيد هو تبادل بروتوني بين الحمض والقاعدة.

عموما لا يتم فقدان بروتون H^+ من طرف نوع كيميائي (حمض) إلا إذا وجد مع نوع كيميائي آخر قادر على تثبيت البروتون (قاعدة) والعكس صحيح.

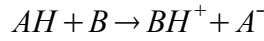
إذن ، في تفاعل كيميائي حمض - قاعدة تشارك مزدوجتان AH/A^- و BH^+/B ، حيث يتفاعل حمض إحدى المزدوجتين مع قاعدة المزدوجة الأخرى.

يتم كتابة معادلة التفاعل بإتباع الخطوات التالية :

نكتب نصف المعادلة المقرونتين بكل من المزدوجتين :



ثم ننجز المجموع :



2. تعريف وقياس pH محلول مائي

1.2. تعريف pH محلول مائي

التراكيز لأيونات H_3O^+ للمحاليل المستعملة تتراوح بين القيمتين $10^{-14} mol/L$ و $1 mol/L$. وبالتالي هذا المجال هو جد كبير لتمثيل كل التغيرات في نفس المنحنى. حيث إذا إستعملنا السلم : $1 mm \rightarrow 10^{-14} mol/L$ فبالنسبة ل $1 mol/L$ يجب تمثيل $10^{14} mm$ أي $10^6 km$ لذلك اختار الكيميائيون استعمال مفهوم pH للتعبير عن حمضية المحاليل المائية.

يرتبط pH محلول مائي بتركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ الموجودة بهذا المحلول بالعلاقة :

$$pH = -\log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

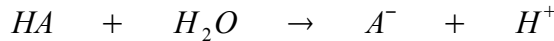
3. تقدم تحول كيميائي

التقدم x لتفاعل كيميائي هو كمية مادة المتفاعلات، و هو يمكن من تتبع تطور تركيب مجموعة خلال تحول كيميائي.

بالنسبة لتحول كيميائي ينتج عنه تكون أيونات الأوكسيونيوم يمكن قياس pH وبالتالي استنتاج التقدم النهائي لهذا التحول.

3.1. التقدم الأقصى لتفاعل حمض AH في الماء

حالة ذوبان حمض أحادي AH في الماء و المحاليل مخففة حيث $10^{-5} \text{ mol/L} \leq C \leq 10^{-1} \text{ mol/L}$.
نعتبر التحول الآتي :



$HA + H_2O \rightarrow A^- + H^+$				المعادلة الكيميائية	
كمية المادة (mol)				التقدم (mol)	حالة المجموعة
$n(AH)_i$	N	0	0	0	حالة بدئية
$n(AH)_i - x$	$N - x \approx N$	x	x	x	حالة بينية
0	N	$n(AH)_i$	$n(AH)_i$	x_{max}	الحالة نهائية

التقدم x عند لحظة t يساوي كمية مادة الحمض AH المتفاعلة أي يساوي كمية مادة أيونات الأوكسونيوم في نفس اللحظة.

$$x = n(H_3O^+) \quad \text{تقدم هذا التفاعل :}$$

التقدم الأقصى : في هذه الحالة المتفاعل المحد هو دائما الحمض AH المتفاعل كليا. كمية مادة أيونات الأوكسونيوم تساوي إذن كمية مادة البدئية للحمض.

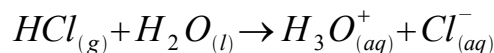
$$x_{max} = n(AH)_i$$

سؤال : هل التحولات الكيميائية جميعها كلية ؟

3.2. حالة تحولات كلية :

مثال : ذوبان غاز حمض الكلوريدريك في الماء

معادلة التفاعل هي :



نعتبر محلولاً S_1 من محلول حمض الكلوريدريك تركيزه $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ و $pH = 2,0$. نستعمل حجماً $V = 100 \text{ mL}$ من المحلول S_1 .

لنحسب كمية مادة حمض الكلوريدريك البدئية :

$$n(HCl)_i = C_1 \times V_s = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

من قياس pH نحسب كمية مادة أيونات الأوكسونيوم المتكون :

$$[H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\Leftrightarrow n(H_3O^+)_f = [H_3O^+]_f \cdot V_s = 1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

نستنتج أن :

$$n(H_3O^+)_f = n(HCl)_i = n(H_3O^+)_{max}$$

التقدم النهائي لتفاعل كلورور الهيدروجين في الماء يساوي التقدم الأقصى. تفاعل كلورور الهيدروجين في الماء يؤدي إلى تحول كلي.

تعميم : بالنسبة لتفاعل الذي يؤدي إلى تحول كلي تكون :

* في الحالة النهائية، المتفاعل المحد يستهلك كليا.

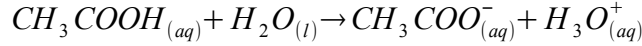
* التقدم النهائي x_f يساوي التقدم الأقصى x_{max} $x_f = x_{max}$

* التفاعل غير عكوس.

3.3. حالة توازن كيميائي :

مثال : تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء

معادلة التفاعل هي :



نعتبر محلولاً S_2 من محلول حمض الإيثانويك تركيزه $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ و $pH = 3,4$. نستعمل حجماً $V = 100 \text{ mL}$ من المحلول S_2 (S_2 أكثر حمضية من S_1).

لنحسب كمية مادة حمض الإيثانويك البدئية :

$$n(CH_3COOH)_i = C_2 \times V_s = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

من قياس pH نحسب كمية مادة أيونات الأوكسونيوم المتكون :

$$[H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow n(H_3O^+)_f = [H_3O^+]_f \cdot V_s = 4,0 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

نلاحظ أن كمية مادة أيونات الأوكسونيوم الموجودة في الحالة النهائية ($x_f = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$) أصغر من كمية مادة حمض الإيثانويك البدئية ($x_{max} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$) :

$$x_f < x_{max}$$

التقدم النهائي لتفاعل حمض الإيثانويك في الماء أصغر من التقدم الأقصى. هذا التفاعل يؤدي إلى تحول جزئي للمجموعة الكيميائية **Transformation partielle du système chimique** يلاحظ أن المجموعة في الحالة النهائية تتكون من المتفاعلات والنواتج التي تبقى كمية مادتها ثابتة خلال الزمن أي أن المجموعة الكيميائية في حالة توازن كيميائي.

صفة عامة :

يمكن خلال التحول الكيميائي لبعض المجموعات، أن نحصل على حالة تتواجد فيها المتفاعلات والنواتج معا بنسب ثابتة، . تسمى هذه الحالة النهائية، حالة التوازن الديناميكي.

3.4. منحيا تطور تحول كيميائي

سؤال : هل يمكن لتحول غير كلي أن يتطور في المنحيين ؟

للإجابة عن هذا السؤال نقوم بإنجاز التجربة التالية :

*** إضافة متفاعل :**

نضيف على المحلول S_2 كمية من مادة حمض الإيثانويك مركز قيمتها $n = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. pH المحلول ينتقل من القيمة 3,4 إلى 3,3 .

استثمار :

كمية مادة حمض الإيثانويك المضافة هي :

$$n(CH_3COOH)_i = 1,0 \cdot 10^{-3} + 1,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

في الحالة النهائية، تركيز أيونات الأوكسونيوم هو :

$$[H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow n(H_3O^+)_f = [H_3O^+]_f \cdot V_s = 5,5 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 5,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

استنتاج :

ارتفعت قيمة تقدم التفاعل لحمض الإيثانويك في الماء حيث :

$$\Delta x = 5,5 \cdot 10^{-5} - 4,0 \cdot 10^{-5} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

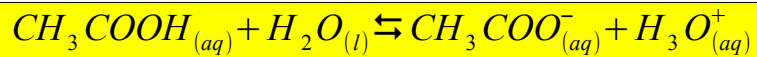
لقد تطورت المجموعة في منحى تكون الأيونات H_3O^+ ، أي في المنحى المباشر لمعادلة التفاعل.

* إضافة ناتج :

نضيف على المحلول S_2 كمية من مادة إيثانوات الصوديوم قيمتها $n = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
المحلول ينتقل من القيمة 3,3 إلى 4,8 .

انخفضت قيمة تقدم التفاعل لحمض الإيثانويك في الماء حيث انتقلت من القيمة $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ إلى القيمة $1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$.

خلاصة : يحدث خلال كل تحول كيميائي غير كلي، تفاعل في المنحيين المباشر وغير المباشر لمعادلة التفاعل .



4. نسبة التقدم النهائي

لمقارنة التقدم النهائي لتفاعل مع تقدمه الأقصى نعرف مقدار يسمى نسبة التقدم النهائي للتفاعل ونرمز له

بالحرف τ حيث :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$$

وهو مقدار بدون وحدة ومحصور بين 0 و 1 ويمكن أن نعبر عنه بنسبة مئوية (%)

نعتبر :

* : n_i : كمية المادة البدئية للمتفاعل المحد.

* : n_f : كمية المادة المتواجدة في الحالة النهائية

$\Leftarrow n_i - n_f =$ كمية المادة المتفاعلة للمتفاعل المحد عند الحالة النهائية.

$$\tau = \frac{n_i - n_f}{n_i}$$

نستنتج الحالات التالية :

* إذا كان التحول كلي فإن $\tau = 1$

✓ $n_f = 0$ (المتفاعل المحد استهلك كليا)

$$x_f = x_{max}$$

* إذا كان التحول غير كلي (جزئي) و المجموعة في حالة توازن كيميائي فإن $\tau < 1$

$$n_i - n_f < n_i \quad \curvearrowright$$

$$x_f < x_{max} \quad \curvearrowright$$

ملحوظة :

في حالة تفاعل حمض أحادي في الماء لدينا :

$$x_f = n(H_3O^+)_f = [H_3O^+]_f \cdot V_s = 10^{-pH} \cdot V_s$$

$$x_{max} = n(AH)_i = C(AH) \cdot V_s$$

نستنتج أن :

$$\tau = \frac{n(H_3O^+)}{n(AH)_i} = \frac{[H_3O^+]_f}{C(AH)} = \frac{10^{-pH}}{C(AH)}$$

تفاعل الحمض أحادي في الماء يؤدي إلى تحول كلي نكتب :

$$[H_3O^+]_f = C \Leftrightarrow pH = -\log C$$

تفاعل الحمض أحادي في الماء يؤدي إلى تحول جزئي نكتب :

$$[H_3O^+]_f < C \Leftrightarrow pH > -\log C$$

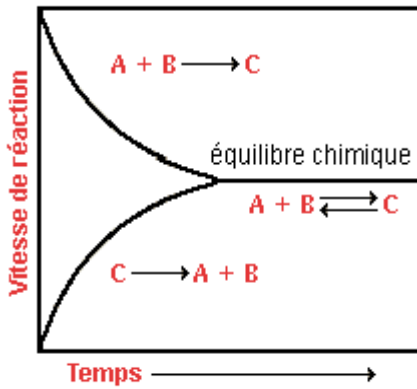
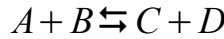
5. التفسير الميكروسكوبي لحالة التوازن الديناميكي

تكون مجموعة كيميائية في حالة التوازن، عندما تبقى درجة الحرارة والضغط وتراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة خلال الزمن، الشيء الذي يوافق الحالة النهائية للتفاعل.

سؤال : كيف نفسر ميكروسكوبيا هذا اللاتطور ؟ وما مدلول التوازن الكيميائي من وجهة النظر

الميكروسكوبية ؟

نعتبر التوازن الكيميائي التالي :



في الحالة البدئية توجد فقط الأنواع الكيميائية A و B ويحدث فقط التفاعل في المنحى المباشر $(A + B \rightarrow C + D)$ بسرعة v_1 . الأنواع C و D تنتج بدلالة A و B .

⇨ بدلالة الزمن، ارتفاع تقدم هذا التفاعل له المفاعيل التالية :

* كميات مادة A و B تنقص، وبالتالي ينقص عدد التصادمات الفعالة بينهما، وبالتالي السرعة v_1 للتفاعل في المنحى المباشر تنقص.

* كميات مادة C و D ترتفع، وبالتالي يرتفع عدد التصادمات الفعالة بينهما، وبالتالي السرعة v_2 للتفاعل في المنحى غير المباشر

$(A + B \leftarrow C + D)$ التي هي أصغر من v_1 تبدأ تترتفع. إلى حين أن تأتي اللحظة التي تكون فيها v_2 مساوية لـ v_1 .

وبالتالي في مجال زمني معين كمية المادة الخاضعة للتفاعل في المنحى المباشر تساوي كمية المادة الخاضعة للتفاعل في المنحى غير المباشر. يظهر وكأن المجموعة لا

تتطور. وبالتالي تكون المجموعة مقر تفاعلين عكوسين لهما نفس السرعة وتوصف هذه الوضعية بالتوازن الديناميكي.

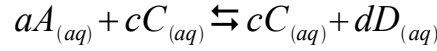
الجزء الثاني : التحول لمجموعة كيميائية هل هي دائما غير كلي
La transformation d'un système chimique est elle toujours totale

الوحدة 4 : حالة توازن مجموعة كيميائية
Etat d'équilibre d'un système chimique

1. مفهوم خارج التفاعل Q_r

1.1. تعريف

نعتبر التحول الكيميائي الذي نقرنه بالمعادلة التالية :



a ، b ، c و d تمثل معاملات التناسب.

نقبل أن خارج التفاعل المقرون بهذا التحول الكيميائي بالنسبة لحالة معينة للمجموعة الكيميائية تعطيه العلاقة :

$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

$[X]$: يمثل في العلاقة التركيز الفعلي للنوع الكيميائي X ووحدته mol/L

1.2. الاصطلاح

في تعبير خارج التفاعل Q_r لا نعتبر سوى الأنواع الكيميائية المذابة في المحلول المائي، فلا يظهر المذيب (الماء) أو الأجسام الصلبة في كتابة تعبير خارج التفاعل، حتى وإن كانت ظاهرة في كتابة معادلة التحول الكيميائي.

1.3. أمثلة

أكتب تعبير خارج التفاعل Q_r للتحولات التالية :

$Q_r = \frac{[I_{(aq)}^-]^2 \times [S_4O_6^{2-}]}{[I_2(aq)] \times [S_2O_3^{2-}]^2}$	$I_{2(aq)} + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I_{(aq)}^- + S_4O_6^{2-}$
$Q_r = \frac{[CH_3COO_{(aq)}^-] \times [H_3O_{(aq)}^+]}{[CH_3COOH_{(aq)}]}$	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$
$Q_r = \frac{[Cu_{(aq)}^{2+}]}{[Ag_{(aq)}^{2+}]^2}$	$Cu_{(s)} + 2Ag_{(aq)}^+ \rightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + 2Ag_{(s)}$
$Q_r = \frac{1}{[Fe_{(aq)}^{2+}] \times [OH_{(aq)}^-]^3}$	$Fe_{(aq)}^{2+} + 3OH_{(aq)}^- \rightarrow Fe(OH)_{3(s)}$

2. تطور مجموعة و تعبير خارج التفاعل Q_r

1.2. قيم خاصة لخارج التفاعل

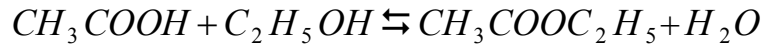
$Q_r = 0$ ⇔ $[C]^c$ أو $[D]^d$ منعدم ⇔ على الأقل أحد المتفاعلات غير متواجد.

$Q_r = \infty$ ⇔ $[A]^a$ أو $[B]^b$ يؤول إلى الصفر ⇔ على الأقل أحد المتفاعلات يوجد في حالة آثار *traces*.

⇔ التفاعل كلي، أي أن المتفاعل المحد أستهلك كلياً .

2.2. تطور مجموعة و تغيير خارج التفاعل Q_r

نعتبر تطور المجموعة الكيميائية التالية :



☞ عندما يتطور التفاعل تلقائيا في المنحى المباشر، فإن خارج ال تفاعل Q_r يرتفع.

☞ عندما يتطور التفاعل تلقائيا في المنحى غير المباشر، فإن خارج التفاعل Q_r ينقص .

2.3. حالة التوازن

عندما تكون مجموعة في حالة توازن ديناميكي فإن خارج التفاعل Q_r يبقى مقدارا ثابتا. نسمي هذه المقدار بخارج

التفاعل عند التوازن نرمز له ب $Q_{r, \text{éq}}$

$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{\prod [Produits]_{\text{éq}}^{\text{coef stoech}}}{\prod [Réactifs]_{\text{éq}}^{\text{coef stoech}}}$$

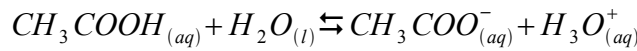
3. تحديد خارج التفاعل $Q_{r, \text{éq}}$ عند حالة التوازن :

3.1. الطرق :

لتحديد خارج التفاعل $Q_{r, \text{éq}}$ عند حالة التوازن، يجب معرفة قيم التراكيز المولية الفعلية لمختلف الأنواع الكيميائية المذابة في المحلول عند التوازن. يمكن قياس هذه التراكيز بطرق متعددة، مثل قياس الموصلية (أو الموصلية) أو استعمال جهاز قياس pH متر

3.2. تحديد $Q_{r, \text{éq}}$ باستعمال جهاز pH متر

محلول مائي لحمض الإيثانويك ذي تركيز $C = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ وله $pH = 3,55$ أحسب $Q_{r, \text{éq}}$.



$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}}}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,55} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COOH]_{\text{éq}} = C - [CH_3COO^-]_{\text{éq}} = 5,0 \cdot 10^{-3} - 2,8 \cdot 10^{-4} = 4,72 \cdot 10^{-3} \approx 4,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}}} = \frac{(2,8 \cdot 10^{-4})^2}{4,7 \cdot 10^{-3}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

3.3. تحديد $Q_{r, \text{éq}}$ بقياس الموصلية

تذكير :

① الموصلية لجزء من محلول إلكتروليتي يتناسب مع (أبعاد خلية القياس) ومنه نكتب :

$$G = \sigma \frac{S}{L}$$

σ : تسمى الموصلية Conductivité وهي الخاصية المميزة للمحلول وهي تتعلق فقط بالعوامل الفيزيائية و الكيميائية للمحلول وليس بمجموعة القياس. وهي تعبر عن مقدرة المحلول على توصيل التيار الكهربائي.

② موصلية محلول أيوني :

بالنسبة للمحاليل الأيونية جد مخففة ، تتناسب الموصلية σ للإلكتروليت مع التركيز ونكتب :

$$\sigma = \lambda \times C$$

λ : تمثل الموصلية المولية للإلكتروليت وحدتها هي $S.m^2.mol^{-1}$

③ الموصلية المولية الأيونية λ لأيون :

في محلول إلكتروليتي كل أيون يساهم في توصيل التيار الكهربائي. وبالتالي تكون الموصلية المولية الأيونية

للمحلول هي مجموع الموصليات المولية لكل أيون ونكتب :

$$\sigma = \sum \sigma_i$$

تكون الموصلية الأيونية لأيون X_i أحادي الشحنة هي مضروب الموصلية المولية الأيونية λ_i وتركيزه ونكتب :

$$\sigma_i = \lambda_i [X_i]$$

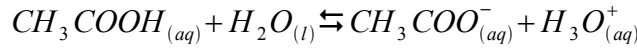
④ موصلية المحلول الأيوني المتكون من عدة أيونات أحادية الشحنة

موصلية المحلول الأيوني هي :

$$\sigma = \sum \sigma_i = \sum \lambda_i [X_i]$$

حساب $Q_{r, \acute{e}q}$ بالنسبة لتفاعل حمض الإيثانويك في الماء

معادلة تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء هي :



$$Q_{r, \acute{e}q} = \frac{[CH_3COO^-]_{\acute{e}q} \times [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[CH_3COOH]_{\acute{e}q}} = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2}{C - [H_3O^+]_{\acute{e}q}}$$

$$\sigma = \sum \sigma_i = \sum \lambda_i [X_i] = \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_{\acute{e}q} + \lambda_{CH_3COO^-} [CH_3COO^-]_{\acute{e}q} = (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-}) \times [H_3O^+]_{\acute{e}q}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-}}$$

عند قياس مواسلة المحلول G عند درجة الحرارة $25^\circ C$ نجد القيمة $G = 0,105 mS$ و أبعاد الخلية

هي :

$$\frac{L}{S} = 104,2 m^{-1}$$

لدينا :

$$\sigma = G \times \frac{L}{S} = 10,94 mS.m^{-1}$$

لدينا أيضا :

$$\lambda_{H_3O^+} = 35 mS.m^2.mol^{-1}, \lambda_{CH_3COO^-} = 4,09 mS.m^2.mol^{-1}$$

نحصل على :

$$[H_3O^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-}} = 0,28 \cdot 10^{-3} mol/L$$

$$Q_{r, \acute{e}q} = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2}{C - [H_3O^+]_{\acute{e}q}} = 1,66 \cdot 10^{-5}$$

ملحوظة :

حساب $Q_{r, \acute{e}q}$ بالنسبة لمختلف التراكيز نحصل على النتائج التالية :

$1,0 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-1}$	$C(mol/L)$
$4,26 \cdot 10^{-5}$	$4,26 \cdot 10^{-4}$	$4,26 \cdot 10^{-3}$	$4,26 \cdot 10^{-2}$	$G(S)$
$1,63 \cdot 10^{-5}$	$1,64 \cdot 10^{-5}$	$1,75 \cdot 10^{-5}$	$1,71 \cdot 10^{-5}$	$Q_{r, \acute{e}q}$

نستنتج ، أن خارج التفاعل يأخذ القيمة نفسها عند حالة التوازن، أي أنه لا يتعلق بالحالة البدئية (أي التراكيز البدئية).

بصفة عامة : عند درجة حرارة معينة، يكون خارج التفاعل عند التوازن ثابتا أيا كانت الحالة البدئية للمجموعة.

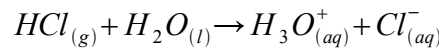
3.4. ثابتة التوازن

بالنسبة لتفاعل معين، يأخذ خارج التفاعل عند التوازن قيمة $Q_{r, \acute{e}q}$ تسمى ثابتة التوازن K

$$K = Q_{r, \acute{e}q} \text{ ولا تتعلق إلا بدرجة الحرارة}$$

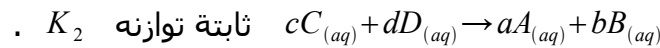
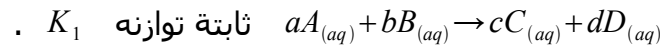
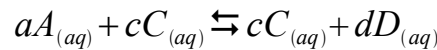
أ - ثابتة التوازن لتحول كلي

نعتبر أن تفاعلا يكون كليا ، عندما يكون تركيز المتفاعل المحد تقريبا منعذما أو يؤول إلى قيمة جد صغيرة ، أي عندما تكون قيمة K جد كبيرة ($K > 10^4$) ، في هذه الحالة نستعمل سهما منفردا في المعادلة الحصيلة كتفاعل كلورور الهيدروجين في الماء تفاعل كلي :



ب - ثابتة التوازن للتفاعل في المنحى غير المباشر

إذا اعتبرنا التفاعلين اللذين يحدثان في المنحيين (1) و (2) .



العلاقة بين ثابتتي التوازن K_1 و K_2 لتفاعلين يحدثان في منحيين متعاكسين هي :

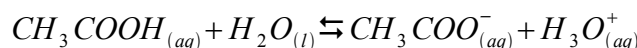
$$K_1 = \frac{1}{K_2}$$

4. نسبة التقدم النهائي لتفاعل حمض أحادي AH في الماء

4.1. تأثير ثابتة التوازن K على نسبة التقدم النهائي τ

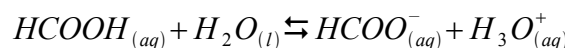
مثال :

نأخذ محلولين حمضيين لهما نفس التركيز $C = 1,0 \cdot 10^{-2} mol/L$.
محلول S_1 لحمض الإيثانويك معادلة التفاعل هي :



عند $25^\circ C$ نجد $K_1 = 1,6 \cdot 10^{-5}$ و قيمة نسبة التقدم النهائي هي $\tau_1 = 0,039$

محلول S_2 لحمض الميثانويك معادلة التفاعل هي :

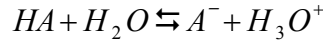


عند $25^\circ C$ نجد $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-4}$ و قيمة نسبة التقدم النهائي هي $\tau_2 = 0,126$

كلما كانت ثابتة التوازن كبيرة ، كانت نسبة التقدم النهائي مرتفعة.

4.2. تأثير الحالة البدئية لمجموعة كيميائية على نسبة التقدم النهائي τ

مثال : نعتبر معادلة التفاعل التالية :



العلاقة بين ثابتة التوازن K ونسبة التقدم النهائي τ هي :

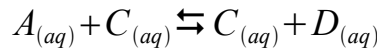
$$K = \frac{[H_3O^+_{(éq)}] \cdot [A^-_{(éq)}]}{[AH_{(éq)}]} = \frac{[H_3O^+_{(éq)}] \cdot [H_3O^+_{(éq)}]}{C - [H_3O^+_{(éq)}]}$$

$$K = \frac{C^2 \tau^2}{C(1-\tau)} = \frac{C \tau^2}{(1-\tau)}$$

$$K = Cte \Leftrightarrow Si C \nearrow \Rightarrow \tau \searrow \text{ et inversement}$$

تتعلق قيمة نسبة التقدم النهائي بالحالة البدئية للمجموعة ، فكلما كانت التراكيز صغيرة ، كلما كانت نسبة التقدم النهائي كبيرة.

ملحوظة : نعتبر التحول الكيميائي الذي نقرنه بالمعادلة التالية :



$$K = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$

K تتعلق فقط بدرجة الحرارة ولا تتعلق بالتركيبية البدئية

من الجدول الوصفي لتقدم التفاعل نستنتج أن :

$$K = \frac{x_f^2}{(n_0 - x_f)^2} = \frac{\tau^2 \cdot x_{max}^2}{(x_{max} - \tau x_{max})^2} = \frac{\tau^2}{(1-\tau)^2}$$

τ تتعلق بثابتة التوازن K

الجزء الثاني : التحول لمجموعة كيميائية هل هي دائما غير كلي
La transformation d'un système chimique est elle toujours totale

الوحدة 5 التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض - قاعدة في محلول مائي

1. pH المحاليل المائية

1.1. التحلل البروتوني الذاتي للماء الخالص :

① تواجد الأيونات بالماء الخالص :



في المختبرات المختصة التي تحتوي على المعدات الضرورية لتحضير الماء الخالص يمكن أن نبين تجريبيا على أن الماء الخالص يحتوي على أيونات.

عند قياس الموصلية فهي غير منعدمة حيث عند

$$25^{\circ}C \text{ نجد : } \sigma = 5,5 \cdot 10^{-6} S.m^{-1}$$

وكذلك عند قياس pH الماء الخالص عند

$25^{\circ}C$ نجد القيمة $pH=7$ نستنتج على أن الماء الخالص يحتوي على

أيونات الأوكسونيوم H_3O^+

$25^{\circ}C$ نجد

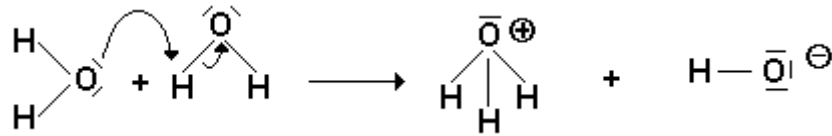
$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-7} mol/L$$

سؤال : كيف يمكن تليل وجود الأيونات في الماء الخالص ؟

② معادلة التفاعل لتكوين هذه الأيونات

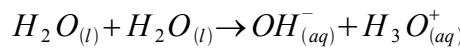
مصدر تواجد هذه الأيونات في الماء الخالص هو تأين بعض جزيئات الماء نتيجة اصطدامها داخل المحلول. يمكن

أن نعبر عن ذلك بالمعادلة التالية :



الماء H_2O هو قاعدة مزدوجة ($H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$) و حمض مزدوجة ($H_2O_{(l)}/OH^-_{(aq)}$) (الماء نوع

أمفوليتي). إذن، يحدث داخل الماء، تفاعل نعبر عنه بالمعادلة التالية :



③ التوازن للتحلل البروتوني الذاتي

عند درجة الحرارة الإعتيادية ($25^{\circ}C$) نسبة التقدم النهائي τ للتفاعل بين جزيئين من الماء جد ضعيفة.

الكتلة الحجمية للماء هي $997,20 g.L^{-1}$ وتركيز أيونات الأوكسونيوم هي: $[H_3O^+] = 10^{-7} mol/L$ الكتلة

المولية للماء هي $18,0 g/mol$. لتر واحد من الماء يحتوي على :

لحساب تقدم التفاعل $x_{\acute{e}q}$ عند التوازن والتقدم الأقصى x_{max} ، نشئ جدول التقدم :

$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$				المعادلة الكيميائية	
كمية المادة (mol)				التقدم (mol)	حالة المجموعة
$n_i(H_2O)$	$n_i(H_2O)$	0	0	0	حالة بدئية
$n_i(H_2O) - x_{\acute{e}q}$	$n_i(H_2O) - x_{\acute{e}q}$	$x_{\acute{e}q}$	$x_{\acute{e}q}$	$x_{\acute{e}q}$	عند التوازن
0	0	x_{max}	x_{max}	x_{max}	التقدم الأقصى

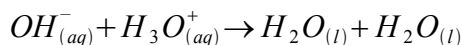
بالنسبة لحجم $V=1L$ من الماء الخالص، يكون تقدم التفاعل عند التوازن هو :

$$x_{\acute{e}q} = n(H_3O^+)_{\acute{e}q} = [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot V_s = 10^{-7} \text{ mol}$$

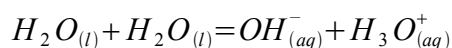
$$x_{max} = n_i(H_2O) = \frac{m_i}{M(H_2O)} = \frac{\rho \cdot V}{M(H_2O)} = 55,4 \text{ mol}$$

$$\tau = \frac{1,0 \cdot 10^{-7}}{55,4} = 1,8 \cdot 10^{-9}$$

نستنتج أن التحلل البروتوني الذاتي للماء، تفاعل جد محدود. كذلك التفاعل بين أيون الأوكسونيوم وأيون الهيدروكسيد لإعطاء جزئتان من الماء هو تفاعل تلقائي. نعبّر عن هذه المعادلة كالتالي :



خلاصة : الماء هو مقر توازن يسمى تحلل بروتوني ذاتي معادلته هي :



كميات أيونات H_3O^+ و OH^- الناتجة عن هذا التوازن متساوية. في الماء الخالص لدينا :

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

④ الجداء الأيوني للماء :

الجداء الأيوني للماء هو ثابتة هذا التوازن (التحلل البروتوني الذاتي للماء) نرسم لها ب K_e . وهو يعرف بجداء تراكيز أيونات H_3O^+ و OH^- .

$$K_{e(T)} = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

لأسباب عملية، نقرن بالثابتة K_e المقدار pK_e بحيث :

$$pK_e = -\log K_e$$

في الماء الخالص :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_e}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \cdot pK_e$$

K_e ثابتة لا تتغير إلا بتغيير درجة الحرارة.

100	80	60	40	30	25	20	10	0	T °C
$55,0 \cdot 10^{-14}$	$25,1 \cdot 10^{-14}$	$9,55 \cdot 10^{-14}$	$2,95 \cdot 10^{-14}$	$1,48 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$0,69 \cdot 10^{-14}$	$0,30 \cdot 10^{-14}$	$0,11 \cdot 10^{-14}$	K_e
12,26	12,60	13,02	13,53	13,83	14	14,16	14,53	14,96	pK_e

2.1. تصنيف المحاليل المائية

1- المحاليل المحايدة :

نسمي محلولاً محايداً كل محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ و OH^- بكمية متساوية

$$[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = [H_3O^+]^2 \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{K_e} \Rightarrow [H_3O^+] = (K_e)^{\frac{1}{2}}$$

$$pH = \frac{1}{2} \times pK_e$$

◆ أمثلة لبعض المحاليل المحايدة :

الماء الخالص، محلول مائي لكلورور الصوديوم (Na^+, Cl^-)، محلول مائي لبرمنغنات البوتاسيوم (K^+, MnO_4^-)

ب - المحاليل المائية الحمضية :

هي كل المحاليل التي تحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ بكمية أكبر من أيونات الهيدروكسيد OH^-

$$[H_3O^+] > [OH^-] \Leftrightarrow [H_3O^+]^2 > K_e \Leftrightarrow pH < \frac{1}{2} pK_e$$

♦ أمثلة لبعض المحاليل الحمضية :

محلول حمض الكلوريدريك - محلول حمض الكبريت - محلول حمض الإيثانويك (CH_3COOH)

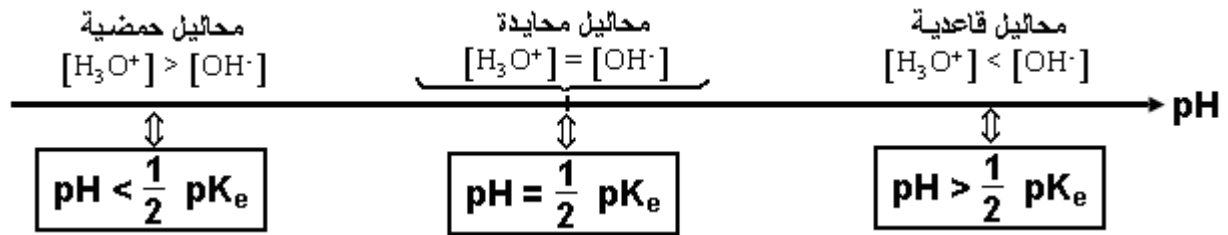
ج - المحاليل القاعدية

هي كل المحاليل التي تحتوي على أيونات الهيدروكسيد OH^- بكمية أكبر مما نجده في الماء الخالص.

$$[H_3O^+] < [OH^-] \Leftrightarrow [H_3O^+]^2 < K_e \Leftrightarrow pH > \frac{1}{2} pK_e$$

♦ أمثلة لبعض المحاليل القاعدية :

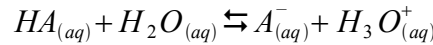
محلول ماء جافيل ($HClO$) - محلول هيدروكسيد الصوديوم - محلول الأمونياك



2. ثابتة الحمضية لمزدوجة قاعدة - حمض

2.1. تعريف

تكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند ذوبان الحمض HA في الماء على الشكل :



تسمى ثابتة التوازن المقرونة بهذا التفاعل، ثابتة الحمضية وهي تتعلق بدرجة الحرارة كما أنها ليست لها وحدة. ويعبر عنها بالعلاقة :

$$K_A(T) = \frac{[H_3O^+_{(aq)}] \cdot [A^-_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]}$$

وهي الثابتة الحمضية للمزدوجة A^- / AH

2.2. العلاقة بين pH و pK_A :

من التعريف العام لثابتة الحمضية K_A نستنتج أن :

$$[H_3O^+_{(aq)}] = \frac{K_A(T) \cdot [A^-_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]} \Rightarrow \log([H_3O^+_{(aq)}]) = \log\left(\frac{K_A(T) \cdot [A^-_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]}\right)$$

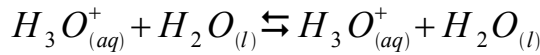
$$\Rightarrow \log([H_3O^+_{(aq)}]) = \log(K_A(T)) + \log\left(\frac{[A^-_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]}\right) \Leftrightarrow -\log([H_3O^+_{(aq)}]) = -\log(K_A(T)) + -\log\left(\frac{[A^-_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]}\right)$$

$$\Leftrightarrow pH = pK_A + \log\left(\frac{[A^-_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]}\right)$$

2.3. ثابتة الحمضية لمزدوجتي الماء

الماء نوع أمفوليتي يتدخل في مزدوجتين قاعدة / حمض :

* بالنسبة للمزدوجة $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$ الثابتة الحمضية المقرونة بمعادلة تفاعل الحمض H_3O^+ مع الماء :

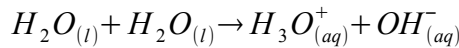


يعبر عن ثابتة الحمضية K_{A1} بالعلاقة :

$$K_{A1} = \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 1 \Rightarrow pK_{A1} = 0$$

* بالنسبة للمزدوجة $H_2O_{(l)}/OH^-_{(aq)}$ هي الثابتة الحمضية المقرونة بمعادلة تفاعل الحمض H_2O مع

الماء :



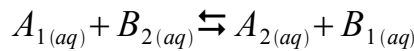
يعبر عن ثابتة الحمضية K_{A2} بالعلاقة :

$$K_{A2} = [H_3O^+] \times [OH^-] = K_{e(T)} = 10^{-14} \Leftrightarrow pK_{A2} = 14$$

4.2. ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة

و نعتبر التفاعل حمض - قاعدة بين A_1 المنتمي للمزدوجة A_1/B_1 ذات الثابتة الحمضية K_{A1}

القاعدة B_2 المنتمي للمزدوجة A_2/B_2 ذات الثابتة الحمضية K_{A2}



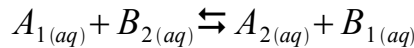
يعبر عن ثابتة الحمضية K_{A2} بالعلاقة :

$$K_{A2} = [H_3O^+] \times [OH^-] = K_{e(T)} = 10^{-14} \Rightarrow pK_{A2} = 14$$

4.2. ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة

و نعتبر التفاعل حمض - قاعدة بين A_1 المنتمي للمزدوجة A_1/B_1 ذات الثابتة الحمضية K_{A1}

القاعدة B_2 المنتمي للمزدوجة A_2/B_2 ذات الثابتة الحمضية K_{A2}



يعبر عن ثابتة التوازن المقرونة بمعادلة هذا التفاعل كالتالي :

يعبر عن ثابتة التوازن المقرونة بمعادلة هذا التفاعل كالتالي :

$$K = \frac{[B_1] \times [A_2]}{[B_2] \times [A_1]} = \frac{[B_1] \times [A_2]}{[B_2] \times [A_1]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{[B_1] \times [H_3O^+]}{[A_1]} \times \frac{[A_2]}{[B_2] \times [H_3O^+]}$$

$$K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = 10^{(pK_{A2} - pK_{A1})}$$

3. قوة حمض وقوة قاعدة

3.1. مقارنة سلوك الأحماض في محلول مائي :

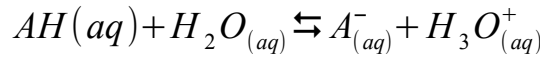
* نشاط تحريسي :

نعتبر محلولين S_1 و S_2 لهما نفس التركيز $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

محلول حمض الإيثانويك عند قياس pH المحلول نجد القيمة 3,4 . قيمة K_A هي $1,6 \cdot 10^{-6}$
محلول حمض البنزويك عند قياس pH المحلول نجد القيمة 3,1 . قيمة K_A هي $6,3 \cdot 10^{-5}$

* استثمار :

يتفاعل الحمض AH مع الماء حسب المعادلة :



عند التوازن، نكتب نسبة التقدم النهائي على شكل :

$$\tau = \frac{n_{eq}(H_3O^+)}{n_i(AH)} \Rightarrow \tau = \frac{[H_3O^+] \times V}{C \times V} \Rightarrow \tau = \frac{10^{-pH}}{C}$$

يبين تعبير τ بدلالة ال pH أنه كلما كان pH المحلول أصغر، كانت نسبة التقدم النهائي أكبر.
تتميز كل مزدوجة قاعدة / حمض بثابتة حمضية K_A أو pK_A .
نستنتج أن كلما كانت τ مرتفعة كلما كانت الثابتة الحمضية K_A أكبر.

* استنتاج :

يكون حمض A_1H أقوى من حمض A_2H ، إذا كانت، بالنسبة للتركيز نفسه، نسبة التقدم النهائي لتفاعله مع الماء أكبر ($\tau_1 > \tau_2$)

ملحوظة :

تعبير K_A بدلالة τ في حالة محلول حمضي :

بالنسبة للتفاعل بين حمض المزدوجة AH/A^- وقاعدة المزدوجة $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$ لدينا :

$$[AH] = C(1 - \tau); [B] = [H_3O^+] = C \cdot \tau; K_A = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

$$\Rightarrow K_A = \frac{C \cdot \tau^2}{1 - \tau}$$

نتحقق بسهولة أن بالنسبة لنفس التركيز K_A دالة تصاعدية ل τ

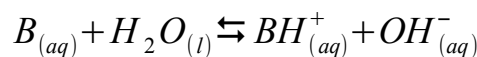
خلاصة : بالنسبة للتركيز نفسه، يكون حمض أقوى (τ كبيرة) إذا :

* كان pH المحلول ضعيفا.

* كانت الثابتة الحمضية K_A للمزدوجة المتداخلة كبيرة، أي أن الثابتة pK_A صغيرة.

3.2. مقارنة سلوك القواعد في محلول مائي :

بصفة عامة تتفاعل القاعدة B مع الماء حسب المعادلة :



عند التوازن، نكتب نسبة التقدم النهائي على شكل :

$$\tau = \frac{n_{eq}(OH^-)}{n_i(B)} \Rightarrow \tau = \frac{[OH^-] \times V}{C \times V} \Rightarrow \tau = \frac{10^{-pH - pK_e}}{C}$$

يبين تعبير τ بدلالة ال pH أنه كلما كان pH المحلول أكبر، كانت نسبة التقدم النهائي أكبر.

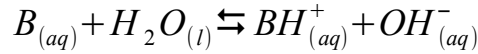
تتميز كل مزدوجة قاعدة / حمض بثابتة حمضية K_A أو pK_A .
نستنتج أن كلما كانت τ مرتفعة كلما كانت الثابتة الحمضية K_A أصغر.

* استنتاج :

تكون قاعدة B_1 أقوى من قاعدة B_2 ، إذا كانت، بالنسبة للتركيز نفسه، نسبة التقدم النهائي لتفاعله مع الماء أكبر ($\tau_1 > \tau_2$)

ملحوظة : تعبير K_A بدلالة τ في حالة محلول قاعدي :

بالنسبة للتفاعل بين حمض المزدوجة BH^+/B وقاعدة المزدوجة $H_2O(l)/OH^-(aq)$ لدينا :



ثابتة التوازن للمعادلة الكيميائية هي :

$$K = Q_{r,eq} = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B]} = \frac{[BH^+].K_e}{[B].[H_3O^+]} = K_e.K_A^{-1}$$

$$[B] = C(1-\tau); [BH^+] = [OH^-] = C.\tau; K_A = \frac{[B].[H_3O^+]}{[BH^+]} \Rightarrow K_A = \frac{1-\tau}{C\tau^2} \times K_e$$

نتحقق بسهولة أن بالنسبة لنفس التركيز K_A دالة تنازلية ل τ

* خلاصة :

بالنسبة للتركيز نفسه، تكون قاعدة أقوى (τ كبيرة) إذا :

* كان pH المحلول كبيراً.

* كانت الثابتة الحمضية K_A للمزدوجة المتداخلة صغيرة، أي أن الثابتة pK_A كبيرة.

* ترتيب بعض المزدوجات حمض قاعدة :

pK_A	K_A	الصيغة	إسم المزدوجة
14	10^{-14}	H_2O / OH^-	ماء \ أيون الهيدروكسيد
10,7	$1,9.10^{-11}$	$CH_3 - NH_3^+ / CH_3 - NH_2$	أيون ميثيل أمونيوم \ ميثيل أمين
10,3	$4,8.10^{-11}$	HCO_3^- / CO_3^{2-}	أيون هيدروجنوكربونات \ أيون كربونات
10	$1,0.10^{-10}$	$C_6H_5 - OH / C_6H_5 - O^-$	فينول \ أيون فينات
9,21	$6,2.10^{-10}$	HCN / CN^-	سيانور الهيدروجين \ أيون سيانور
9,20	$6,3.10^{-10}$	NH_4^+ / NH_3	أيون أمونيوم \ أمونياك
7,30	$5,0.10^{-8}$	$HClO / ClO^-$	حمض فوق كلوروز \ أيون فوق كلوريت
6,35	$4,5.10^{-7}$	CO_2 / HCO_3^-	ثنائي أكسيد الكربون \ أيون هيدروجنوكربونات
4,75	$1,8.10^{-5}$	$CH_3 - COOH / CH_3 - COO^-$	حمض الإيثانويك \ أيون إيثانوات
4,62	$2,4.10^{-5}$	$C_6H_5 - NH_3^+ / C_6H_5 - NH_2$	أيون أنيلينيوم \ أنيلين
4,20	$6,3.10^{-5}$	$C_6H_5 - COOH / C_6H_5 - COO^-$	حمض بنزويك \ أيون بنزوات
3,60	$2,5.10^{-4}$	$R - COOH / R - COO^-$	حمض أسيتيسايسيثيك \ أيون أسيتيسايسيثيلات
3,75	$1,8.10^{-4}$	$H - COOH / H - COO^-$	حمض ميثانويك \ أيون ميثانوات
3,30	$5,0.10^{-4}$	HNO_2 / NO_2^-	حمض نتروز \ أيون نتريت
3,17	$6,8.10^{-4}$	HF / F^-	فلوروز الهيدروجين \ أيون فلوروز
2,86	$1,4.10^{-3}$	$CH_2Cl - COOH / CH_2Cl - COO^-$	حمض كلوروايثانويك \ أيون كلوروايثانوات
0	1	H_3O^+ / H_2O	أيون هيدرونيوم \ ماء

4. مخططات الهيمنة والتوزيع

1.4. مخططات الهيمنة

تتحقق العلاقة التالية بالنسبة للمزدوجة قاعدة / حمض AH/A^- في محلول مائي :

$$\Leftrightarrow pH = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{(aq)}}{[AH]_{(aq)}}\right)$$

تبرز هذه العلاقة عن ثلاث حالات :

$$[A^-] = [AH] \Leftrightarrow pH = pK_A \quad ①$$

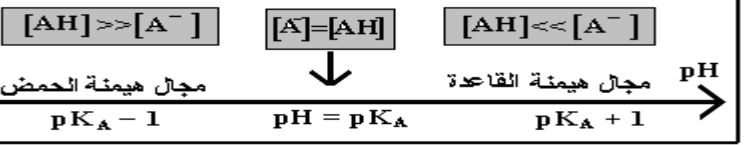
لا يعتبر أي منهما مهيمن على الآخر.

$$[A^-] > [AH] \Leftrightarrow pH > pK_A \quad ②$$

القاعدة مهيمنة على الحمض.

$$[A^-] < [AH] \Leftrightarrow pH < pK_A \quad ③$$

الحمض مهيمن على القاعدة



2.4. مخططات التوزيع

لنعتبر محلولاً مائياً يحتوي على الحمض AH و قاعدته المرافقة A^- .

نسمي نسبة الحمض في المحلول، المقدار

$$\alpha(AH) = \frac{[AH]}{[AH] + [A^-]}$$

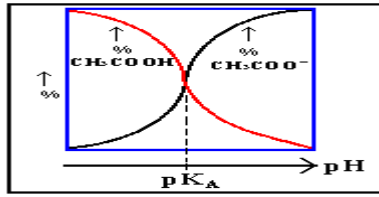
نسمي نسبة القاعدة في المحلول، المقدار

$$\alpha(A^-) = \frac{[A^-]}{[AH] + [A^-]}$$

يمثل مخطط التوزيع تطور النسبتين المئويتين

للحمض والقاعدة المرافقة له بدلالة pH المحلول

عند نفس درجة الحرارة.



ملحوظة: نقول أن نوعاً A مهيمن على نوع B إذا كان لدينا :

$$\frac{[A]}{[B]} > 10$$

لدينا من تعريف ثابتة الحمضية K_A :

$$\frac{[AH]}{[A^-]} = \frac{[H_3O^+]}{K_A} = \frac{10^{-pH}}{10^{-pK_A}} = 10^{pK_A - pH} \Leftrightarrow \frac{[AH]}{[A^-]} = 10^{pK_A - pH}$$

الحمض AH مهيمن على القاعدة A^- إذن :

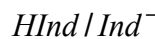
$$\frac{[AH]}{[A^-]} > 10 \Leftrightarrow 10^{pK_A - pH} > 10^1 \Leftrightarrow pH < pK_A - 1$$

القاعدة A^- مهيمن على الحمض AH إذن :

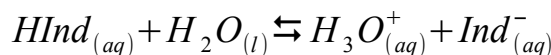
$$\frac{[A^-]}{[AH]} > 10 \Leftrightarrow \frac{K_A}{[H_3O^+]} > 10^1 \Leftrightarrow 10^{pH - pK_A} > 10^1 \Leftrightarrow pH > pK_A + 1$$

3.4. حالة الكواشف الملونة :

الكاشف الملون هو حمض عضوي ضعيف أو قاعدة عضوية ضعيفة بحيث يأخذ الحمض أو القاعدة المرافقة له لونين مختلفين حسب طبيعة المحلول الذي يوجد فيه.



نرمز لمزدوجة الكاشف الملون :



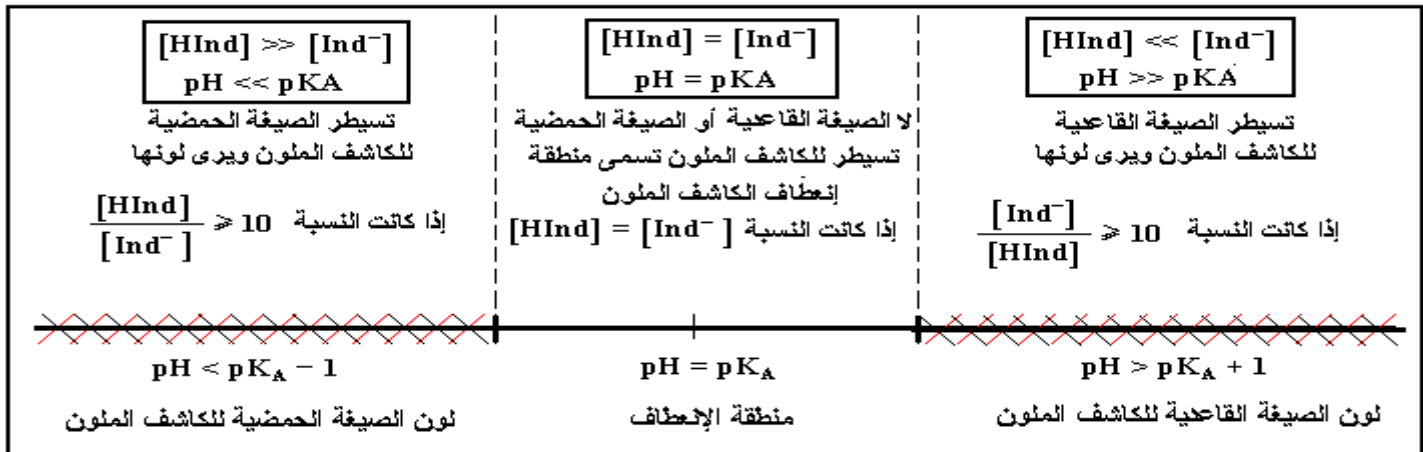
$$K_A = K_{HInd/Ind^-} = \frac{[H_3O^+] \cdot [Ind^-]}{[HInd]} \quad (1)$$

② مجال هيمنة الصيغة الحمضية أو القاعدية للكاشف الملون

من (1) نستنتج أن :

$$\frac{[Ind^-]}{[HInd]} = \frac{K_A}{[H_3O^+]} = 10^{pH - pK_A}$$

تبرز هذه العلاقة عن ثلاث حالات :



③ منطقة انعطاف الكاشف الملون

1- اللون الحساس أو اللوينة الحساسة :

نسمي لوينة حساسة لكاشف ملون، اللوينة المحصل عليها عندما يكون :

$$[HInd] = [Ind^-]$$

أي اللون الذي يتوسط لون الصيغتين الحمضية و القاعدية للكاشف الملون. في هذه الحالة لدينا :

$$pH = pK_A$$

2 - منطقة الإنعطاف :

عند تغير قيمة pH المحلول فإن تركيزي الصيغتين الحمضية و القاعدية للكاشف تتغير كذلك وبالتالي ترى العين لون الصيغة الحمضية أو القاعدية للكاشف حسب قيمة pH .

④ استعمال الكواشف الملونة :

من أهم استعمالات الكواشف الملونة :

* التعيين التقريبي لقيمة pH المحلول المائي وذلك باستعمال ورق pH مبلل بكاشف عام يحتوي على عدة كواشف ملونة.

* مقارنة قوة الأحماض والقواعد بالنسبة لمحاليل لها نفس التركيز ونفس الحجم.

* معايرة حمض قاعدة بحيث يجب اختيار الكاشف الملائم حيث تكون منطقة انعطافه تؤطر نقطة التكافؤ.

لون الصيغة القاعدية Ind^-	منطقة الانعطاف	لون الصيغة الحمضية $HInd$	pK_A	الكاشف الملون
أصفر	4,4 3,2	أحمر	3,6	الهيليانتين
أصفر	6,2 4,2	أحمر	5,0	أحمر الميثيل
أزرق بنفسجي	7,0 6,0	أصفر	6,4	أصفر النترازين
أزرق	7,6 6,0	أصفر	7,2	أزرق البروموثيمول
أحمر	8,4 6,8	أصفر	8,0	أحمر الفينول
أرجواني	10 8,2	عديم اللون	9,5	الفينول فتالين

5. المعايرة حمض - قاعدة

5.1. تعريف :

معايرة محلول حمض (أو قاعدة) هي تعيين تركيز الحمض (أو القاعدة) في هذا المحلول، وذلك بإنجاز تفاعل حمض - قاعدة يسمى بتفاعل المعايرة.

شروط تفاعل المعايرة : يجب أن يكون تفاعل المعايرة :

* كليا : يستهلك فيه المتفاعل المحد كليا.

* سريعا : أي اختفاء المتفاعل المعيار لحظيا.

* وحيدا : أي عدم وجود تفاعلات مشوشة.

5.2. طريقة المعايرة

لإنجاز المعايرة يمكن استعمال إحدى الطرق الملائمة التالية :

* المعايرة الملوانية و هي تعتمد على تغير لون الخليط خلال التفاعل.

* المعايرة بقياس المواصلة : وهي تعتمد على تتبع تطور موصلية الخليط خلال التفاعل.

* المعايرة بقياس pH وهي تعتمد على تتبع تطور pH الخليط خلال التفاعل.

5.3. التكافؤ :

يتحقق التكافؤ خلال تفاعل معايرة حمض - قاعدة، عند اختفاء المتفاعلين (المعيار و المعيار) حسب النسب الستوكيومترية الموافقة لمعادلة تفاعل المعايرة.

* معلمة التكافؤ :

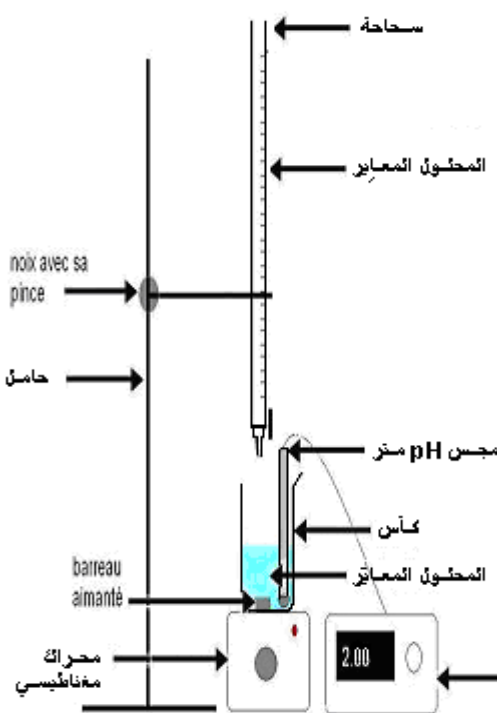
نمعلم التكافؤ بالتغيير المفاجئ للمميزة الفيزيائية المتغيرة خلال المعايرة (pH أو لون الخليط أو موصلية المحلول).

عند التكافؤ، تكون كميتا المتفاعلين (المعيار و المعيار) شبه منعدمة، ويسمى حجم المحلول المعيار المضاف، حجم التكافؤ ويرمز له ب V_E .

5.4. المعايرة بقياس pH

@ الجهاز التحريسي لإنجاز معايرة حمض - قاعدة

@ طريقة العمل



معايرة حمض AH بقاعدة B بقياس pH نتتبع الخطوات التالية :

☞ نعين بواسطة ماصة حجما V_A من المحلول المعيار ذي تركيز مجهول ونصبه في كأس.

☞ نضيف إلى محتوى الكأس قليلا من الماء المقطر ونغمر فيس مجس جهاز pH متر بعد عياره بواسطة محاليل عيارية، ثم نشغل المحرك المغناطيسي لجعل الخليط جانسا.

☞ نملأ السحاحة المدرجة بالمحلول المعيار ذي تركيز معروف.

☞ نصب تدريجيا بواسطة صنبر السحاحة، محلول المعيار ونقيس pH الخليط عند كل إضافة.

☞ ندون في جدول، الحجم المضاف V_B من المحلول المعيار و

pH الخليط عند كل إضافة، ثم نخط المنحنى

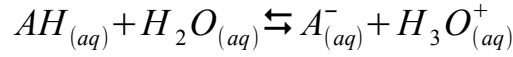
$$pH = f(V_B)$$

6. تتبع معايرة حمض - قاعدة في محلول مائي بقياس pH

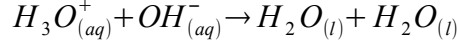
1. معايرة حمض HA يتفاعل كلياً مع الماء

① معادلة تفاعل المعايرة :

نعتبر الحمض HA للمزدوجة HA/A^- ، الذي يتفاعل كلياً مع الماء حسب المعادلة التالية :



إذا تمت معايرة الحمض بأيونات $(HO^-_{(aq)})$ (الموجودة في هيدروكسيد الصوديوم مثلا) تكتب معادلة تفاعل المعايرة كالتالي :

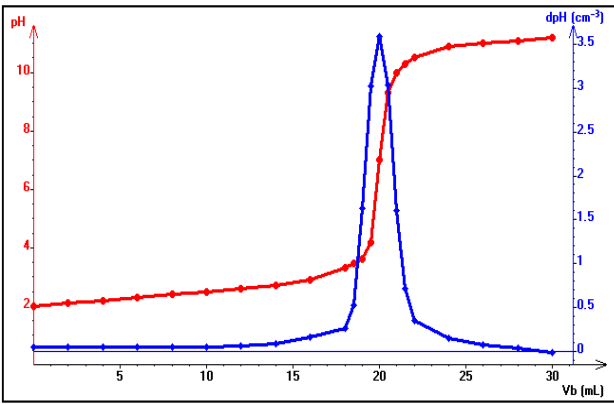


ثابتة التوازن لتفاعل المعايرة هي :

$$K = \frac{1}{[H_3O^+].[OH^-]} = \frac{1}{K_e} = 10^{14}$$

هذه القيمة كبيرة جداً، أي أن تفاعل المعايرة تفاعل كلي.

③ تمثيل المنحنى $pH=f(V_B)$ و المنحنى $dpH/dV_B = g(V_B)$



② - جدول القياسات :

$$C_{NaOH} = 10^{-2} \text{ mol/L} \quad V_{HCl} = 20 \text{ ml} \quad V_{HCl} = 20 \text{ ml}$$

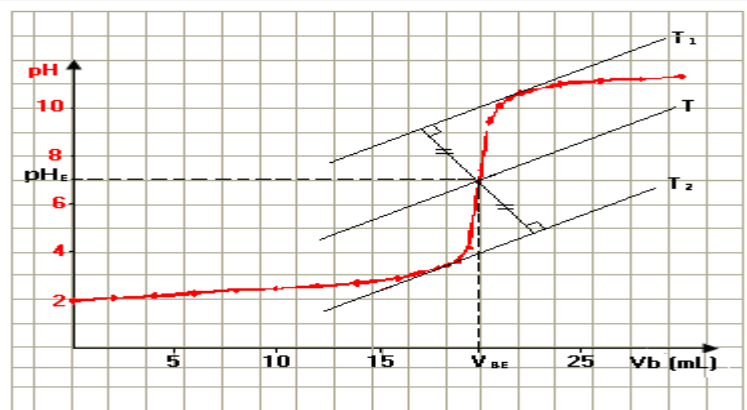
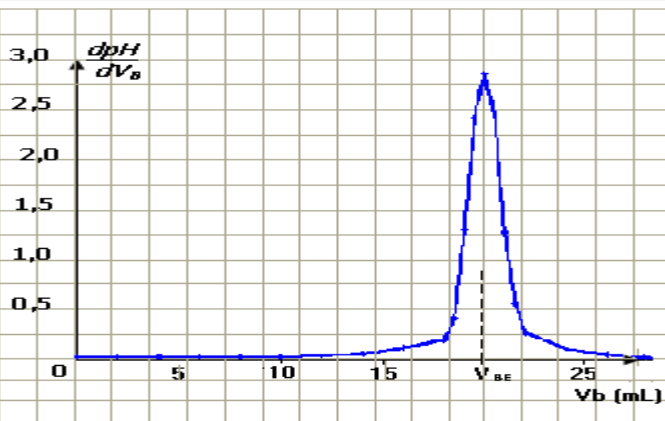
V_B mL	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18,5
pH الخليط	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,45
mL) (V_B)	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	28	30
pH الخليط	3,6	4,2	7,0	9,3	10,0	10,3	10,5	10,9	11,0	11,1	11,2

④ تحديد حجم التكافؤ

أ - تحديد V_{BE} مبانياً

* استعمال المنحنى المشتق $\frac{dpH}{dV_B} = f(V_B)$

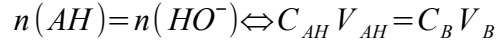
* استعمال المنحنى $pH = f(V_B)$ (طريقة المماسين)



ب - تحديد V_{BE} باستعمال الكواشف الملونة

لنتبع معايرة حمض - قاعدة باستعمال كاشف ملون، نضيف بعض القطرات من هذا الكاشف الملون إلى المحلول الذي نريد معايرته، ثم نصب تدريجيا المحلول المعاير مع تحريك الخليط، وعندما يتغير لونه، نتوقف فورا عن إضافة المحلول المعاير.

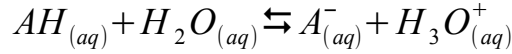
ليكون، كاشف ملون حمض - قاعدة، ملائما لتحديد حجم التكافؤ، يجب أن تضم منطقة انعطافه قيمة pH المحلول عند التكافؤ. عند التكافؤ يتواجد المتفاعلات المعاير و المعاير حسب النسب استوكيوميتريّة الموافقة لمعادلة تفاعل المعايرة



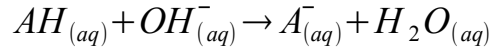
2.6. معايرة حمض HA يتفاعل جزئيا مع الماء

① معادلة تفاعل المعايرة :

نعتبر الحمض HA للمزدوجة HA/A^- (ذي ثابتة حمضية K_A)، الذي يتفاعل جزئيا مع الماء حسب المعادلة التالية :



إذا تمت معايرة الحمض بأيونات $HO^-_{(aq)}$ (الموجودة في هيدروكسيد الصوديوم مثلا) تكتب معادلة تفاعل المعايرة كالتالي :

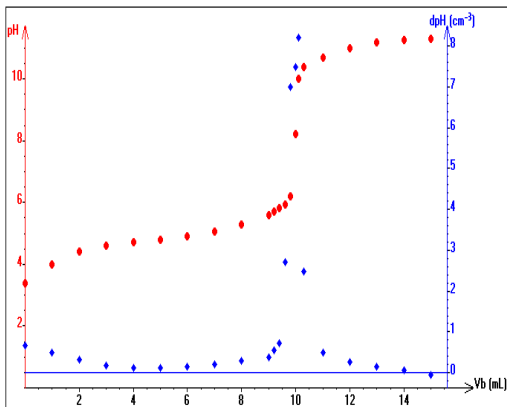


ثابتة التوازن لتفاعل المعايرة هي :

$$K = \frac{K_A}{K_e}$$

غالبا ما تكون هذه القيمة كبيرة جدا، أي أن تفاعل المعايرة تفاعل كلي.

③ تمثيل المنحنى $pH = f(V_B)$ و المنحنى $dpH/dV_B = g(V_B)$



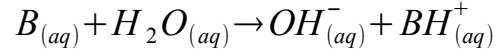
② - جدول القياسات :

$$C_{NaOH} = 10^{-2} \text{ mol/L} \quad V_{CH_3COOH} = 20 \text{ ml} \quad V_{CH_3COOH} = 20 \text{ mL}$$

حجم القاعدة المضاف (mL) V_B	0	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00	6,00	7,00	8,00	9,00	9,20
pH الخليط	3,40	4,00	4,40	4,60	4,70	4,80	4,90	5,05	5,30	5,60	5,70
حجم القاعدة المضاف (mL) V_B	9,40	9,60	9,80	10,00	10,10	10,30	11,00	12,00	13,00	14,00	15,00
pH الخليط	5,80	5,95	6,20	8,20	10,00	10,40	10,70	11,00	11,20	11,25	11,30

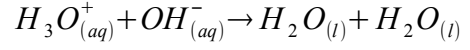
3.6. معايرة قاعدة B تتفاعل كلياً مع الماء

نعتبر قاعدة B تتفاعل كلياً مع الماء حسب المعادلة التالية :



إذا تمت معايرة الحمض بأيونات $H_3O^+_{(aq)}$

(الموجودة في حمض الكلوريدريك مثلاً) تكتب معادلة تفاعل المعايرة كالتالي :



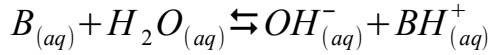
ثابتة التوازن لتفاعل المعايرة هي :

$$K = \frac{1}{K_e} = 10^{14}$$

هذه القيمة كبيرة جداً، أي أن تفاعل المعايرة تفاعل كلي.

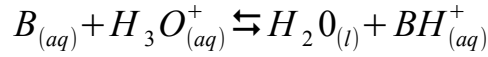
4.6. معايرة قاعدة B تتفاعل جزئياً مع الماء

نعتبر قاعدة B تتفاعل جزئياً مع الماء حسب المعادلة التالية :



إذا تمت معايرة الحمض بأيونات $H_3O^+_{(aq)}$

(الموجودة في حمض الكلوريدريك مثلاً) تكتب معادلة تفاعل المعايرة كالتالي :



ثابتة التوازن لتفاعل المعايرة هي :

$$K = \frac{1}{K_A}$$

هذه القيمة كبيرة جداً، أي أن تفاعل المعايرة تفاعل كلي.

7. تتبع معايرة حمض قاعدة بقياس الموصلية

* باستعمال طريقة المعايرة بقياس الموصلية نقوم بمعايرة $V_A = 100\text{mL}$ من محلول حمض الكلوريدريك HCl ذا تركيز مجهول، بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه $C_B = 0,1\text{mol/L}$. لهذا الغرض نقوم بالتركيب التجريبي التالي :

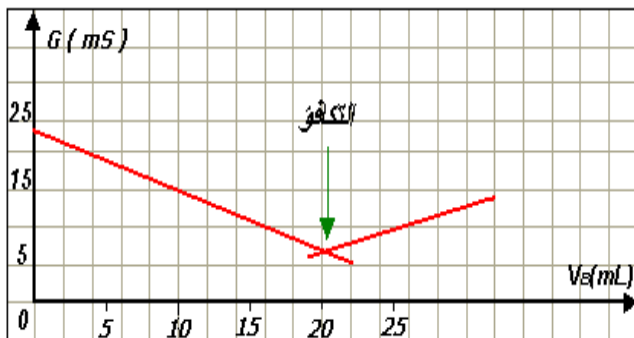
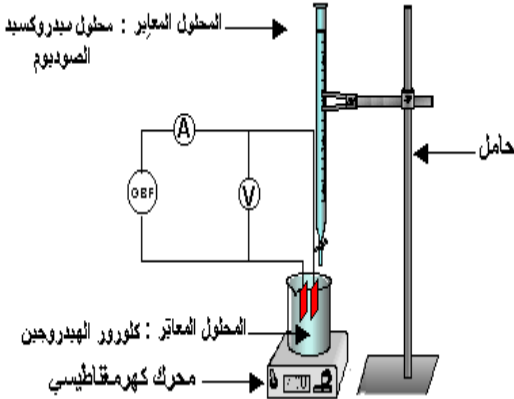
نشغل المحرك ونقوم بقياس الموصلية G فنحصل على

النتائج التالية :

V_B (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16
G (mS)	23,8	20,4	17,3	13,7	10,3	7,0	9,3	11,4	13,7

نخط المنحنى $G = f(V_B)$ فنحصل على المنحنى الممثل

أسفله :



يتكون المنحنى من مستقيمين يتقاطعان في نقطة E توافق الحجم V_{BE} . نسمي الحالة التي يكون عليها الخليط المتفاعل بحالة التكافؤ. ومنه نكتب :

$$n_f(OH^-_{(aq)}) = n_f(H_3O^+_{(aq)}) \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{BE}$$

$$C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

8. تأثير تركيز المتفاعلات

تتعلق جودة المعايرة حمض - قاعدة بتركيزي المتفاعلين، فكلما كان المحلولان أكثر تركيزاً كان تحديد التكافؤ أكثر دقة.

الدورة الثانية

السنة الثانية بكالوريا

الجزء الثالث : الكهرباء - *Electricité*

الوحدة 1 : ثنائي القطب RC- RC *Dipôle RC- RC*

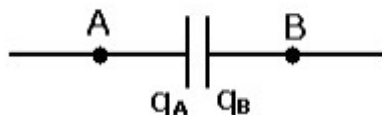
1. المكثف

1.1. تعريف :

المكثف ثنائي قطب ، يتكون من موصلين متقابلين ، نسميهما لبوسين ، يفصل بينهما عازل استقطابي .
نسمي شحنة المكثف (وحدتها الكولوم C) ، الكمية الكهربائية q ، التي يتوفر عليها أحد لبوسيه. لتكن q_A شحنة اللبوس A ($q_A > 0$) و q_B شحنة اللبوس B ($q_B < 0$) في هذه الحالة لدينا :

$$q_A = +q \quad \text{و} \quad q_B = -q$$

يرمز للمكثف بخطين متوازيين :



1.2. العلاقة بين الشحنة وشدة التيار

نعرف التيار الكهربائي الجبري هو المشتقة كمية

$$i = \frac{dq}{dt}$$

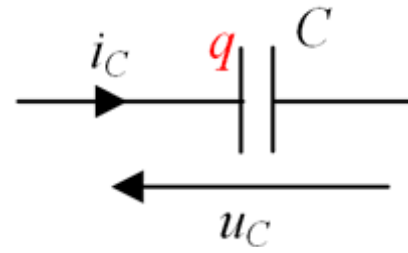
الكهرباء بالنسبة للزمن :

$$dq < 0 \Leftrightarrow i < 0 \quad dq > 0 \Leftrightarrow i > 0$$

q : الشحنة الكهربائية التي يحملها اللبوس

الموجه له سهم التيار.

نختار اعتباريا منحى موجب لشدة التيار حيث يدخل من اللبوس A الذي يحمل شحنة q .



1.3. العلاقة بين الشحنة و التوتر : السعة

نلاحظ من خلال المنحنى $q = f(U_{AB})$ أنه مستقيم يمر من أصل المعلم حيث نكتب : $q = C \times U_{AB}$

C : المعامل الموجه للمستقيم. وهو يمثل سعة المكثف وحدتها في USI هي الفاراد: F .

2. تجميع المكثفات

2.2. تركيب على التوالي

عند تجميع عدة مكثفات على التوالي سعتهما

لهذا C_1, C_2, \dots, C_n فإن سعة المكثف المكافئ C

$$\frac{1}{C} = \sum \frac{1}{C_i}$$

التجميع تكتب :

2.1. تركيب على التوازي

سعة C للمكثف المكافئ لتجميع عدة مكثفات

بالتوازي سعتهما C_1, C_2, \dots, C_n تساوي مجموع

سعات هذه المكثفات بحيث :

$$C = \sum C_i$$

3. استجابة ثنائي القطب RC لرتبة التوتر

يتكون ثنائي قطب RC من مكثف سعته C ، مركب على التوالي مع موصل أومي مقاومته R .

A - الدراسة النظرية لشحن مكثف

أ - المعادلة التفاضلية

نضع قاطع التيار K في الموضع 1

في لحظة نعتبرها أصلا للتواريخ $t=0$ فنحصل على الدارة الممثلة جانبه :

بتطبيق قانون إضافية التوترات ، نجد :

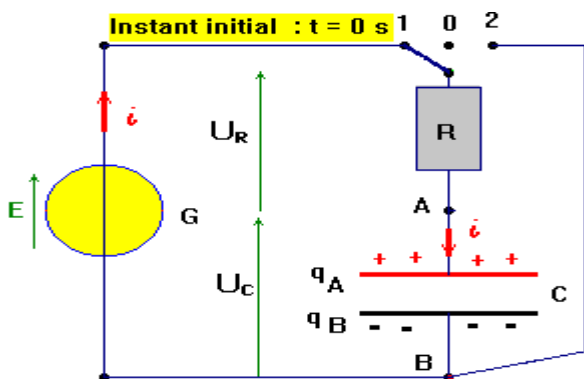
$$U_R(t) + U_C(t) = U \quad (1)$$

مع $U = E$

لدينا حسب قانون أوم : $U_R(t) = R \times i(t)$

ولدينا : $i(t) = \frac{dq}{dt} = C \times \frac{dU_C}{dt}$

$$\Rightarrow U_R(t) = RC \times \frac{dU_C}{dt}$$



$$RC \frac{dU_c}{dt} + U_c = E$$

تصبح المعادلة (1) :

نضع $\tau = RC$ فتصبح المعادلة التفاضلية التي يحققها التوتر U_c بين مرطبي مكثف ، في دارة خاضعة

$$\tau \frac{dU_c}{dt} + U_c = E$$

لرتبة توتر صاعدة ، على شكل :

بتعويض U_c ب $\frac{q}{C}$ في المعادلة التفاضلية نجد المعادلة التفاضلية التي تحققها الشحنة q :

$$\tau \frac{dq}{dt} + q = CE$$

ب - حل المعادلة التفاضلية

$$\tau \frac{dU_c}{dt} + U_c = E$$

إن حل المعادلة التفاضلية :

ثوابت A, B, m

$$U_c(t) = A e^{-mt} + B$$

يكتب على شكل :

تحديد الثوابت :

$$\frac{dU_c}{dt} = -A \cdot m e^{-mt}$$

لدينا :

نعوض في المعادلة التفاضلية نجد : $-\tau A \cdot m \cdot e^{-mt} + A \cdot e^{-mt} + B = E \Leftrightarrow A \cdot e^{-mt} (1 - \tau \cdot m) = E - B$

لكي تتحقق هذه المعادلة مهما كانت t ، يجب أن يكون المعامل e^{-mt} منعدما :

$$1 - \tau \cdot m = 0 \Leftrightarrow m = \frac{1}{\tau} = \frac{1}{RC}$$

وبالتالي : $B = E$ ومنه $U_c(t) = A e^{-\frac{t}{\tau}} + E$

لتحديد A نعتبر الشروط البدئية : عند $t=0$ $U_c(0)=0$

$$U_c(0)=0 \Rightarrow A e^{-m \cdot 0} + E = 0 \Leftrightarrow A = -E$$

$$U_c(t) = E (1 - e^{-\frac{t}{\tau}})$$

ومنه :

يبرز منحنى تغيرات $U_c(t)$ وجود نظامين :

* نظام انتقالي : تتغير خلاله $U_c(t)$ مع الزمن.

* نظام دائم : تأخذ خلاله $U_c(t)$ قيمة ثابتة E .

ج - طرق تحديد ثابتة الزمن τ عند الشحن :

الطريقة الأولى : ثابتة الزمن τ لثنائي القطب RC هي المدة التي توافق النقطة التي يقطع فيها

مماس المنحنى $U_c(t)$ عند اللحظة $t=0$ و المقارب asymptote $U_c = E$.

الطريقة الثانية : لدينا $U_c(\tau) = E(1 - e^{-1}) = 0,63 E$ حيث τ الأفصول الذي يوافق الأرتوب $0,63 E$.

د - تعبير شدة تيار الشحن :

نعلم أن :

$$i = \frac{dq}{dt} \Rightarrow i = C \cdot \frac{dU_C}{dt}$$

$$\Rightarrow i = C \cdot E - \left(-\frac{1}{\tau} e^{-\frac{t}{\tau}}\right) = \frac{E}{R} \cdot e^{-\frac{t}{\tau}}$$

الاستجابة بالتيار لثنائي قطب RC

خاضع لرتبة صاعدة للتوتر ، تكتب كالتالي :

$$i = \frac{E}{R} \cdot e^{-\frac{t}{\tau}}$$

B - الدراسة النظرية لتفريغ مكثف

أ - المعادلة التفاضلية

نضع قاطع التيار K في الموضع 2 في

لحظة نعتبرها أصلا للتواريخ $t=0$ فنحصل على

الدائرة الممثلة جانبه :

بتطبيق قانون إضافية التوترات ، نجد :

$$U_R(t) + U_C(t) = 0 \quad (1)$$

لدينا حسب قانون أوم :

$$U_R(t) = R \times i(t) = R \times C \times \frac{dU_C}{dt}$$

$$R \cdot C \times \frac{dU_C}{dt} + U_C(t) = 0 \Leftrightarrow \tau \frac{dU_C}{dt} + U_C(t) = 0$$

ب - حل المعادلة التفاضلية

حل المعادلة التفاضلية :

يكتب على شكل :

تحديد الثوابت :

لدينا :

$$\tau \frac{dU_C}{dt} + U_C = 0$$

$$U_C(t) = A e^{-m t} + B$$

ثوابت A ، B ، m

$$\frac{dU_C}{dt} = -A \cdot m e^{-m t}$$

نعوض في المعادلة التفاضلية نجد : $-\tau A \cdot m \cdot e^{-m t} + A \cdot e^{-m t} + B = 0 \Leftrightarrow A \cdot e^{-m t} (1 - \tau \cdot m) + B = 0$

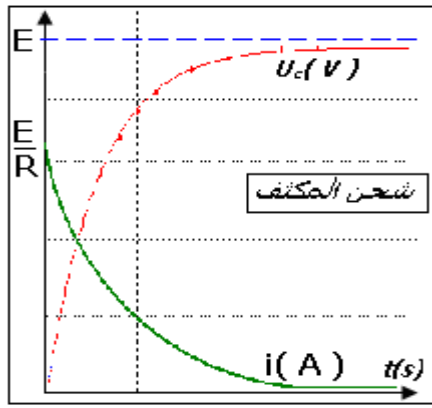
لكي تتحقق هذه المعادلة مهما كانت t ، يجب أن يكون المعامل $e^{-m t}$ منعدما :

$$1 - \tau \cdot m = 0 \Leftrightarrow m = \frac{1}{\tau} = \frac{1}{RC}$$

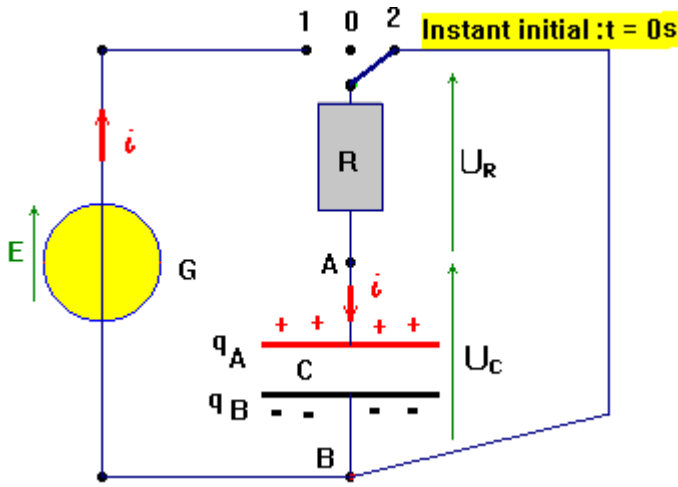
$$U_C(t) = A e^{-\frac{t}{\tau}} \quad \text{ومنه} \quad B = 0$$

لتحديد A نعتبر الشروط البدئية : عند $t=0$ $U_C(0) = E$

$$U_C(0) = E \Rightarrow A e^{-m \cdot 0} = E \Leftrightarrow A = E$$



المنحنيان $U_C(t)$ و $i(t)$ بالنسبة لرتبة صاعدة للتوتر



$$U_c(t) = E e^{-\frac{t}{\tau}} = \frac{q_0}{C} e^{-\frac{t}{\tau}}$$

ومنه :

C - ثابتة الزمن τ للدارة RC

*** طرق تحديد ثابتة الزمن τ عند التفريغ :**

الطريقة الأولى : ثابتة الزمن τ لثنائي القطب RC هي المدة التي توافق النقطة التي يقطع فيها

مماس المنحنى $U_c(t)$ عند اللحظة $t=0$ و المقارب asymptote $U_c=0$.

الطريقة الثانية : لدينا $U_c(\tau) = Ee^{-1} = 0,37E$ حيث τ الأفصول الذي يوافق الأرتوب $0,37E$.

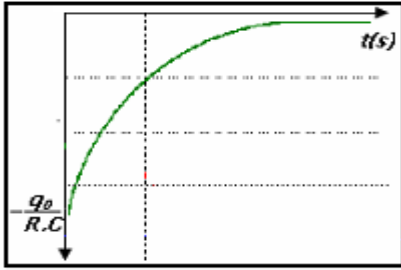
د - تعبير شدة تيار الشحن عند التفريغ :

$$i(t) = \frac{dq}{dt} = C \times \frac{dU_c}{dt} \Rightarrow i = -C \cdot E \left(\frac{1}{\tau} e^{-\frac{t}{\tau}} \right) = -\frac{E}{R} e^{-\frac{t}{\tau}}$$

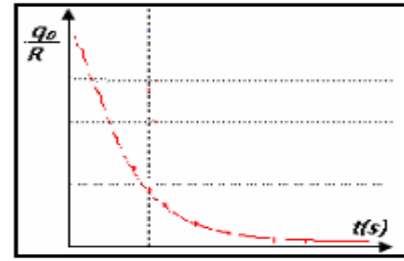
نعلم أن :

الاستجابة بالتيار لثنائي قطب RC خاضع لرتبة نازلة للتوتر ، تكتب كالتالي :

$$i(t) = -\frac{E}{R} e^{-\frac{t}{\tau}} = -\frac{q_0}{R \cdot C} e^{-\frac{t}{\tau}}$$



منحنى تغيرات شدة التيار i بدلالة الزمن



منحنى تغيرات التوتر U_c بدلالة الزمن

C - ثابتة الزمن τ للدارة RC

أ - تحليل معادلة الأبعاد للجداء RC :

$$U = R \cdot I \Rightarrow R = \frac{U}{i} \quad * \text{ بالنسبة للموصل الأومي :}$$

$$[R] = \frac{[U]}{[i]} \quad \text{معادلة الأبعاد}$$

$$i(t) = C \times \frac{dU_c}{dt} \Rightarrow C = i \cdot \frac{dt}{dU} \quad * \text{ بالنسبة للمكثف :}$$

$$[C] = [i] \cdot \frac{[t]}{[U]} \quad \text{معادلة الأبعاد}$$

$$\tau = R \cdot C \quad \text{لدينا :}$$

$$[\tau] = [R] \cdot [C] = \frac{[U]}{[i]} \cdot [i] \cdot \frac{[t]}{[U]} = [t]$$

نستنتج أن المقدار τ له بعد زمني ، ولهذا يسمى ثابتة الزمن لثنائي القطب RC ، وحدته : الثانية (s) قيمة ثابتة الزمن τ تميز سرعة الشحن. شحن المكثف يكون كلي عندما تكون المدة الزمنية للشحن تساوي

5 τ .

5. الطاقة الكهربائية المخزنة في المكثف

المكثف يمكن من تخزين طاقة كهربائية قصد استعمالها عند الحاجة.

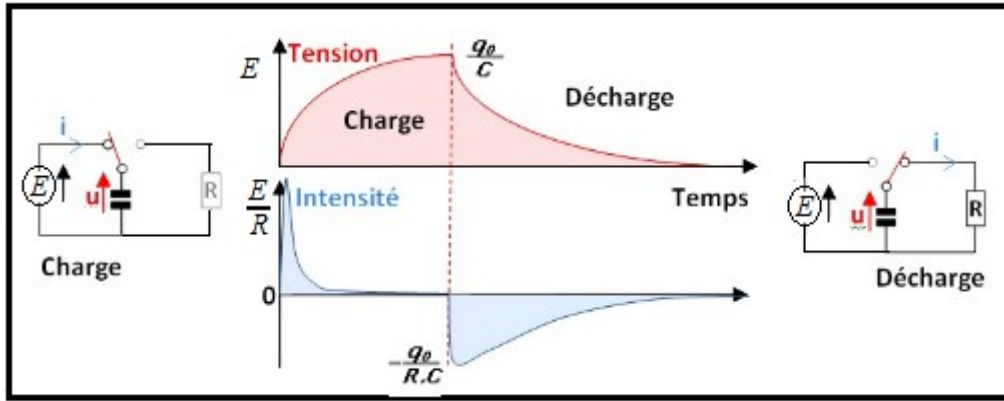
تعبير الطاقة المخزونة في المكثف :

$$\left(\begin{array}{l} P = U_c \cdot i \\ P = \frac{dE}{dt} \end{array} \right), \Rightarrow E = \frac{1}{2} C U_c^2 + K$$

القدرة الكهربائية الممنوحة للمكثف هي :

باعتبار أن $E(0)=0$ عندما يكون المكثف غير مشحون $U_c(0)=0$ فإن $K=0$ وبالتالي نعبر عن الطاقة الكهربائية المخزونة في المكثف بالعلاقة :

$$E = \frac{1}{2} C \cdot U_c^2 = \frac{1}{2C} Q^2$$



الجزء الثالث : الكهرباء – Electricité

الوحدة 2 : ثنائي القطب RL – Dipôle R.L

1. الوشيعية : Bobine

1.1. التعريف و الرمز :

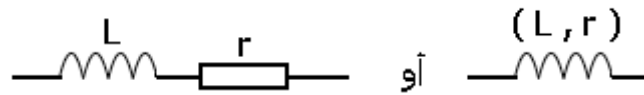
أ – تعريف

الوشيعية ثنائي قطب يتكون من لفات حول جسم أسطواني لسلك من النحاس موصل مطلي بـ vernis عازل للكهرباء .

وهي تتميز بالمقدار L يسمى بمعامل التحريض للوشيعية والمقاومة r للسلك الموصل.

ب – رمز الوشيعية :

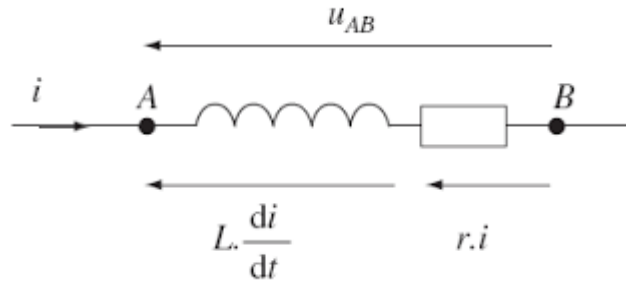
لتمثيل الوشيعية يستعمل أحد الرمزتين التاليين :



1.2. التوتير بين مربطي وشيعة

أ- تعبير التوتير بين مربطي الوشيعة

في الإصطلاح المستقبل، السهم الممثل للتوتير بين مربطي الوشيعة يكون معاكس لمنحى التيار الكهربائي.



بالنسبة لوشيعة دون نواة من الحديد المطاوع، يعبر عن التوتير $U(t)$ بين مربطي الوشيعة بالعلاقة :

$$U = U_{L,r} = ri + L \frac{di}{dt}$$

وحدة معامل تحريض الوشيعة في النظام العالمي للوحدات هو : الهنري H (Henry)

عندما يعبر الدارة الكهربائية تيار مستمر شدته ثابتة i ، فإن المقدار : $U_{L,r} = r.i$ $\Rightarrow \frac{di}{dt} = 0$

وبالتالي تتصرف الوشيعة كموصل أومي مقاومته r عندما تكون شدة التيار ثابتة.

عند إهمال مقاومة الوشيعة (وشيعة مثالية) ، يصبح تعبير التوتير بين مربطيهما هو :

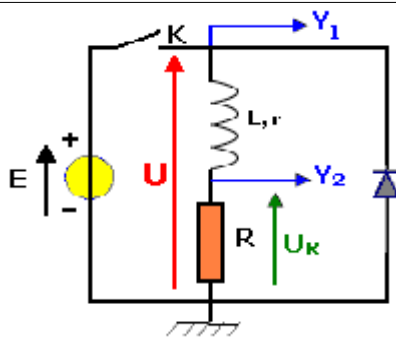
$$U = U_{L,r=0} = L \frac{di}{dt}$$

2. ثنائي القطب RL

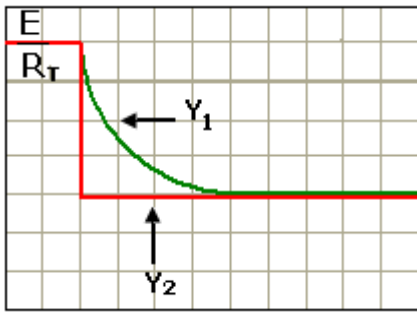
يتكون ثنائي القطب RL من موصل أومي مقاومته R مركب على التوالي مع وشيعة مقاومتها r و معامل تحريضها L . المقاومة الكلية R_T لثنائي القطب هي $R_T = R + r$.

1.2. استجابة ثنائي القطب RL

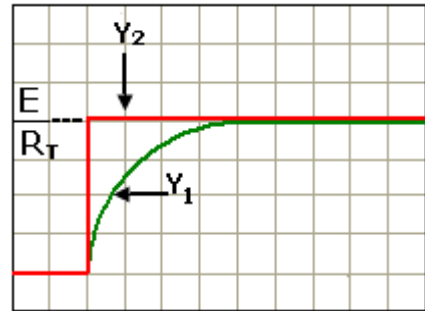
A- الدراسة التجريبية :



نجز التركيب الكهربائي لممثل في الشكل جانبه.
 نضبط التوتير الذي يعطيه المولد على القيمة $E = 6V$ ، ونضبط مقاومة الموصل الأومي على القيمة $R = 100 \Omega$.
 نغلق قاطع التيار K ، فيبدأ الوسيط المعلوماتي في تسجيل قيم التوتير $U_R(t)$ بدلالة الزمن.



عندما يكون قاطع التيار K مفتوح فإن التوتور بين مرطبي ثنائي القطب RL يصبح منعدما. شدة التيار الكهربائي التي تعبر الدارة الكهربائية، تنقص تدريجيا إلى أن تنعدم.

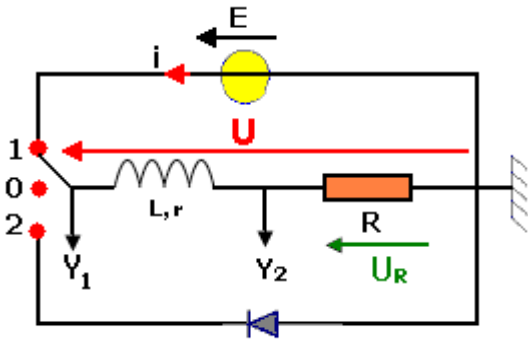


عندما يكون قاطع التيار K مغلق التوتور بين مرطبي ثنائي القطب RL لحظيا من القيمة 0 إلى القيمة E . (ثنائي القطب RL خاضع لرتبة توتر صاعدة). شدة التيار الكهربائي التي تعبر الدارة الكهربائية، تكون منعدمة ثم ترتفع تدريجيا إلى أن تصل إلى قيمة قصوية وتصبح ثابتة.

B - الدراسة النظرية :

أ - استجابة التيار الكهربائي عندما يمر بين مرطبي وشيعة

مرور التيار الكهربائي في الدارة التي تضم ثنائي القطب RL



قاطع التيار K مغلق

قاطع التيار K مغلق، نوجه الدارة الكهربائية وندرس ثنائي القطب RL في الإصطلاح المستقبل. بتطبيق قانون إضافيات التوترات على الدارة المتواليّة، لدينا :

$$U_{L,r} + U_R = E \quad (1)$$

و بما أن :

$$U_R = R \times i \quad \text{و} \quad U_{L,r} = r \times i + L \frac{di}{dt}$$

$$L \frac{di}{dt} + ri + Ri = E$$

المعادلة (1) تكتب إذن :

$$L \frac{di}{dt} + R_T i = E \Rightarrow \frac{L}{R_T} \frac{di}{dt} + i = \frac{E}{R_T}$$

نضع : $R_T = R + r$

$$\tau \frac{di}{dt} + i = \frac{E}{R_T}$$

نضع : $\tau = \frac{L}{R_T}$

وهي المعادلة التفاضلية التي تحققها شدة التيار i ويكتب حلها على شكل :

ثوابت A, B, k

$$i(t) = A e^{kt} + B$$

يكتب على شكل :

تحديد الثوابت :

$$\frac{di}{dt} = A \cdot k e^{kt}$$

لدينا :

نعوض في المعادلة التفاضلية نجد : $A.L.k.e^{k.t} + A.R_{Te}^{k.t} + R_T.B = E \Leftrightarrow A.e^{k.t}(L.k + R_T) + R_{T.B} = E$

لكي تتحقق هذه المعادلة مهما كانت t ، يجب أن يكون المعامل $e^{k.t}$ منعذما :

$$L.k + R_T = 0 \Leftrightarrow k = -\frac{R_T}{L} \quad \text{و} \quad B = \frac{E}{R_T}$$

عند اللحظة $t=0$ ، لدينا : $i(0)=0$ إذن : $A+B=0 \Rightarrow A=-B$

$$i(t) = \frac{E}{R_T} (1 - e^{-\frac{R_T}{L}t})$$

من خلال هذا التعبير نلاحظ أنه عندما تؤول t إلى مالانهاية فإن $i(t)$ تؤول إلى $\frac{E}{R}$. هذه النتيجة على

توافق مع ما يلاحظ في المنحنيات التجريبية.

☞ **انعدام التيار الكهربائي في الدارة التي تضم ثنائي القطب RL :**

قاطع التيار K مفتوح

قاطع التيار K مفتوح، نوجه الدارة الكهربائية وندرس ثنائي القطب RL في الإصطلاح المستقبل.

بتطبيق قانون إضافيات التوترات على الدارة المتوالية، لدينا :

$$U_{L,r} + U_R = 0 \quad (2)$$

و بما أن : $U_R = R \times i$ و $U_{L,r} = r \times i + L \frac{di}{dt}$

المعادلة (2) تكتب إذن : $L \frac{di}{dt} + ri + Ri = 0$

$$L \frac{di}{dt} + R_T i = 0 \Rightarrow \frac{L}{R_T} \frac{di}{dt} + i = 0$$

نضع : $R_T = R + r$

$$\tau \frac{di}{dt} + i = 0$$

نضع : $\tau = \frac{L}{R_T}$

وهي المعادلة التفاضلية التي تحققها شدة التيار i ويكتب حلها على شكل :

يكتب على شكل : $i(t) = A e^{kt} + B$ ثوابت A, B, k

*** تحديد الثوابت :**

لدينا : $\frac{di}{dt} = A.k e^{kt}$

نعوض في المعادلة التفاضلية نجد : $A.L.k.e^{k.t} + A.R_{Te}^{k.t} + R_T.B = 0 \Leftrightarrow A.e^{k.t}(L.k + R_T) + R_{T.B} = 0$

لكي تتحقق هذه المعادلة مهما كانت t ، يجب أن يكون المعامل $e^{k.t}$ منعذما :

$$L.k + R_T = 0 \Leftrightarrow k = -\frac{R_T}{L} \quad \text{و} \quad B = 0$$

عند اللحظة $t=0$ ، لدينا : $i(0) = \frac{E}{R_T}$ إذن :

$$i(0) = A e^0 + 0 = \frac{E}{R_T} \Rightarrow A = \frac{E}{R_T} \Rightarrow i(t) = \frac{E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t}$$

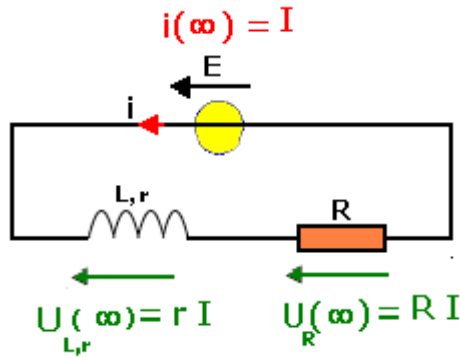
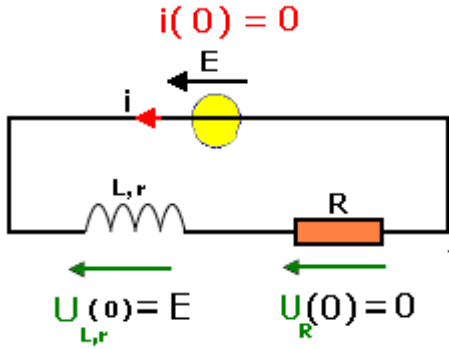
من خلال هذا التعبير نلاحظ أنه عندما تؤول t إلى ما لانهاية فإن $i(t)$ تؤول إلى $\frac{E}{R}$. هذه النتيجة على توافق مع ما يلاحظ في المنحنيات التجريبية.

ب - تعبير التوتر بين مربطي الوشعة :

لتعيين تعبير التوتر $U_{L,r}$ بين مربطي الوشعة في الحالتين المدروستين سابقا، أي في حالة قاطع التيار

مغلق ثم قاطع التيار مفتوح نستعين بالتعبير : $U_{L,r} = ri + L \frac{di}{dt}$

مرور التيار الكهربائي في الدارة التي تضم ثنائي القطب RL



الوشعة تتصرف كموصل أومي.

لدينا : $i(t) = \frac{E}{R_T} (1 - e^{-\frac{R_T}{L}t}) \Rightarrow \frac{di}{dt} = \frac{E}{L} e^{-\frac{R_T}{L}t}$

$$U_{L,r} = ri + L \frac{di}{dt} \Rightarrow U_{L,r} = \frac{r \times E}{R_T} (1 - e^{-\frac{R_T}{L}t}) + \frac{L \times E}{L} e^{-\frac{R_T}{L}t}$$

$$U_{L,r} = E e^{-\frac{R_T}{L}t} + \frac{r \times E}{R_T} (1 - e^{-\frac{R_T}{L}t}) = E e^{-\frac{R_T}{L}t} + \frac{r \times E}{R_T} - \frac{r \times E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t}$$

$$\Rightarrow U_{L,r} = E e^{-\frac{R_T}{L}t} (1 - \frac{r}{R_T}) + \frac{r \times E}{R_T}$$

بما أن : $1 - \frac{r}{R_T} = \frac{R_T - r}{R_T} = \frac{R}{R_T}$ نحصل على :

$$U_{L,r} = \frac{R \cdot E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t} + \frac{r \times E}{R_T}$$

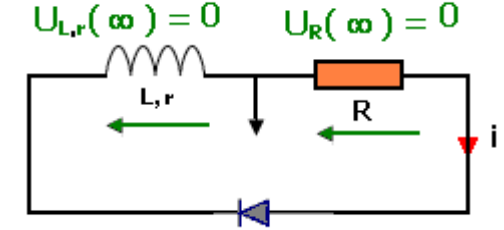
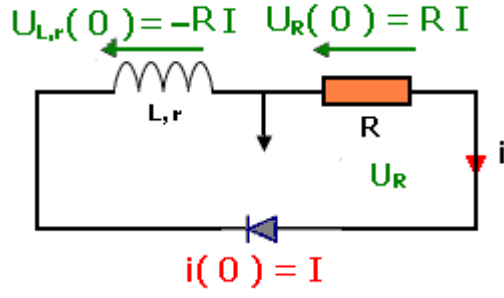
عند $t=0$ لدينا :

$$U_{L,r}(0) = \frac{R \cdot E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L} \cdot 0} + \frac{r \times E}{R_T} = \frac{R \cdot E}{R_T} + \frac{r \cdot E}{R_T} = E \frac{(R+r)}{R_T} = E \cdot \frac{R_T}{R_T} = E$$

في النظام الدائم ($t \rightarrow \infty$) لدينا :

$$U_{L,r}(t) = r \frac{E}{R_T} = r \times I \left(I = \frac{E}{R_T} \right)$$

حالة انعدام التيار الكهربائي في الدارة التي تضم ثنائي القطب



لدينا : $i(t) = \frac{E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t} \Rightarrow \frac{di}{dt} = -\frac{E}{L} e^{-\frac{R_T}{L}t}$

$$U_{L,r} = ri + L \frac{di}{dt} \Rightarrow U_{L,r} = -E e^{-\frac{R_T}{L}t} + \frac{r \cdot E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t} \Rightarrow U_{L,r} = -\frac{R \cdot E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t}$$

عند $t=0$ لدينا : $U_{L,r} = -\frac{R \cdot E}{R_T}$

التوتر بين مربطي الوشيعية سالب، فهي تتصرف كمولد ذات

قوة كهرومحركة تساوي : $i(0) = I = \frac{E}{R_T}$

في النظام الدائم ($t \rightarrow \infty$) لدينا :

$$\frac{di}{dt} \rightarrow 0 \quad \text{و} \quad i(t) \rightarrow 0 \Rightarrow U_{L,r} \rightarrow 0$$

2.2. معادلة الأبعاد للمقدار $\frac{L}{R_T}$

بالنسبة لوشيعية مثالية لدينا : $U_L = L \frac{di}{dt}$ بالنسبة للموصل الأومي لدينا : $U = R \cdot I$

$$[L] = \frac{[U] \times [t]}{[I]} \quad \text{و} \quad [R] = \frac{[U]}{[I]} \Rightarrow \frac{[L]}{[R]} = [t]$$

المقدار $\tau = \frac{L}{R}$ لها بعد زمني تسمى ثابتة الزمن و هي تميز ثنائي القطب RL

ملحوظة : يمكن تحديد ثابتة الزمن بنفس الطريقة (المبيانية - الحسابية) التي سبق استعمالها بالنسبة

للدارة RC

خلاصة استجابة وشيعية لرتبة التوتر

حالة انعدام التيار الكهربائي في الدارة التي تضم ثنائي القطب	حالة مرور التيار الكهربائي في الدارة التي تضم ثنائي القطب RL	
		شكل المنحنى $i(t)$
$i(t) = \frac{E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t}$	$i(t) = \frac{E}{R_T} (1 - A e^{-\frac{R_T}{L}t})$	تعبير $i(t)$
$U_{L,r} = -\frac{R \cdot E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t}$	$U_{L,r} = \frac{R \cdot E}{R_T} e^{-\frac{R_T}{L}t} + \frac{r \times E}{R_T}$	تعبير $U_{L,r}(t)$
		شكل المنحنى $U_{L,r}(t)$

3. الطاقة المغناطيسية المخزونة في وشيعية

القدرة الكهربائية المتبادلة بين الوشيعة وباقي الدارة الكهربائية عندما يمر تيار كهربائي بين مربطيهما و شدته

$$P = U_{AB} \times i \quad \text{هي } i$$

$$U_{AB} = ri + L \frac{di}{dt} \quad \text{وبما أن :}$$

$$P = r.i^2 + L.i \frac{di}{dt} \quad \text{نكتب :}$$

نلاحظ أن :

$$i \frac{di}{dt} = \frac{1}{2} \frac{di^2}{dt}$$

إذن :

$$P = r.i^2 + \frac{d}{dt} \left(\frac{1}{2} L.i^2 \right)$$

تظهر القدرة الكهربائية P كمجموع مقدارين :

$$P = P_e + P_m$$

* P_e : القدرة الكهربائية التي تكتسبها الوشيعة وتحولها إلى طاقة مبددة بمفعول جول.

* P_m : تمثل في حالة :

◇ $P_m > 0$: القدرة التي تكتسبها الوشيعة بواسطة الشغل الكهربائي وتخزينها.

◇ $P_m < 0$: القدرة التي تمنحها الوشيعة لباقي الدارة الكهربائية.

تعرف القدرة الكهربائية المغناطيسية P_m بـ :

$$P_m = \frac{dE}{dt} = \frac{d}{dt} \left(\frac{1}{2} L.i^2 \right)$$

$$E_{mf} - E_{mi} = \frac{1}{2} L(i_f^2 - i_i^2)$$

باعتبار أن الطاقة المخزونة في الوشيعة تكون منعدمة عندما تكون شدة التيار الكهربائي منعدمة (حالة

مرجعية) فإن الطاقة المغناطيسية المخزونة في الوشيعة التي يمر فيها تيار كهربائي شدته i هي :

$$E_m = \frac{1}{2} L i^2$$

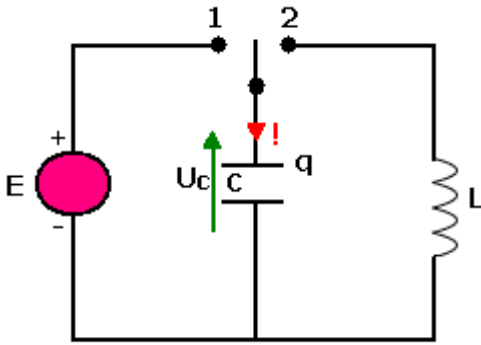
نعلم أن المكثف المشحون يخزن طاقة كهرساكنة ، و أن الوشيعة التي يمر فيها تيار كهربائي تخزن طاقة مغناطيسية. يحق لنا إذن أن نتبأ بتبادل ممكن للطاقة بين الوشيعة و المكثف.

1. تفريغ مكثف في وشيعة مثالية

تفريغ مكثف في وشيعة يؤدي إلى ظهور ذبذبات. هذه الذبذبات ناتجة عن انتقال الطاقة من المكثف نحو الوشيعة والعكس بالعكس.

1.1. تعبير التوتر U_C

أ - الدارة الكهربائية والشروط البدئية



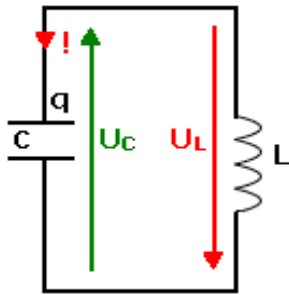
في الدارة الكهربائية الممثلة جانبه، نضع قاطع التيار في الموضع 1 مدة زمنية طويلة لشحن المكثف كلياً. عند اللحظة $t=0$ ، نؤرجح قاطع التيار إلى الموضع 2 .

من خلال الخواص للمكثف والوشيعة، الشروط البدئية عند اللحظة $t=0$ هي :

* التوتر بين مربطي المكثف : $U_C = E$

* شدة التيار الكهربائي المار في الدارة : $i = 0$

ب - المعادلة التفاضلية التي يحققها التوتر U_C



عندما نؤرجح قاطع التيار إلى الموضع 2 :

حسب قانون إضافية التوترات نجد : $U_C + U_L = 0$

لدينا : $i = C \cdot \frac{dU_C}{dt}$ و $U_L = L \cdot \frac{di}{dt}$

ومنه : $LC \frac{d^2 U_C}{dt^2} + U_C = 0 \Leftrightarrow \frac{d^2 U_C}{dt^2} + \frac{1}{LC} U_C = 0$

نعلم أن $q = C \cdot U_C$ إذن يمكن أن نستنتج المعادلة التفاضلية q التي تحققها الشحنة

$$\frac{d^2 q}{dt^2} + \frac{1}{LC} q = 0$$

خلاصة :

خلال الذبذبات الكهربائية الحرة لدارة LC ، يحقق التوتر $U_C(t)$ بين مربطي المكثف المعادلة التالية :

$$\frac{d^2 U_C}{dt^2} + \frac{1}{LC} U_C = 0$$

ج - حل المعادلة التفاضلية

حل المعادلة التفاضلية التي يحققها التوتر بين مربطي المكثف يكتب على شكل :

$$U_C(t) = A \cos(\alpha t + B) \quad \text{مع } A, B \text{ و } \alpha \text{ ثوابت}$$

تحديد الثوابت :

انطلاقا من الشروط البدئية و بتعويض الحل $A \cos(\alpha t + B)$ في المعادلة التفاضلية، نحدد الثوابت A و B و α ثوابت.

$$\frac{dU_c}{dt} = -A \alpha \sin(\alpha t + B)$$

$$* \text{ عند اللحظة } t=0, \text{ لدينا } i=C \frac{dU_c}{dt} = -AC \sin(\alpha t + B) = 0 \Rightarrow \sin(B) = 0$$

$$\Rightarrow B = 0 \quad (\text{à } \Pi \text{ près})$$

لدينا أيضا عند $t=0$ $U_c = E$ ، إذن :

$$A \cos(0) = E \quad \text{أي} \quad A = E$$

$$\text{نشق مرتين متتاليتين } U_c(t) \text{ بدلالة الزمن : } \frac{d^2 U_c}{dt^2} = -A \alpha^2 \cos(\alpha t)$$

$$\text{نعوض في المعادلة التفاضلية : } -A \alpha^2 \cos(\alpha t) + \frac{1}{LC} A \cos(\alpha t) = 0 \Leftrightarrow A(-\alpha^2 + \frac{1}{LC}) \cos(\alpha t) = 0$$

قيمة $\cos(\alpha t)$ تتغير مع الزمن. و لكي تتحقق هذه العلاقة في كل لحظة t ، يجب :

$$-\alpha^2 + \frac{1}{LC} = 0 \Rightarrow \alpha = \frac{1}{\sqrt{LC}}$$

خلاصة : تعبير التوتر الكهربائي U_c بين مربطي مكثف مشحون بدنيا ومركب في دارة LC هو :

$$U_c(t) = E \cos\left(\frac{1}{\sqrt{LC}} t\right) \quad (E : \text{رتبة التوتر بـ } V)$$

C سعة المكثف بـ F ، L معامل التحريض للوشية بـ H

التوتر $U_c(t)$ بين مربطي المكثف عبارة عن دالة جيبية : **النظام دوري**. نقول أن الدارة الكهربائية LC مقرر ذبذبات كهربائية حرة.

ملحوظة : يمكن أن نكتب تعبير $U_c(t)$ على شكل : $U_c(t) = E \cos(\omega_0 t)$ ، مع النبض الخاص للدارة الكهربائية.

$$\omega_0 = \frac{1}{\sqrt{LC}}$$

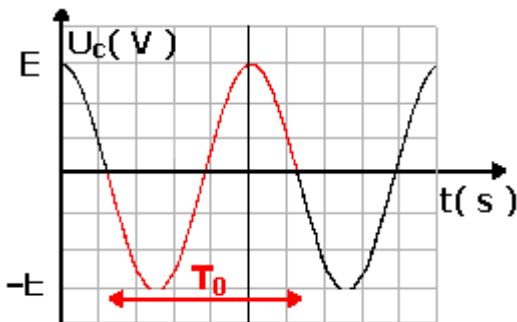
د - الدور الخاص للتذبذبات الكهربائية الحرة :

الدور T_0 لتذبذبات حرة، يسمى الدور الخاص للدارة LC يحقق العلاقة :

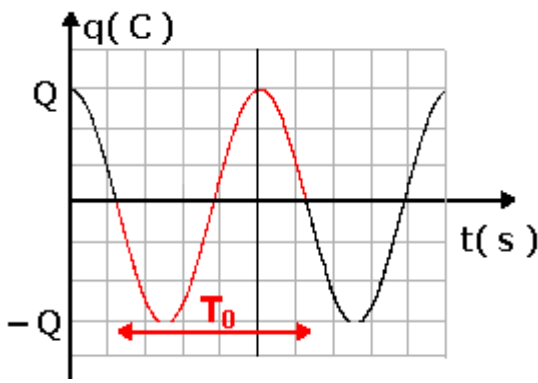
$$T_0 = 2\pi \sqrt{L.C}$$

هذه التذبذبات الكهربائية تتميز أيضا بتردد خاص مقداره هو :

$$N_0 = \frac{1}{T_0}$$



1.3. تعبير شحنة المكثف :

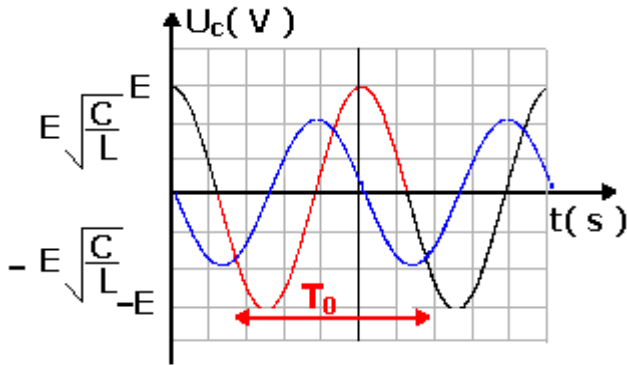


من التعريف لدينا شحنة المكثف $q(t)$ هي :

$$q(t) = CU_c(t) = CE \cos\left(\frac{1}{\sqrt{LC}}t\right)$$

$$q(t) = Q \cos\left(\frac{1}{\sqrt{LC}}t\right)$$

1.4. تعبير شدة التيار



المكثف المدروس موجه في الإصطلاح المستقبل،

تعبير شدة التيار الكهربائي المار في الدارة LC هو :

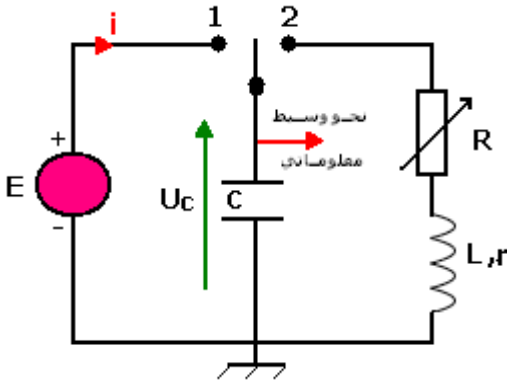
$$i(t) = \frac{dq}{dt} = \frac{-CE}{\sqrt{LC}} \sin\left(\frac{1}{\sqrt{LC}}t\right)$$

$$i(t) = E \sqrt{\frac{C}{L}} \cos\left(\frac{1}{\sqrt{LC}}t + \frac{\pi}{2}\right)$$

2. تأثير مقاومة الدارة الكهربائية على التذبذبات الحرة

في الواقع لا توجد دارة كهربائية مثالية بدون مقاومة. الوشيعية لها دائما على مقاومة داخلية ناتجة عن أسلاك لغاتها، أضف إلى ذلك مقاومة أسلاك الربط. لندرس الدارة الكهربائية عند إضافة موصل أومي مقاومته قابلة للضبط.

2.1. الدراسة التحريسية



ننجز التركيب التجريبي الممثل جانبه.

الدارة المحصل عليها هي دارة RLC متوالية.

المقاومة الكلية للدارة هي : $R_T = R + r$.

إذا كانت R_T صغيرة يلاحظ أن :

التوتر $U_c(t)$ بين مربطي المكثف

متناوب أي أنه يتأرجح بين قيم قصوى موجبة وقيم دنيا

سالبة، نقول إن تفريغ المكثف تذبذبي.

وسع التوتر $U_c(t)$ يتناقص مع مرور

الزمن نقول إن التذبذبات مخمدة.

خلاصة :

يؤدي تفريغ مكثف، مشحون، في وشيعة دارة RLC متوالية، إلى ظهور ذبذبات حرة مخمدة.

نقول إن الدارة RLC المتوالية تكون متذبذبا كهربائيا حرا مخمدا.

ملحوظة : تنعت هذه الذبذبات بالحرّة، نظرا لعدم توفر الدارة RLC المتوالية على أي مصدر آخر للطاقة ما

عدا الطاقة المخزونة في المكثف.

2.2. أنظمة الذبذبات الحرة

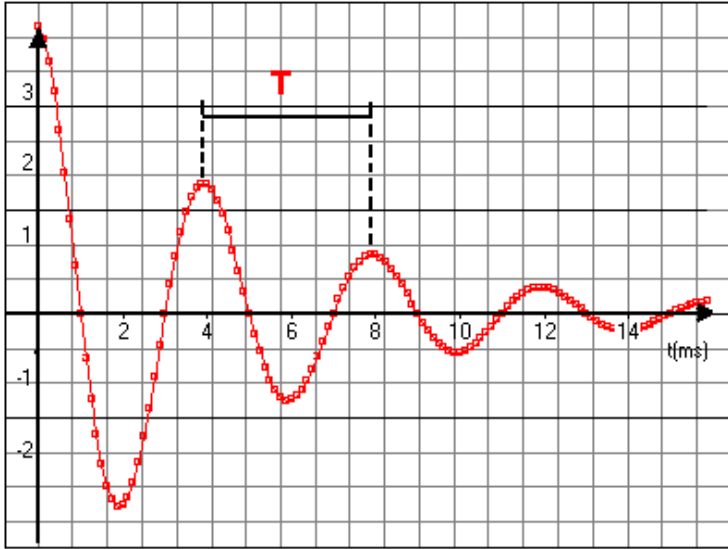
حسب قيم مقاومة الدارة R_T نحصل على ثلاثة أنظمة للذبذبات :

أ - نظام شبه دوري :

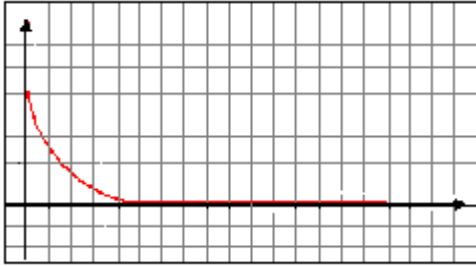
وهو نظام يحدث إذا كانت قيمة المقاومة الكلية للدارة R_T صغيرة، حيث نحصل في هذه الحالة على ذبذبات يتناقص وسعها تدريجيا مع الزمن.

المدة الزمنية T الفاصلة بين قيمتين قصويتين متتاليتين للتوتر $U_C(t)$ ، تسمى شبه الدور *la pseudo période*.

ملحوظة : شبه الدور لا يتعلق بالمقاومة، بل يتعلق بمعامل التحريض الذاتي L للوشية وسعة المكثف C .

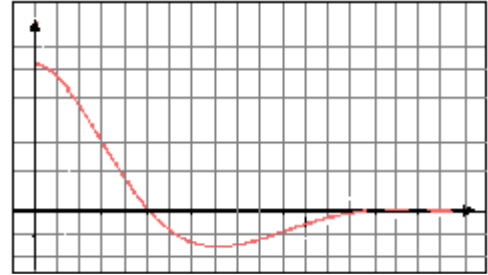


ج - نظام حرج :



في الذبذبات الحرة توجد قيمة معينة للمقاومة نرمز لها بـ R_C وتسمى مقاومة حرجة. وهي مقاومة تفصل بين النظام شبه الدوري والنظام اللادوري.

ب - نظام لا دوري :



عندما تكون R_T كبيرة جدا، تزول الذبذبات، نظرا لوجود خمود مهم، ويسمى هذا النظام نظام لا دوري.

2.2. الدراسة النظرية لدارة حقيقية RLC

نعتبر الدارة المتوالية الممثلة جانبه.

حسب قانون إضافية التوترات نجد : $U_C + U_{L,r} + U_R = 0$

مع : $U_{L,r} = ri + L \frac{di}{dt}$, $U_R = Ri$, $i(t) = C \frac{dU_C}{dt}$

$$(R_T = R + r) \text{ مع } \frac{d^2 U_C}{dt^2} + \frac{R_T}{L} \frac{dU_C}{dt} + \frac{1}{LC} U_C = 0$$

المعادلة التفاضلية لدارة RLC متوالية التي يحققها التوتر $U_C(t)$ بين مربطي المكثف هي :

$$\frac{d^2 U_C}{dt^2} + \frac{R_T}{L} \frac{dU_C}{dt} + \frac{1}{LC} U_C = 0$$

نعوض المقدار $\frac{R_T}{L} \frac{dU_C}{dt}$ عن ظاهرة خمود الذبذبات، ويحدد حسب قيم R_T نظام هذه الذبذبات.

بتعويض U_C بـ $\frac{q}{C}$ في المعادلة التفاضلية، نحصل على المعادلة التفاضلية التي تحققها الشحنة q :

$$\frac{d^2 q}{dt^2} + \frac{R}{L} \frac{dq}{dt} + \frac{1}{LC} q = 0$$

3. صيانة التذبذبات الكهربائية الحرة للدائرة RLC

لصيانة التذبذبات الكهربائية الحرة المخمدة في دائرة متوالية RLC وجعلها جيبية و دورية ، نستعمل تركيب إلكتروني (G) يزود الدارة بالطاقة الكهربائية الضائعة بمفعول جول.

يتميز المولد G بتوتر كهربائي بين مربطي حيث يتناسب إطرادا مع شدة التيار الذي يمنحها. $U_G = K \cdot I$

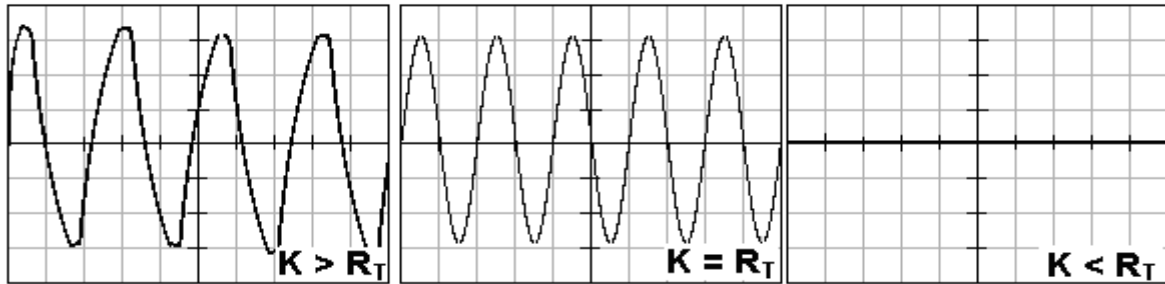
$$U_{AD} = U_C + U_{L,r} + U_R \quad \text{لدينا :}$$

$$\Rightarrow Ki = U_C + L \frac{di}{dt} + ri + Ri \Rightarrow LC \frac{d^2 U_C}{dt^2} + (R_T - K) \cdot C \frac{dU_C}{dt} + U_C = 0 \Rightarrow \frac{d^2 U_C}{dt^2} + \frac{(R_T - K)}{L} \frac{dU_C}{dt} + \frac{1}{LC} U_C = 0$$

عند ضبط K للمولد الإلكتروني على القيمة R_T وهي المقاومة الكلية للدائرة نكتب :

$$\frac{d^2 U_C}{dt^2} + \frac{1}{LC} U_C = 0$$

حلها جيبية ، وتصبح الدارة مقر لتذبذبات كهربائية حرة جيبية مصونة.



4. الدراسة الطاقية

4.1. الطاقة في الدارة المثالية LC

إن الطاقة الكهربائية الكلية E_T للدارة LC في كل لحظة هي مجموع الطاقة الكهروستاتيكية المخزونة في المكثف E_C والطاقة المغناطيسية المخزونة في الوشيجة E_m .
وبما أن :

$$E_C = \frac{1}{2} C U_C^2$$

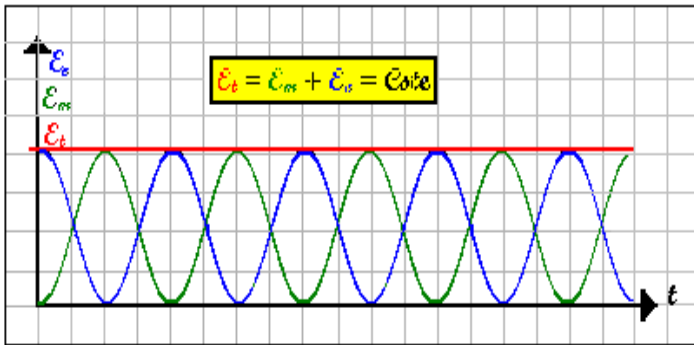
و

$$E_m = \frac{1}{2} L i^2$$

عندما تنقص الطاقة الكهربائية E_e المخزونة في المكثف، تزداد الطاقة المغناطيسية E_m المخزونة في الوشيجة، والعكس بالعكس. إذن هناك تبادل طاقي بين المكثف والوشيجة تتحول خلاله الطاقة الكهربائية للمكثف إلى طاقة مغناطيسية تكتسبها الوشيجة، والعكس، الشيء الذي يفسر ثبات الطاقة الكلية E_T وانحفاظها.

يكتب تعبير الطاقة الكلية كالتالي : $E_T = \frac{1}{2} C U_{max}^2 = \frac{1}{2} L I_{max}^2$

يمكن أن نثبت رياضيا أن الطاقة الكلية ثابتة : $E_T = E_m + E_e = \frac{1}{2} L i^2 + \frac{1}{2} C U_C^2$



⇨ عندما تكون $U_C = E$ يكون $i = 0$.

⇨ وعندما تكون $U_C = 0$ يكون $I = I_{max}$.

$$\frac{dE_T}{dt} = \frac{1}{2} (L \cdot 2 \cdot i \frac{di}{dt} + C \cdot 2 \cdot U_c \frac{dU_c}{dt}) = L \frac{dq}{dt} \frac{d^2 q}{dt^2} + \frac{q}{C} \frac{dq}{dt}$$

$$\Rightarrow \frac{dE_T}{dt} = \frac{L \cdot dq}{dt} \times \left(\frac{d^2 q}{dt^2} + \frac{1}{LC} q \right) = 0 \Rightarrow E_T = Cste$$

$$E_t = \frac{1}{2} C U_c^2 + \frac{1}{2} L i^2 = \frac{1}{2} C U_m^2 = \frac{1}{2} L I_m^2$$

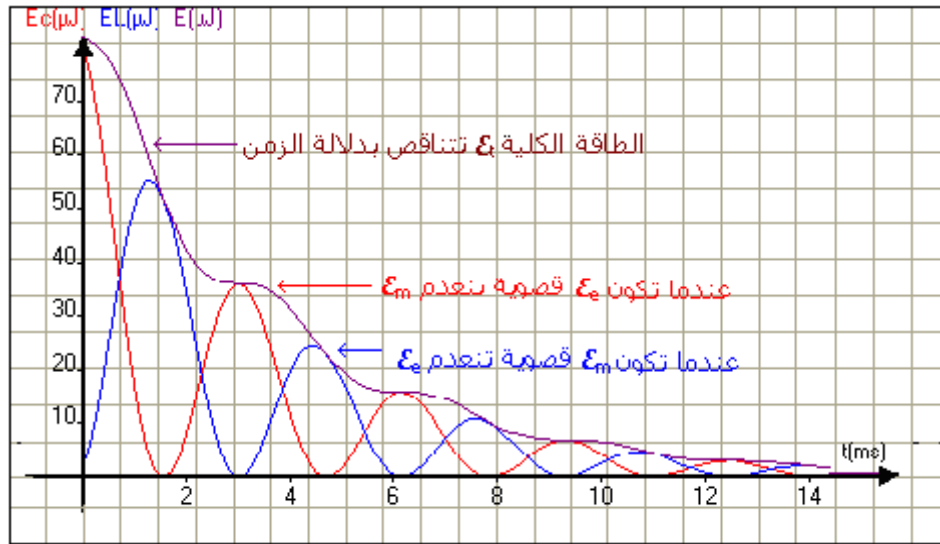
خلاصة :

تكون الطاقة الكلية لدارة مثالية LC ثابتة وتساوي الطاقة البدئية المخزونة في المكثف.

خلال الذبذبات غير المخمدة تتحول الطاقة الكهربائية في المكثف إلى طاقة مغناطيسية في الوشيجة والعكس.

2.4. الطاقة في الدارة RLC

لاحظنا أنه نتيجة وجود المقاومة R_T ، تتناقص الطاقة الكلية خلال التبادل الطاقوي بين المكثف والوشيجة.



حيث تتحول الطاقة الناقصة إلى طاقة حرارية بمفعول جول.

يبرهن عن هذه النتيجة نظريا كالتالي :

تعبير الطاقة الكلية E_T للدارة الكهربائية RLC في لحظة معينة t هو : $E_t = \frac{1}{2} C U_c^2 + \frac{1}{2} L i^2$

لتعبر عن تغير الطاقة الكلية dE خلال المدة dt :

$$\frac{dE_t}{dt} = L \cdot i \frac{di}{dt} + \frac{q}{C} \frac{dq}{dt} = i \left(L \frac{d^2 q}{dt^2} + \frac{q}{C} \right)$$

وباعتبار أن المعادلة التفاضلية التي تحققها q هي :

$$\frac{L \cdot d^2 q}{dt^2} + \frac{q}{C} = -R \frac{dq}{dt}$$

نكتب :

$$dE_T = -R \cdot i^2 dt$$

والتالي :

$$\frac{dE_t}{dt} = -R i^2$$

وهكذا يتضح من هذه العلاقة أن :

$$\frac{dE_t}{dt} < 0$$

التناقص الطاقوي يعزى لوجود المقاومة R_T .

خلاصة : تتناقص الطاقة الكلية لدارة RLC متواليات تدريجيا بسبب مفعول جول.

1. قوانين نيوتن

1.1. القانون الأول لنيوتن : مبدأ القصور

نص مبدأ القصور :

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} \Leftrightarrow \vec{V}_G = \vec{cste}$$

في معلم غاليلي،

1.2. منهج القانون الثاني لنيوتن

في معلم غاليلي

$$\sum \vec{F}_{ext} = m \frac{\Delta V_G}{\Delta t} \quad (1)$$

1.4. القانون الثالث لنيوتن : مبدأ التأثيرات المتبادلة

سواء كان الجسمين في حركة أو في سكون فإن القوتين $\vec{F}_{A/B}$ و $\vec{F}_{B/A}$ تحققان العلاقة :

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A}$$

2. متجهة السرعة اللحظية - متجهة التسارع اللحظي

2.2. متجهة السرعة اللحظية

نعتبر حركة لمركز القصور G لجسم صلب تتم في الفضاء. متجهة السرعة لمركز القصور G عند لحظة t، رمزها

$\vec{V}_G(t)$ لها المميزات التالية :

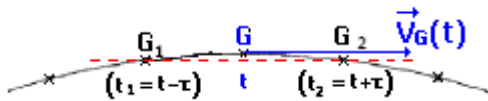
☞ الأصل : (نقطة التأثير) : هي النقطة G. ☞ الإتجاه : المماس للمسار في النقطة G. ☞ المنحى : منحى حركة G.

☞ الشدة : قيمة السرعة للنقطة G عند اللحظة t وحدتها ms^{-1} .

العلاقة الرياضية لحساب السرعة اللحظية :

في مرجع معين، تساوي متجهة السرعة اللحظية لمركز القصور G لجسم صلب المشتقة بالنسبة للزمن لمتجهة الموضع \vec{OG} حيث :

$$\vec{V}_G = \frac{d\vec{OG}}{dt}$$



العلاقة التقريبية لحساب السرعة اللحظية ميانا :

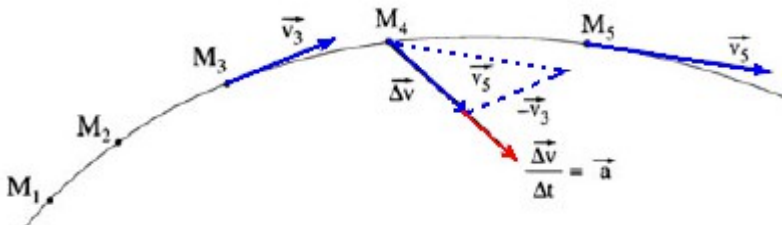
يمكن تقدير قيمة السرعة اللحظية انطلاقا من قيمة السرعة المتوسطة، وذلك عندما تكون المدة الزمنية Δt صغيرة جدا. وبالتالي تساوي السرعة V_G عند اللحظة t السرعة المتوسطة بين الموضعين G_1 و G_2 اللتان تؤطران تاريخهما $t_1 = t - \tau$ و $t_2 = t + \tau$ مع τ صغيرة جدا

$$\vec{V}_G(t) = \frac{\vec{G}_1 \vec{G}_2}{t_2 - t_1} = \frac{\vec{G}_1 \vec{G}_2}{2\tau}$$

2.3. متجهة التسارع اللحظي

للحصول على متجهة التسارع اللحظي \vec{a}_G لمركز القصور G لجسم صلب، نتبع نفس الطريقة التي

اعتمدها بالنسبة لمتجهة السرعة؛ إذ يمكن اعتبار متجهة التسارع في لحظة t_i مساوية للمقدار $\frac{\Delta \vec{V}_G}{\Delta t}$ بين لحظتين t_{i-1} و t_{i+1} جد متقاربتين وتؤطران اللحظة t_i .



مثال : (الطريقة المبيانية) :

حساب التسارع عند الموضع M_4

$$V_5 = \frac{\widehat{M_4 M_6}}{2} \tau = 0,58 \text{ ms}^{-1} \text{ و } V_3 = \frac{\widehat{M_2 M_4}}{2} \tau = 0,37 \text{ ms}^{-1}$$

نقوم بتمثيل متجهة السرعة \vec{v}_3 و \vec{v}_5 في

الشكل جانبه باستعمال السلم $1\text{cm} \rightarrow 0,20\text{ms}^{-1}$

1. التمثيل المبياني لـ $\Delta \vec{v} = \vec{v}_5 - \vec{v}_3$ يمكننا من

معرفة إتجاه ومنحنى وقيمة $\Delta \vec{v}$.

$$\Delta V = 0,32 \text{ ms}^{-1} \Rightarrow \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{\Delta V}{2\tau} = 2,67 \text{ m.s}^{-2} \Rightarrow a = 2,67 \text{ m.s}^{-2}$$

نمثل $\frac{\Delta V}{\Delta t}$ في الشكل، ($1\text{cm} \rightarrow 1,0\text{ms}^{-2}$) وهو يمثل متجهة

التسارع \vec{a} عند الموضع M_4 .

الطريقة الرياضية :

في مرجع معين، تساوي متجهة التسارع $\vec{a}_G(t)$ لمركز القصور G لجسم صلب في لحظة t

المشتقة بالنسبة للزمن لمتجهة السرعة عند نفس اللحظة :

$$\vec{a}_G(t) = \frac{d\vec{V}_G(t)}{dt}$$

نص القانون الثاني لنيوتن يصح العلاقة (1) :

في مرجع غاليلي، يساوي مجموع القوى الخارجية المطبقة على جسم صلب جداء كتلته m ومتجهة

$$\sum \vec{F}_{ext} = m \cdot \vec{a}_G$$

تسارع مركز قصوره G فنكتب :

4.2. إحدائيات متجهة التسارع

أ - إحدائيات متجهة التسارع في معلم ديكارتي

نعتبر حركة لمركز القصور G لجسم صلب تتم في الفضاء. نعلم موضع G في لحظة t في معلم متعامد

ممنظم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ بمتجهة الموضع \vec{OG} بحيث :

$$\vec{OG} = x\vec{i} + y\vec{j} + z\vec{k}$$

نعلم أن متجهة السرعة \vec{V}_G لمركز القصور G هي المشتقة بالنسبة للزمن لمتجهة الموضع :

$$\vec{V}_G = \frac{d\vec{OG}}{dt} = \frac{dx}{dt}\vec{i} + \frac{dy}{dt}\vec{j} + \frac{dz}{dt}\vec{k}$$

$$\vec{V}_G = \dot{x}\vec{i} + \dot{y}\vec{j} + \dot{z}\vec{k}$$

أي أن :

$$V_z = \frac{dz}{dt} = \dot{z} \text{ و } V_y = \frac{dy}{dt} = \dot{y} \text{ و } V_x = \frac{dx}{dt} = \dot{x}$$

مع :

تمثل \dot{x} و \dot{y} و \dot{z} إحدائيات متجهة السرعة \vec{V}_G في المعلم R . وباشتقاق \vec{V}_G بالنسبة للزمن

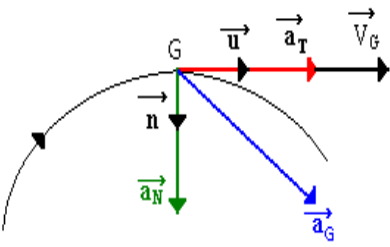
نحصل على :

$$\vec{a}_G = \frac{d\vec{V}_G}{dt} = \frac{dV_x}{dt}\vec{i} + \frac{dV_y}{dt}\vec{j} + \frac{dV_z}{dt}\vec{k} = \ddot{x}\vec{i} + \ddot{y}\vec{j} + \ddot{z}\vec{k}$$

تمثل $a_x = \frac{dV_x}{dt} = \ddot{x}$ و $a_y = \frac{dV_y}{dt} = \ddot{y}$ و $a_z = \frac{dV_z}{dt} = \ddot{z}$ إحدائيات متجهة التسارع في المعلم R .

ب - إحدائيات متجهة التسارع في أساس فريني *Frenet* :

* تعريف :



أساس فريني هو أساس للإسقاط غير مرتبط بالمرجع. و معلم فريني (M, \vec{u}, \vec{n}) هو معلم متعامد ممنظم مرتبط بموضع النقطة المادية المتحركة. أصله يطابق موضع النقطة المتحركة ويتكون من متجهتين واحدتين هما :

\vec{u} : متجهة مماسة للمسار وموجهة في منحنى الحركة.

\vec{n} : متجهة منظمية متعامدة مع \vec{u} و موجهة داخل انحناء المسار.

في أساس فريني نعبر عن متجهة التسارع \vec{a}_G ، بالنسبة لحركة مستوية كالتالي : $\vec{a}_G = a_T \cdot \vec{u} + a_N \cdot \vec{n}$

$$a_T = \frac{dV_G}{dt} \quad \vec{a}_T = a_T \cdot \vec{u} \quad \text{هي متجهة التسارع المماسي}$$

$$a_N = \frac{V^2}{\rho} \quad \vec{a}_N = a_N \cdot \vec{n} \quad \text{هي متجهة التسارع المنظمي}$$

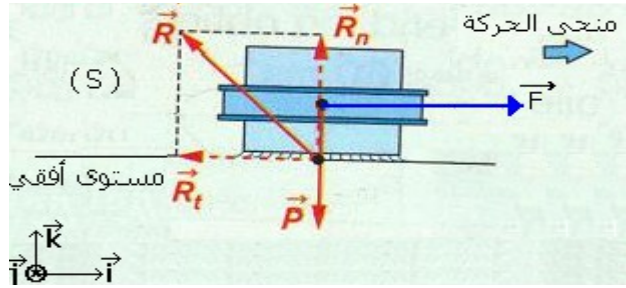
هو شعاع انحناء المسار في الموضع M

3. تطبيق : حركة جسم صلب على مستوى أفقي وعلى مستوى مائل

في هذه الفقرة، نعتبر كتلة الجسم الصلب (S) متمركزة في مركز قصوره G ونهمل القى المرتبطة بتأثير الهواء.

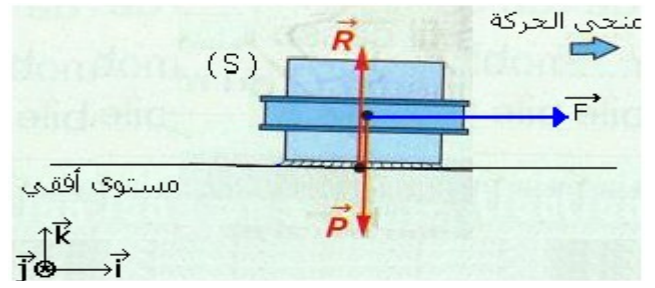
3.1. حركة جسم صلب فوق مستوى أفقي

ب - حركة باحتكاك



حركة باحتكاك \vec{R} غير عمودية على المستوى الأفقي

أ - حركة بدون احتكاك



حركة بدون احتكاك \vec{R} عمودية على المستوى الأفقي

بتطبيق القانون الثاني لنيوتن على حركة (S) في معلم متعامد وممنظم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ مرتبط بمرجع أرضي نكتب

$$\vec{P} + \vec{R} + \vec{F} = m \cdot \vec{a}_G$$

بإسقاط العلاقة المتجهة على المعلم نحصل $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$

$$-P + R_N = 0 \quad \text{إسقاط على } (O, \vec{k})$$

$$F - f = m \cdot a_x \quad \text{إسقاط على } (O, \vec{i})$$

$$R_N = m \cdot g \quad \text{نستنتج أن :}$$

$$a_x = a_G = \frac{F - f}{m} = Cste \quad \text{تعبير التسارع هو :}$$

$$(O, \vec{i}) \quad a_x = a_G \quad \text{إحدائية متجهة التسارع على المحور}$$

$$-P + R = 0 \quad \text{إسقاط على } (O, \vec{k})$$

$$F = m \cdot a_x \quad \text{إسقاط على } (O, \vec{i})$$

$$R = m \cdot g \quad \text{نستنتج أن :}$$

$$a_x = \frac{F}{m} = Cste \quad \text{تعبير التسارع هو :}$$

$$(O, \vec{i}) \quad a_x = a_G \quad \text{إحدائية متجهة التسارع على المحور}$$

تسارع مركز القصور ثابت وبالتالي فحركة الجسم (S) حركة مستقيمة متغيرة بانتظام

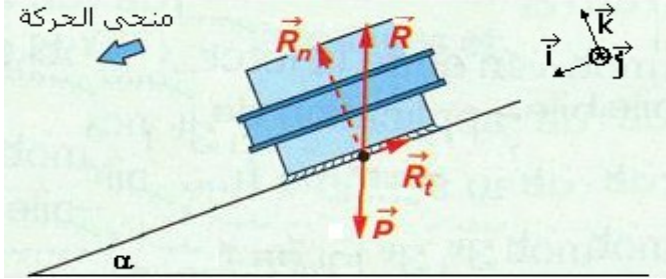
ملحوظة: في حالة الحركة باحتكاك القوة \vec{R} مركبة من مركبتين \vec{R}_N و \vec{R}_T

$$\vec{R} = \vec{R}_N + \vec{R}_T = \vec{R}_N + \vec{f}$$

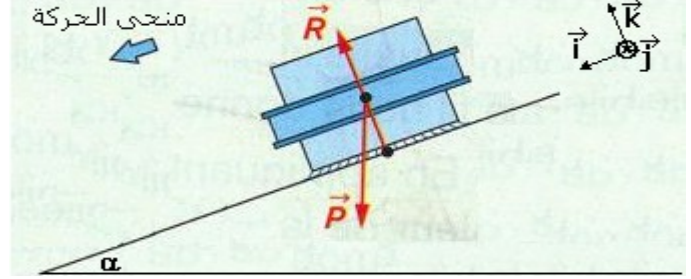
نعرف زاوية الاحتكاك φ بالعلاقة : $\tan \varphi = \frac{R_T}{R_N}$ يسمى المقدار $k = \tan \varphi$ معامل الاحتكاك.

2.3. حركة جسم صلب فوق مستوى مائل

ب - حركة باحتكاك



أ - حركة بدون احتكاك



بتطبيق القانون الثاني لنيوتن على حركة (S) في معلم متعامد وممنظم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ مرتبط بمراجع أرضي نكتب

$$\vec{P} + \vec{R} = m \cdot \vec{a}_G$$

بإسقاط العلاقة المتجهة على المعلم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ نحصل

$$\begin{array}{l} \text{إسقاط على } (O, \vec{k}) : -P \cos \alpha + R = 0 \\ \text{إسقاط على } (O, \vec{i}) : P \sin \alpha - f = m \cdot a_x \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{إسقاط على } (O, \vec{k}) : -P \cos \alpha + R = 0 \\ \text{إسقاط على } (O, \vec{i}) : P \sin \alpha = m \cdot a_x \end{array}$$

$$R_N = m \cdot g \cdot \cos \alpha \quad \text{نستنتج أن}$$

تعبير التسارع هو :

$$a_x = a_G = \frac{m \cdot g \cdot \sin \alpha - f}{m} = \text{Cste}$$

$$R = m \cdot g \cdot \cos \alpha \quad \text{نستنتج أن}$$

تعبير التسارع هو :

$$a_x = g \cdot \sin \alpha$$

تسارع مركز القصور ثابت وبالتالي فحركة الجسم (S) حركة مستقيمة متغيرة بانتظام

4. الحركة المستقيمة المتغيرة بانتظام

1. تعريف

تكون لمركز القصور G لجسم صلب حركة مستقيمة متغيرة بانتظام، إذا كان مسار G مستقيماً وإذا كانت متجهة التسارع \vec{a}_G ثابتة خلال الحركة.

2. المعادلة الزمنية للحركة

نعتبر الشروط البدئية التالية : $x(t_0 = 0) = x_0$ و $V_G(t_0 = 0) = V_0$

لتكن \vec{V}_G متجهة السرعة للنقطة G : $\vec{V}_G = V \cdot \vec{i}$ ، ولتكن \vec{OG} متجهة الموضع للنقطة G

$$\vec{OG} = x \cdot \vec{i}$$

من العلاقتين : $v = \frac{dx}{dt}$ و $a = \frac{dV}{dt}$ نحصل على :

$$x(t) = \frac{1}{2} a \cdot t^2 + V_{0,t} + x_0$$

$$V(t) = a \cdot t + V_0$$

$V(t)$ تمثل معادلة السرعة و $x(t)$ معادلة الأفضول.

1. حركة السقوط الرأسي

و يمكن اعتبار جسم، على مقربة من الأرض في سقوط حر إذا وكان خاضعا لقوة الثقالة فقط (نهمل القوى المقرونة بتأثير الهواء).

يكون السقوط الحر رأسيًا إذا كانت السرعة البدئية منعدمة أو متجهتها رأسيًا. نقول إن حركة مركز قصور الجسم حركة سقوط رأسي حر.

2. مجال الثقالة

1.2. تعريف وزن الجسم

وزن جسم يسمى أيضا قوة الثقالة هو قوة التجاذب التي تطبقها الأرض على الجسم عندما يكون في مجال جاذبيتها. وزن الجسم هو قوة عن بعد، وموزعة على حجم هذا الجسم، مميزاتها هي :

نقطة التأثير	الإتجاه	المنحى	المنظم
G مركز ثقل الجسم وهو مطابق لمركز القصور.	الرأسي من مكان تواجد الجسم. (يحدده الشاقول (fil à plomb)	نحو الأرض	$P=m.g$ وحدتها النيوتن N.

2.2. مجال الثقالة

مجال الثقالة في مكان ما هو خارج قسمة \vec{P} وزن جسم موجود في هذا المكان على الكتلة m لهذا الجسم :

$$\vec{g} = \frac{\vec{P}}{m}$$

3. السقوط الرأسي الحر

1.3. متجهة التسارع \vec{a}_G لمركز القصور

نعتبر السقوط الحر لجسم صلب في مجال الثقالة وفي مرجع أرضي. الجسم يكون خاضع لوزنه فقط. بتطبيق القانون الثاني لنيوتن على جسم صلب

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{P} = m \cdot \vec{a}_G \quad : \text{ نكتب :}$$

$$\vec{g} = \vec{a}_G \quad : \text{ أي أن :}$$

3.2. المعادلة الزمنية للحركة

في المعلم (O, \vec{k}) الموجه نحو الأسفل نسقط العلاقة نحصل على :

$$a_G = g \Rightarrow \frac{dV_G}{dt} = g \Rightarrow V_G = g \cdot t + C$$

نحدد C انطلاقا من الشروط البدئية. نأخذ عند اللحظة $t_0 = 0$ أن $V_G(0) = V_0$ فنستنتج المعادلة الزمنية

للسرعة والتي هي عبارة عن دالة زمنية خطية :

$$V_G = g \cdot t + V_0$$

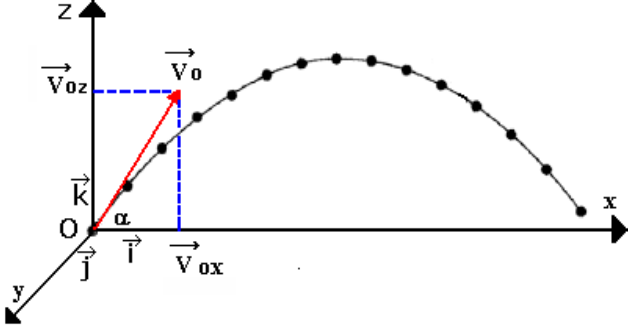
بنفس الطريقة نبحث عن $z(t)$:

$$V_G = \frac{dz}{dt} = g \cdot t + V_0 \Rightarrow z(t) = \frac{1}{2} g t^2 + V_0 t + Z_0$$

تتعلق المعادلة الزمنية للحركة $z = f(t)$ ، ومعادلة السرعة $v = g(t)$ بالشروط البدئية.

نسمي قذيفة كل جسم يرسل على مقربة من الأرض بسرعة بدئية \vec{V}_0 .
لتبسيط الدراسة، نهمل قوى الاحتكاك مع الهواء، ونعتبر القذيفة خاضعة لوزنها فقط، أي أن حركتها حركة سقوط حر.

1. الدراسة النظرية لحركة قذيفة ذات سرعة بدئية ما داخل مجال الثقالة



نقذف من النقطة O ، قذيفة ذات كتلة m بسرعة بدئية. تكون متجهة سرعتها البدئية \vec{V}_0 زاوية α مع المستوى الأفقي تسمى بزاوية القذف.
في معلم متعامد و ممنظم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ مرتبط بالمرجع الأرضي و الذي نعتبره غاليليا، نمعلم مواضع G مركز قصور القذيفة في كل لحظة بإحداثياتها في المعلم R.

1.1 متجهة تسارع حركة القذيفة :

بتطبيق القانون الثاني لنيوتن على القذيفة نكتب :

$$\sum \vec{F}_{ext} = m \cdot \vec{a}_G \Rightarrow \vec{P} = m \cdot \vec{g} = m \cdot \vec{a}_G \Rightarrow \vec{g} = \vec{a}_G$$

أثناء السقوط الحر لقذيفة بسرعة بدئية غير رأسية، تساوي متجهة التسارع \vec{a}_G لمركز قصور القذيفة \vec{g} . متجهة مجال الثقالة .

1.2 متجهة السرعة للقذيفة :

إحداثيات متجهة السرعة \vec{V}_G في المعلم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ هي :

$$\begin{pmatrix} V_x = C_1 \\ V_y = C_2 \\ V_z = -g.t + C_3 \end{pmatrix} \Leftrightarrow \text{التكامل} \begin{pmatrix} \frac{dV_x}{dt} = 0 \\ \frac{dV_y}{dt} = 0 \\ \frac{dV_z}{dt} = -g \end{pmatrix}$$

تحدد الثوابت C_1, C_2, C_3 و انطلاقا من الشروط البدئية.

توجد متجهة السرعة البدئية \vec{V}_0 في المستوى (xoz) بحيث :

$$\begin{pmatrix} C_1 = V_0 \cos \alpha \\ C_2 = 0 \\ C_3 = V_0 \sin \alpha \end{pmatrix} \quad \text{ومنه} \quad \vec{V}_0 \begin{pmatrix} V_{0x} = V_0 \cos \alpha \\ V_{0y} = 0 \\ V_{0z} = V_0 \sin \alpha \end{pmatrix}$$

أثناء السقوط الحر بسرعة بدئية \vec{V}_0 توجد في المستوى الراسي (O, \vec{i}, \vec{k}) معلم متعامد و ممنظم

$R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ ، وتكون زاوية α مع المحور (O, \vec{i}) ، تكون إحداثيات متجهة السرعة \vec{V}_G لمركز قصور القذيفة في المعلم R هي :

$$\vec{V}_G \begin{pmatrix} V_x = V_0 \cos \alpha \\ V_y = 0 \\ V_z = -g.t + V_0 \sin \alpha \end{pmatrix}$$

3.1. المعادلات الزمنية للحركة

لدينا :

$$\begin{pmatrix} x=(V_0 \cos \alpha)t+C_4 \\ y=C_5 \\ z=-\frac{1}{2}g.t^2+(V_0 \sin \alpha)t+C_6 \end{pmatrix} \Leftrightarrow \text{التكامل} \begin{pmatrix} V_x=V_0 \cos \alpha=\frac{dx}{dt} \\ V_y=0=\frac{dy}{dt} \\ V_z=-g.t+V_0 \sin \alpha=\frac{dz}{dt} \end{pmatrix}$$

في اللحظة $t_0 = 0$ يوجد مركز قصور القديفة في النقطة O، إذن $x_0 = 0$ و $y_0 = 0$ و $z_0 = 0$ وبالتالي $C_4 = 0$ و $C_5 = 0$ و $C_6 = 0$.

أثناء السقوط الحر بسرعة بدئية \vec{V}_0 توجد في المستوى الراسي (O, \vec{i}, \vec{k}) لمعلم متعامد و ممنظم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ ، وتكون زاوية α مع المحور (O, \vec{i}) ، تكون إحداثيات مركز قصور القديفة في المعلم R هي :

$$\begin{pmatrix} x=(V_0 \cos \alpha)t+(1) \\ y=0 \\ z=-\frac{1}{2}g.t^2+(V_0 \sin \alpha)t+(2) \end{pmatrix}$$

❖ أي أن حركة مركز قصور القديفة تتم في المستوى الراسي (O, \vec{i}, \vec{k}) للمعلم R، وبالتالي فإن الحركة مستوية.

❖ على المحور (O, \vec{i}) ، حركة مركز قصور القديفة G مستقيمة منتظمة.

❖ على المحور (O, \vec{k}) ، حركة مركز قصور القديفة G مستقيمة متغيرة بانتظام.

2. معادلة المسار

معادلة المسار هي العلاقة التي تجمع بين إحداثيتي النقطة المتحركة G. وللحصول على هذه المعادلة نقصي المتغير t بين x و z :

$$t = \frac{x}{V_0 \cos \alpha} \quad \text{من المعادلة (1)، نستخرج t :}$$

نعوض t في المعادلة (2)، فنحصل على العلاقة :

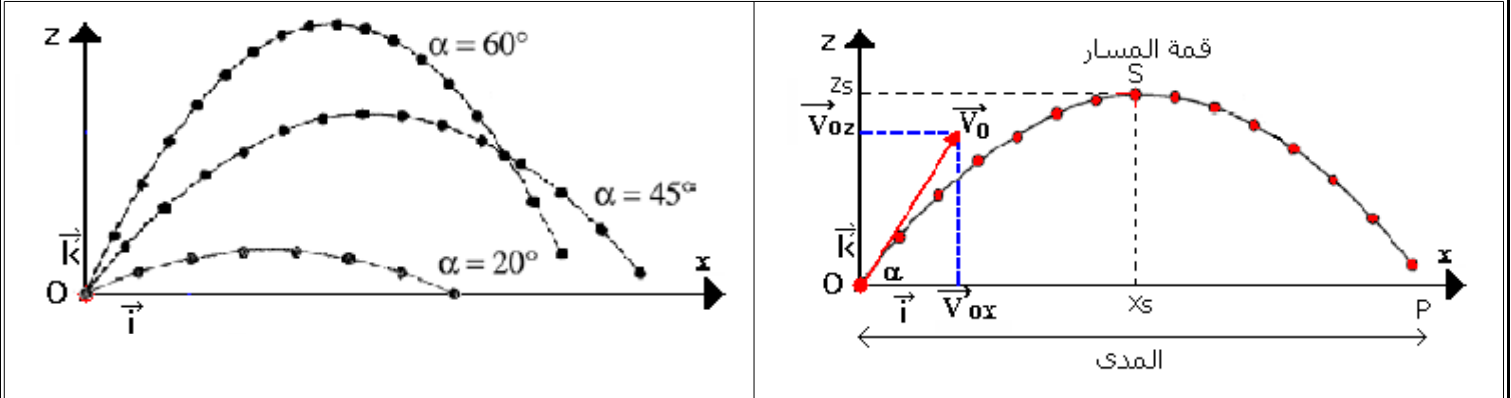
$$z = -\frac{g}{2 V_0^2 \cos^2} x^2 + (\tan \alpha) x$$

مسار مركز قصور القديفة G في سقوط حر بسرعة بدئية \vec{V}_0 غير رأسية هو مقطع من شلجم ينتمي إلى المستوى الراسي الذي يحتوي على المتجهة \vec{V}_0 .

3. بعض مميزات المسار

3.1. قمة المسار S :

قمة المسار و هي أعلى نقطة يصل إليها مركز قصور القديفة.



لتكن S قمة المسار، لدينا :

$$x = x_S : \text{ بالنسبة لـ } \frac{dz}{dt} = 0$$

$$-g t_S + V_0 \sin \alpha = 0 \Rightarrow t_S = \frac{V_0 \sin \alpha}{g}$$

نعوض في المعادلة الزمنية t (x = f(t) لحركة مركز قصور القديفة فنحصل على :

$$x_S = \frac{V_0^2}{g} \cos \alpha \sin \alpha = \frac{V_0^2}{2g} \sin 2\alpha$$

نعوض في معادلة المسار :

$$z_S = \frac{V_0^2 \sin^2 \alpha}{2g}$$

و هكذا نجد إحداثيات S

$$x_S = \frac{V_0^2 \sin 2\alpha}{2g} \quad \text{و} \quad z_S = \frac{V_0^2 \sin^2 \alpha}{2g}$$

نحصل على أقصى قيمة لقمة المسار إذا كان $\alpha = \frac{\pi}{2}$ ، أي أن حالة إرسال القديفة رأسياً نحو الأعلى.

3.2. المدى P

هي المسافة بين الموضع G_0 لمركز قصور القديفة لحظة انطلاقها و الموضع P للنقطة G أثناء سقوطها بحيث تنتمي P على المحور الأفقي الذي يشمل G_0 .

ليكن x_P و z_P إحداثيات النقطة P، لدينا :

$$z_P = 0$$

نعوض في معادلة المسار فنكتب :

$$z_P = -\frac{g}{2 V_0^2 \cos^2 \alpha} x_P^2 + (\tan \alpha) x_P = 0 \Rightarrow x_P = \frac{2 V_0^2 \sin \alpha \cos \alpha}{g} = \frac{V_0^2 \sin 2\alpha}{g}$$

3.3. تحديد زاوية القذف :

$$z_M = -\frac{g}{2V_0^2 \cos^2 \alpha} x_M^2 + (\tan \alpha) x_M = \frac{-g x_M^2}{2V_0^2} (1 + \tan^2 \alpha) + x_M \tan \alpha$$

↓

$$\frac{g x_M^2}{2V_0^2} \cdot \tan^2 \alpha - x_M \tan \alpha + \frac{g x_M^2}{2V_0^2} + z_M = 0$$

نضع $X = \tan \alpha$

نحصل على معادلة من الدرجة الثانية :

$$AX^2 - BX + C = 0$$

$$\left(A = \frac{g x_M^2}{2V_0^2} ; B = x_M \text{ و } C = \frac{g x_M^2}{2V_0^2} + z_M \right)$$

↓

$$\begin{pmatrix} \alpha_1 = ? \\ \alpha_2 = ? \end{pmatrix} \leftarrow \begin{pmatrix} \tan \alpha_1 = ? \\ \tan \alpha_2 = ? \end{pmatrix}$$

1. تقديم

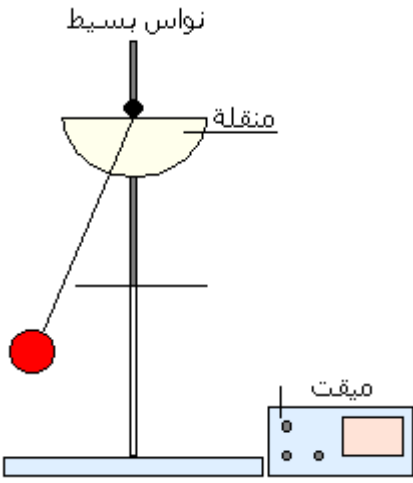
1.1. تعريف

نلاحظ من حولنا عددا كبيرا من الظواهر التي تتكرر في الزمن، منها ما هي طبيعية كتعاقب الليل والنهار، دوران الأرض حول نفسها وحول الشمس، دقات القلب، وأخرى فيزيائية كدوران عجلة، تذبذب نواس ... نجد من بين هذه الظواهر من تتكرر في مدد زمنية منتظمة : نقول إنها دورية.

المجموعة الميكانيكية المتذبذبة هي مجموعة تنجز حركة دورية، من ذهاب وإياب، حول موضع توازنها المستقر. و الحركة الدورية هي حركة تتكرر مماثلة لنفسها في مدد زمنية متساوية.

1.2. أمثلة

أ - النواس البسيط



النواس البسيط هو كل نقطة مادية تتأرجح على مسافة ثابتة من محور أفقي ثابت.

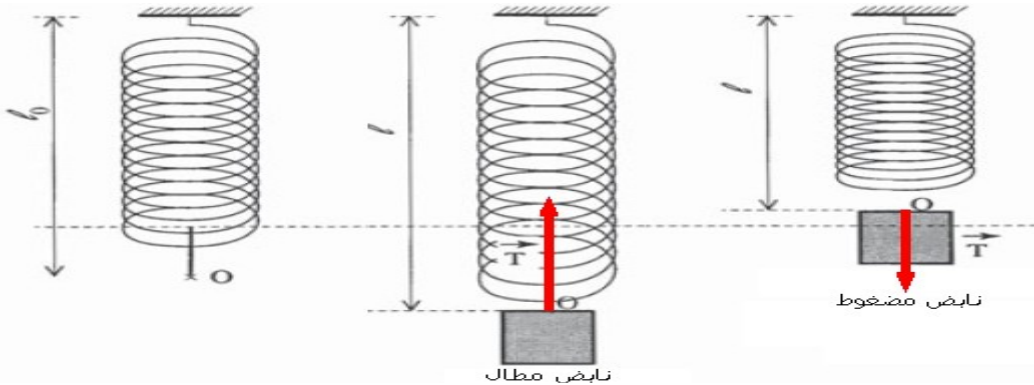
عمليا نحقق نواسا بسيطا بتعليق جسم صغير عالي الكثافة بطرف خيط غير قابل للامتداد وذو كتلة مهملة شد طرفه الثاني إلى حامل ثابت. يخضع الجسم المعلق أثناء حركته إلى القوة \vec{F} التي يطبقها الخيط والتي ليس لها مفعول على الدوران وإلى وزنه \vec{P} الذي له مفعول على حركة النواس.

ملحوظة : إذا كانت أبعاد الجسم جد صغيرة أمام طول الخيط، وإذا كانت كتلة أكبر بكثير من كتلة الخيط، آنذاك يمكن اعتبار الجسم نقطيا، وبذلك يشكل النواس البسيط متذبذبا ميكانيكيا مثاليا.

ب - النواس المرن أو المجموعة : جسم صلب - نابض

يتكون النواس المرن من جسم صلب مشدود بطرف نابض ذي لفات غير متصلة وكتلة مهملة. الطرف الآخر للنابض مثبت بحامل ثابت.

تعزى الحركة التذبذبية للنواس المرن إلى القوة التي يطبقها النابض على الجسم، والتي تتعلق بحالة النابض إذا كان مطالا أو مضغوطا، إذ تقاوم هذه القوة تشوه النابض، ولذلك تسمى قوة ارتداد. عند إزاحة الجسم رأسيا نحو الأسفل وتحريره، فإنه ينجز حركة تذبذبية حول موضع توازنه المستقر.



2. الحركة التذبذبية ومميزاتها

2.1. تعريف

الحركة التذبذبية هي حركة ذهاب وإياب حول موضع معين، وهي حركة تميز المتذبذبات الميكانيكية. والحركة التذبذبية الحرة هي الحركة التذبذبية التي ينجزها متذبذب ميكانيكي دون أن يكتسب طاقة ما من أي مجموعة خارجية بعد إحداث حركته.

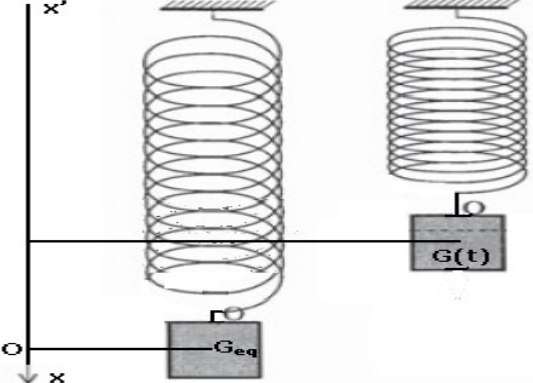
2.2. مميزات الحركة التذبذبية

أ - موضع التوازن المستقر

كل متذبذب ميكانيكي حر ينجز حركته التذبذبية حول موضع معين يشكل موضع توازنه المستقر. وموضع التوازن المستقر لمتذبذب ميكانيكي هو الموضع الذي إذا أزيح عنه المتذبذب يعود إليه ليستقر فيه. إن ذبذبات مجموعات ميكانيكية لا يمكنها أن تحدث إلا حول موضع التوازن المستقر لهذه المجموعة.

ب - وسع الحركة

وسع الحركة لمتذبذب ميكانيكي حر وغير مخمد هي القيمة القصوى الموجبة التي يأخذها المقدار الذي يعبر عن مدى ابتعاد أو انحراف المتذبذب عن موضع توازنه المستقر.

	<p>مثال : النواس المرن نستعمل الأفصول x $\vec{G}_{eq} = x \vec{i}$ أثناء الحركة الحرة و غير المخمدة، يأخذ الأفصول x قيمة موجبة وقيمة سالبة، يتغير x بين قيمة قصوى (x_m) وقيمة دنيا $(-x_m)$، وتسمى القيمة المطلقة لهاتين القيمتين وسع الحركة للنواس المرن.</p>
--	--

ج - الدور الخاص

الدور الخاص T_0 لمتذبذب ميكانيكي و غير مخمد هو المدة الزمنية التي تفصل مرورين متتاليين للمتذبذب من موضع توازنه المستقر في نفس المنحى، وحدته في النظام العالمي للوحدات هي الثانية (s).

مثال النواس البسيط

نعتبر نواسا بسيطا يتكون من كرية ذات كتلة m معلقة بخيط غير قابل للإمتداد و كتلته مهملة. نزيح الكتلة بزاوية θ عن موضع توازنها، ثم نحررها بدون سرعة بدئية في لحظة t.

	<p>أثناء الحركة التذبذبية ، تخضع الكرية إلى القوى التالية :</p> <ul style="list-style-type: none">\vec{P} وزنها.\vec{F} القوة المطبقة من طرف الخيط (اتجاهها هو اتجاه الخيط (لأن كتلته مهملة).\vec{f} قوى الإحتكاك المطبقة من طرف الهواء على الكرية عندما تكون في حركة.
--	--

في مرجع أرضي والذي نعتبره غاليليا، نطبق القانون الثاني لنيوتن على مركز قصور الكرية :

$$\sum \vec{F}_{ext} = m \cdot \vec{a}_G \Leftrightarrow \vec{P} + \vec{F} + \vec{f} = m \cdot \vec{a}_G$$

عندما تكون الكرية في توازن فإن :

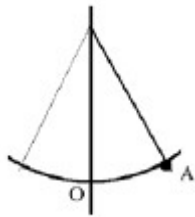
$$\vec{a}_G = \vec{0} \text{ و } \vec{f} = \vec{0}$$

$$\vec{P} + \vec{F} = \vec{0} \quad \text{وبالتالي :}$$

العدة التجريبية :

نواس بسيط مكون من خيط غير مرن كتلته مهملة وطوله معروف، ومن كتلة معلومة، منقلة مثبتة إلى حامل وميقت.

نزيح الكتلة المعلومة بزاوية θ ثم نحررها من موضع A؛ من بين الطرق الثلاث المقترحة عين منها الأكثر دقة لقياس الدور، علل جوابك ؟



- 1 - نشغل الميقت عندما تمر الكرية من النقطة O و نوقف القياس بعد ذبذبة واحدة عندما تمر مرة ثانية من O ؟
- 2 - نشغل الميقت عندما تمر الكرية من النقطة O ونوقف القياس عندما تمر مرة أخرى من O بعد عشر ذبذبات؛ يجب فقط قسمة المدة الزمنية على عشرة ؟
- 3 - شغل الميقت عندما ترجع الكرية إلى النقطة A ونوقف القياس عندما تمر مرة أخرى من A بعد ذبذبة واحدة ؟

تأثير طول الخيط :

نغير طول الخيط للنواس ونقوم بقياس الدور الموافق فنحصل على النتائج التالية :

طول الخيط (l m)	0,10	0,20	0,30	0,40	0,50	0,60
T (s)	1,56	2,21	2,70	3,12	3,49	3,82

- 1 - أرسم المنحنى T بدلالة l؛ هل نحصل على مستقيم ؟
- 2 - أحسب \sqrt{l} لكل قيم الجدول ؟
- 3 - أرسم المنحنى T بدلالة \sqrt{l} ؛ هل نحصل على مستقيم ؟
- 4 - من بين المنحنيين الممثلين ما هو المنحنى الذي يعطي علاقة مبسطة تجمع بين الدور T والطول l ؟ اعط تعبير هذه العلاقة ؟

حصلة : نستنتج أن الدور T يتناسب مع \sqrt{l} فنكتب : $T = k \cdot \sqrt{l}$

تأثير كتلة الكرية على الدور

بالنسبة لكتل مختلفة m للكرية نقوم بقياس الدور T لنواس بسيط طول الخيط 50cm :

T (s)	m (g)
1,42	50
1,43	100
1,42	150

هل كتلة الكرية لها تأثير على دور النواس البسيط ؟

حصلة : نستنتج أن دور النواس البسيط مستق عن كتلة الكرية.

تأثير وسع التذبذبات على الدور

نعتبر النواس البسيط المكون من كرية كتلتها $m = 50g$ وخط طوله $l = 27cm$ ، نغير وسع التذبذبات θ في كل مرة ونقيس الدور.

θ (°)	8	10	15	20	30	40
T (s)	1,04	1,04	1,05	1,06	1,09	1,12

ما قيمة θ القصوى التي يكون فيها الدور مستقل عن وسع الحركة؟

حصلة: بالنسبة لزوايا صغيرة الدور الخاص لتذبذبات النواس البسيط مستقل عن الزاوية البدئية $\theta \leq 10^\circ$ التي تراج بها كتلة الكرية عن موضع توازنها المستقر.

خلاصة: المؤثرات الوحيدة التي تغير من قيمة الدور الخاص لتذبذبات النواس هي طول الخيط l وقيمة شدة مجال الثقالة لأن الحركة تتم تحت تأثير وزن الكرية. بالنسبة لتذبذبات ذات وسع صغير، الدور الخاص لا يتعلق بقيمة الزاوية البدئية التي تراج بها الكرية عن موضع توازنها المستقر؛ و نعرف الدور T بالعلاقة :

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{l}{g}}$$

في التجربة أعلاه :

1 - حدد المعامل الموجه للمستقيم المحصل عليه عند رسم المنحنى $T = f(\sqrt{l})$

2 - ماذا يمثل المعامل الموجه في العلاقة $T = 2\pi \sqrt{\frac{l}{g}}$ ؟ استنتج قيمة g ؟

3 - هل تم القيام بهذه التجربة في الأرض أو في القمر ؟

(نعطي $g_L = 1,62 m.s^{-2}$ و $g_T = 9,81 m.s^{-2}$)

3. خمود التذبذبات الميكانيكية

3.1. ظاهرة الخمود

عمليا لا يمكن عزل المتذبذب من أي تأثير خارجي مثل الهواء و بعض الأجسام الصلبة التي تكون في تماس معه، حيث نلاحظ أن وسع التذبذبات المنجزة تنقص مع الزمن إلى أن يتوقف المتذبذب. نقول أن حركة المتذبذب تخمد. هناك نوعان من الخمود الناتج عن الاحتكاكات :

* **خمود باحتكاكات مائعة** : amortissement par frottement fluide : عندما يكون المتذبذب في تماس مع

جسم غازي أو سائل مثل : الهواء - الماء ...

في هذه الحالة إذا كانت الاحتكاكات ضعيفة فإن تناقص الوسع يكون أسيا. وتكون التذبذبات شبه دورية حيث

الدور T يكون $T > T_0$.

* **خمود باحتكاكات صلبة** : amortissement par frottement solide : عندما يتم احتكاك المتذبذب بمحور

الدوران أو بجسم صلب آخر.

في هذه الحالة إذا كانت الاحتكاكات ضعيفة فإن تناقص الوسع يكون خطيا. وتكون التذبذبات شبه دورية حيث

الدور T يكون $T \approx T_0$.

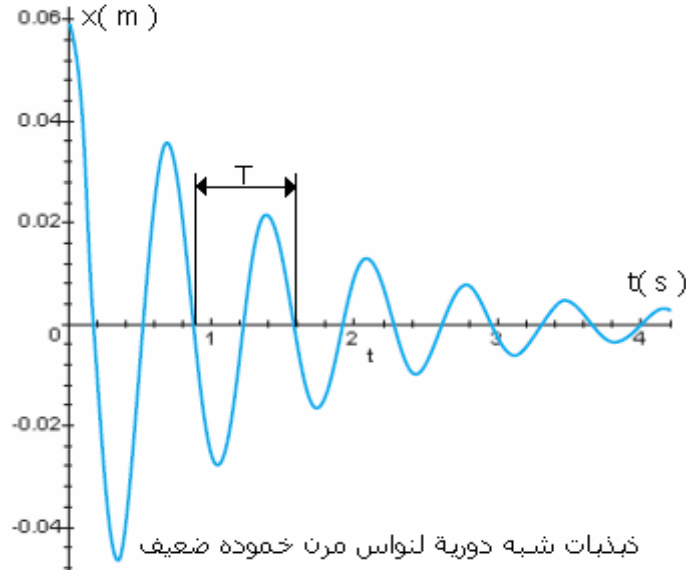
نقول في كلتا الحالتين أن هناك ضياع للطاقة الميكانيكية للمتذبذب خلال كل دور بحيث لن يبقى المتذبذب توافقيا وبالتالي حركته لن تبقى جيبية. الطاقة الضائعة، تتحول تدريجيا إلى حرارة، تتوزع بين المتذبذب والوسط الخارجي.

وحسب أهمية الاحتكاكات نحصل على نظامين للخمود.

3. 2. أنظمة خمود الذبذبات الميكانيكية

أ - حالة الخمود الضعيف : النظام شبه الدوري

في هذه الحالة ينجز المتذبذب الميكانيكي ذبذبات يتناقص وسعها تدريجيا إلى أن يستقر المتذبذب عند موضع توازنه المستقر.



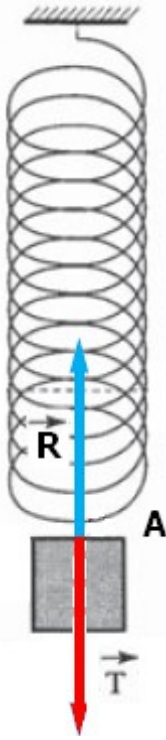
حركة المتذبذب ليست دورية : نقول إنها شبه دورية، ودورها T يقارب الدور الخاص T_0 للمتذبذب (عموما $T > T_0$). نسمي T شبه الدور.

ب - حالة الخمود الحاد : النظام اللادوري

يحدث في حالة الاحتكاك القوي، فيحصل خمود للذبذبات تنتج عنه ثلاثة أنظمة :

النظام فوق الحرج	النظام الحرج	النظام تحت الحرج

مثال 1 :



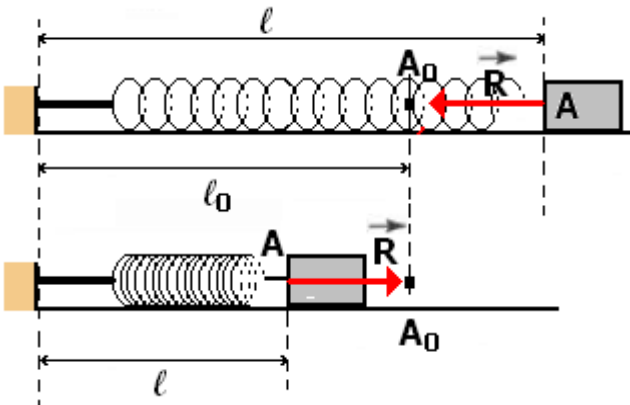
عندما نعلق جسم صلب (S) بطرف نابض رأسي لفاته غير متصلة وكتلته مهملة، وطوله الأصلي l_0 . يوجد الجسم في توازن مستقر، وحسب القانون الثالث لنيوتن (مبدأ التأثيرات البينية) يوجد الجسم و النابض في تأثير بيني يعبر عنه بقوتين متعاكستين حيث :

القوة \vec{T} المطبقة من طرف الجسم على النابض تسمى بتوتر النابض : وهي القوة التي تحتض بالنابض في حالة مطالة. القوة \vec{R} التي يطبقها النابض على الجسم تسمى بقوة الارتداد force de rappel ولها المميزات التالية :

- ↪ الاتجاه : منطبق مع محور النابض.
- ↪ المنحى : موجهة داخل النابض عندما يكون مطالا و خارج النابض عندما يكون مضغوطا.
- ↪ نقطة التأثير : نقطة تماس الجسم والنابض.
- ↪ الشدة : وحدتها النيوتن، وهي تتناسب مع القيمة المطلقة لإطالة النابض Δl

$$R = k \cdot \Delta l = K \cdot |l - l_0|$$

مثال 2 :



نعتبر نواسا مرنا في وضع أفقي. عندما يكون النابض حرا تحتل نقطة تماسه مع الجسم الموضع A_0 . وعندما يكون النابض مضغوطا (أو مطالا)، تحتل هذه النقطة الموضع A. في هذه الحالة، يطبق النابض على الجسم قوة ارتداد \vec{R} تسعى إلى إرجاع الطرف الحر للنابض إلى وضعه البدئي.

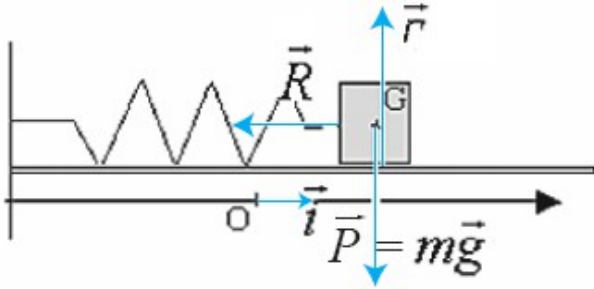
نعرف قوة الارتداد التي يطبقها نابض صلابته K على جسم صلب بالعلاقة :

$$\vec{R} = -k \cdot \vec{A_0A}$$

($\vec{A_0A}$ تمثل متجهة الإطالة)

2.1. المعادلة التفاضلية

نعتبر نواسا مرنا أفقيا بحيث ينجز الجسم الصلب ذبذبات حرة وغير مخمدة. نعلم G مركز قصور الجسم الصلب بالأفصول x في المعلم $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ متعامد وممنظم محوره (O, \vec{i}) أفقي يطابق أصله G_0 موضع G عند التوازن : $\vec{OG} = x \cdot \vec{i}$. المعلم R مرتبط بمرجع أرضي باعتباره غاليليا حيث نطبق القانون الثاني لنيوتن على الجسم أثناء حركته :



يخضع المتذبذب خلال حركته وفي كل لحظة إلى :

\vec{P} وزن الجسم.

\vec{R} قوة الارتداد أو تأثير النابض.

\vec{r} القوة التي يطبقها المستوى الأفقي على

الجسم (S) وهي رأسية بما أن الاحتكاكات مهملة.

نعتبر عن قانون نيوتن بالعلاقة :

$$\sum \vec{F}_{ext} = m \cdot \vec{a}_G \Leftrightarrow \vec{P} + \vec{R} + \vec{r} = \vec{0}$$

القوتان \vec{P} و \vec{r} متعاقدتان :

و بالتالي نحصل على : $\vec{R} = m \cdot \vec{a}_G \Leftrightarrow -K \cdot x \vec{i} = m \cdot \ddot{x} \vec{i}$

إذن : $\ddot{x} + \frac{k}{m} x = 0$

وهي المعادلة التفاضلية لحركة النواس المرن

خلاصة :

في غياب الاحتكاكات، يحقق أفصول مركز القصور G للجسم الصلب المكون لنواس مرنا المعادلة التفاضلية :

$$\ddot{x} + \frac{k}{m} x = 0 \quad (m : \text{كتلة الجسم و } k : \text{صلابة النابض})$$

3.1. حل المعادلة التفاضلية

حل هذه المعادلة التفاضلية المحصل عليها يكتب على الشكل التالي :

$$x(t) = x_m \cos\left(\frac{2\pi}{T_0} t + \varphi\right)$$

(مع x_m , $\frac{2\pi}{T_0}$ و φ ثوابت)

طور الحركة التذبذبية عند لحظة t معينة. $\left(\frac{2\pi}{T_0} t + \varphi\right)$

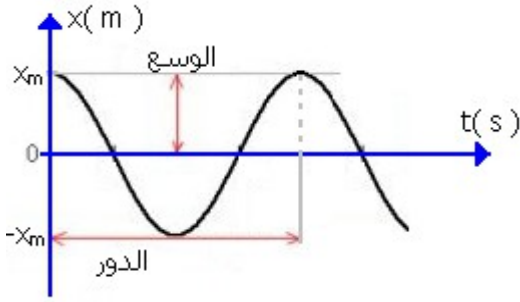
وسع الحركة (m) : x_m

النبض الخاص للحركة التذبذبية و يعبر عنها بـ . T_0

طور الحركة في أصل التواريخ (بالرادين) : φ

ملحوظة :

تحدد قيمتي x_m و φ انطلاقا من الشروط البدئية.



مخطط المسافات $x = f(t)$

1.4. تعبير الدور الخاص T_0 للمتذبذب

يحدد تعبير الدور الخاص انطلاقا من المعادلة التفاضلية : لنبحث عن الشرط الذي ينبغي توفره لكي تشكل

الدالة $x(t) = x_m \cos\left(\frac{2\Pi}{T_0}t + \varphi\right)$ حلا للمعادلة التفاضلية :

$$\ddot{x}(t) = -\frac{4\Pi^2}{T_0^2}x_m \cos\left(\frac{2\Pi}{T_0}t + \varphi\right) \quad \text{و} \quad \dot{x}(t) = -\frac{2\Pi}{T_0}x_m \sin\left(\frac{2\Pi}{T_0}t + \varphi\right)$$

نعوض في المعادلة التفاضلية :

$$-\frac{4\Pi^2}{T_0^2}x_m \cos\left(\frac{2\Pi}{T_0}t + \varphi\right) + \frac{k}{m}x_m \cos\left(\frac{2\Pi}{T_0}t + \varphi\right) = 0$$

$$x_m \cos\left(\frac{2\Pi}{T_0}t + \varphi\right) \left(-\frac{4\Pi^2}{T_0^2} + \frac{k}{m}\right) = 0$$

ومنه :

$$-\frac{4\Pi^2}{T_0^2} + \frac{k}{m} = 0 \Leftrightarrow T_0 = 2\Pi \sqrt{\frac{m}{k}}$$

نلاحظ أن الدور الخاص T_0 للنواس المرن يتعلق بالكتلة للجسم وصلابة النابض.

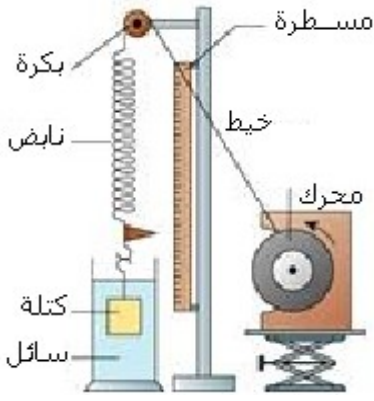
نعبر عن التردد الخاص للذبذبات بالعلاقة :

$$f_0 = \frac{1}{2\Pi} \sqrt{\frac{k}{m}} \quad \text{أي} \quad f_0 = \frac{1}{T_0}$$

(وحدة التردد في USI هي الهرتز Hz)

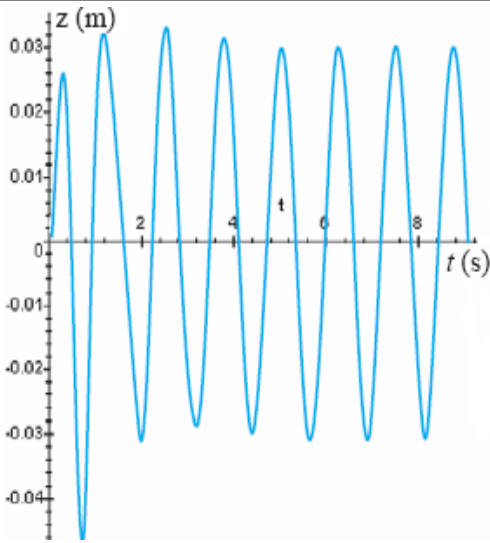
3. ظاهرة الرنين الميكانيكي

3.1. الذبذبات القسرية



تبيانة التركيب التجريبي

في جميع الحالات الواقعية، تؤثر الاحتكاكات على حركات المتذبذبات الميكانيكية مما يؤدي خمود حركتها مع الزمن. ويمكن تجميع متذبذب ميكانيكي مع جهاز يمنحه الطاقة اللازمة لكي تصير حركة المتذبذب مصونة. هذا الجهاز يسمى المثير، وهو مجموعة ذات حركة جيبية تفرض دورها T_e على المجموعة المتذبذبة، فتصبح هذه الأخيرة تنجز ذبذبات قسرية دورها T_e ، وتسمى بذلك الزنان. تشكل المجموعة { القرص المتحرك، الخيط، البكرة } المثير excitateur وتشكل المجموعة { كتلة معلمة، النابض } الرنان résonateur.



نشاط 1:

ننجز التركيب التجريبي أعلاه، ثم عند اللحظة $t = 0$ يوجد الزنان في موضع توازنه المستقر نشغل المحرك (المثير) الذي ينجز حركة دوران منتظم ذات تردد $f_e = 0,8 \text{ Hz}$.

نسجل وسع حركة الرنان فنحصل على الشكل المبين جانبه.

وسع حركة الكتلة هو 3 cm

دور الحركة التذبذبية للرنان هي $T = 1,25 \text{ s}$

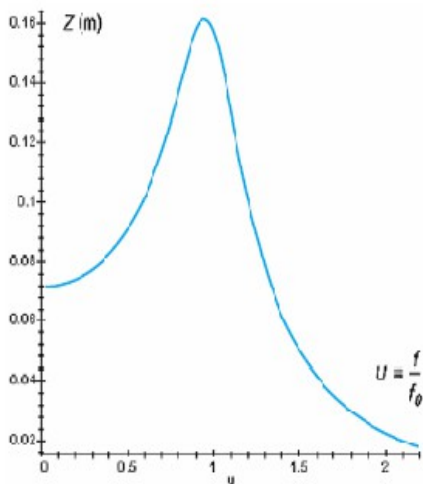
دور الرنان f هو مقلوب تردده T ، حيث $f = \frac{1}{T} = 0,80 \text{ Hz}$

هذه القيمة تساوي تردد المثير f_e .

نشاط 2:

ننجز عدة تسجيلات لمختلف سرعات دوران القرص المرتبط بالمحرك. ونسجل تغيرات وسع كل تسجيل بدلالة التردد f فنحصل على الجدول الآتي :

1,8	1,7	1,6	1,55	1,5	1,45	1,40	1,35	1,3	1,25	1,2	1,10	1,00	0,92	0,8	0,65	0,50	$f \text{ (Hz)}$
3,0	4,0	6,0	8,00	10	12,5	16,5	16	13	10	8,0	5,75	4,25	4,0	3,0	2,50	2,50	$z \text{ (cm)}$



نقوم بتمثيل منحنى تغيرات وسع الذبذبات القسرية بدلالة التردد فنحصل على الشكل جانبه.

يساوي التردد الذي يوافق وسع قصوي للحركة القيمة $1,4 \text{ Hz}$ ($T_e = 0,71 \text{ s}$).

إذا علمنا أن الدور الخاص للرنان يساوي $T_0 = 0,69 \text{ s}$ قارن هذه القيمة مع دور

المثير عندما يكون وسع الذبذبات قصويا.

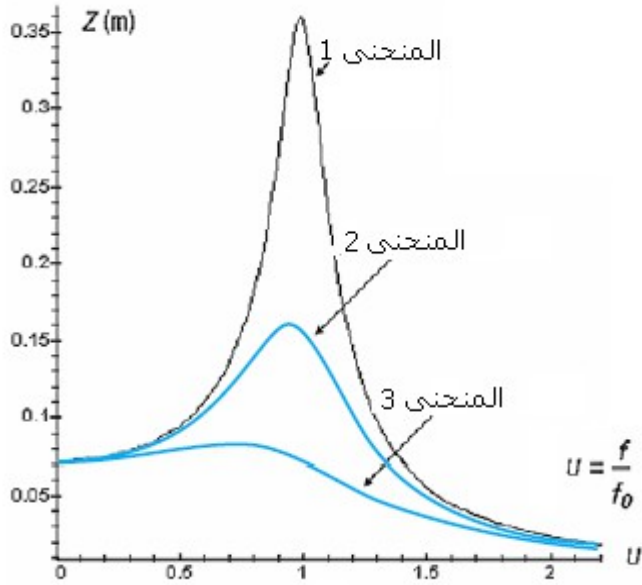
نستنتج أن وسع الذبذبات القسرية للرنان يتعلق بالدور T_e للمثير، ويصير هذا الوسع

أقصى عندما يقارب الدور T_e الخاص T_0 للمجموعة المتذبذبة : نقول إنه تم حدوث رنين ميكانيكي.

خلاصة: تحدث ظاهرة الرنين الميكانيكي عندما يقارب الدور T_e لذبذبات الرنان دوره

الخاص T_0 .

3.2. تأثير الخمود على الرنين



كلما تزايدت شدة الاحتكاكات، كلما تناقص وسع الذبذبات وكذلك دورها عند الرنين. في حالة الخمود الضعيف الرنان، يأخذ وسع الذبذبات القسرية عند الرنين قيمة كبيرة، نقول أن الرنين حادا (المنحنى 2). في حالة الخمود القوي للرنان، يأخذ وسع الذبذبات القسرية عند الرنين قيمة صغيرة، نقول أن الرنين ضبابي (المنحنى 3).

3.4. الرنين الميكانيكي في الحياة اليومية

إذا كانت للسيارة عجلات غير متوازنة، فإنها تتصرف كمثيرات لباقي الأجزاء الأخرى للسيارة. وعندما يرفع السائق من سرعة السيارة تتزايد اهتزازات هذه الأجزاء وتصبح قسوى عندما تصل هذه السرعة إلى قيمة معينة : إنه الزنين الميكانيكي. بعد هذه القيمة من السرعة تنقص اهتزازات أجزاء السيارة. نفس الظاهرة تحدث لهيكل السيارة في علاقته مع سرعة دوران المحرك، وأيضا لنوافذ زجاجية أو لعمارة عندما تمر شاحنة كبيرة على مقربة منها. تحدث أيضا ظاهرة الرنين بطريقة غير مرتقبة. فتردد الأشعة المنبعثة من فرن " ميكرو-ذبذبة " micro-onde مثلا، تحدث ظاهرة الرنين لجزيئات الماء المكونة للغذاء المراد تسخينه مما يؤدي إلى ارتجاج الجزيئات وبالتالي الرفع من درجة حرارة الوسط.

تعبير الشغل الجزئي لقوة \vec{F} خلال انتقال جزئي $\delta \vec{l}$ هو :

$$\delta W = \vec{F} \cdot \delta \vec{l}$$

شغل قوة تنتقل نقطة تأثيرها من نقطة A إلى نقطة B هو مجموع الأشغال الجزئية لهذه القوة :

$$W_{AB}(\vec{F}) = \int \vec{F} \cdot d\vec{l}$$

تعبير شغل القوة التي يطبقها مجرب على الطرف الحر ل نابض لجعله ينتقل من موضع A أفصوله x_A إلى موضع B أفصوله x_B هو :

$$W_{AB}(\vec{F}_{op}) = \frac{1}{2} k x_B^2 - \frac{1}{2} k x_A^2 \quad (k \text{ هي صلابة النابض})$$

تعبير طاقة الوضع المرنة لمجموعة { جسم صلب ، نابض } أفقية هو :

$$E_{pe} = \frac{1}{2} k x^2 + Cte$$

حيث تتعلق الثابتة بالحالة المرجعية، و k هي صلابة النابض، و x أفصول G مركز قصور الجسم الصلب.
تعبير الطاقة الميكانيكية لمجموعة : جسم صلب - نابض أفقية في معلم مرتبط بمرجع أرضي هو :

$$E_m = \frac{1}{2} m v^2 + \frac{1}{2} k x^2 + Cte$$

في غياب الاحتكاكات تنحفظ الطاقة الميكانيكية لمجموعة متذبذبة حرة ؛ بحيث تتحول الطاقة من شكل إلى آخر.

بوجود الاحتكاكات، تتناقص الطاقة الميكانيكية لمجموع متذبذبة مع مرور الزمن؛ بحيث تتبدد على شكل طاقة حرارية.

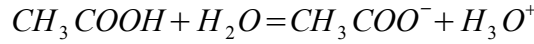
تقديم :

في حالة حدوث تفاعل فإن كل مجموعة كيميائية تتطور تلقائيا للوصول إلى حالة التوازن. و لمعرفة منحنى التطور التلقائي لمجموعة توجد في حالة معينة، يجب مقارنة خارج التفاعل عند هذه الحالة وثابتة التوازن للتفاعل.

1. منحنى التطور التلقائي لتفاعل حمض – قاعدة

1.1. حالة التوازن

يؤدي تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء إلى توازن كيميائي نعب عنه بالمعادلة التالية :



$$K = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [CH_3COO^-]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}} = 1,7 \cdot 10^{-5} \quad \text{تساوي : } K$$

أ – المناولة 1 :

تحضير محلول S لحمض الإيثانويك

نصب 6mL من حمض الإيثانويك الخالص في 100mL من الماء.

نقوم بتخفيف المحلول للحصول على محلول S ذي

تركيز $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

نقيس pH فنجد : 3,4.

تعليل :

$$Q_{r,i} = \frac{[H_3O^+]_i \cdot [CH_3COO^-]_i}{[CH_3COOH]_i} \approx 0 \quad \text{في الحالة البدئية، خارج التفاعل هو :}$$

نلاحظ أن : $Q_{r,i} < K$

$$Q_{r,f} = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} \quad \text{في الحالة النهائية، خارج التفاعل هو :}$$

$$[CH_3COOH]_f = C - [CH_3COO^-]_f = 10^{-2} - 10^{3,4} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Q_{r,f} = \frac{10^{-3,4} \cdot 10^{-3,4}}{10^{-2}} - 10^{-3,4} = 1,7 \cdot 10^5$$

$$Q_{r,f} = K$$

ذوبان حمض الإيثانويك في الماء يؤدي إلى تأينه الجزئي، كما أن خارج التفاعل يرتفع إلى أن يصل إلى قيمة ثابتة التوازن. نقول أن المجموعة في حالة توازن.

1.2. إضافة متفاعل

إضافة حمض الإيثانويك

نظيف 0,3 mL من حمض الإيثانويك الخالص على

المحلول S المحضر سابقا.

نقيس pH فنجد : 3,1.

المحلول S المحضر سابقا + حمض الإيثانويك.



تعليق :

$$Q'_{r,i} = \frac{[H_3O^+]'_i \cdot [CH_3COO^-]'_i}{[CH_3COOH]'_i} : \text{ في الحالة البدئية، خارج التفاعل هو :}$$

لقد تغير فقط، تركيز حمض الإيثانويك CH_3COOH بالنسبة للتوازن في المناولة السابقة :

$$[CH_3COOH]'_i > [CH_3COOH]_{\acute{e}q}$$

$$Q'_{r,i} < K$$

في الحالة النهائية، قيمة pH تناقصت، مما يدل على أن تركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ وأيونات

الإيثانوات CH_3COO^- تزايدت :

$$[H_3O^+]'_f = [CH_3COO^-]'_f = 10^{-pH} = 10^{-3,1} = 7,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

تزايدت تراكيز النواتج بينما تناقصت تراكيز المتفاعلات، أي أن خارج التفاعل يرتفع.

استنتاج : عندما تكون مجموعة في الحالة حيث Q_r أصغر من K ، فإن المجموعة تتطور في منحنى

استهلاك المتفاعلات أي في المنحنى المباشر للتفاعل.

2.1. إضافة ناتج

إضافة إيثانوات الصوديوم

نأخذ 100mL من المحلول S ، ثم نضيف 1g

من إيثانوات الصوديوم الصلب.



نقيس pH فنجد : 5,9 .

تعليق :

المحلول S + إيثانوات الصوديوم الصلب

في الحالة البدئية، خارج التفاعل هو :

$$Q''_{r,i} = \frac{[H_3O^+]''_i \cdot [CH_3COO^-]''_i}{[CH_3COOH]''_i}$$

لقد تغير فقط، تركيز أيون الإيثانوات CH_3COO^- بالنسبة للتوازن في المناولة الأولى :

$$[CH_3COOH]''_i > [CH_3COOH]_{\acute{e}q} \Rightarrow Q''_{r,i} > K$$

في الحالة النهائية، قيمة pH تزايدت، مما يدل على أن تركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ تناقصت :

$$[H_3O^+]''_f = 10^{-pH} = 10^{-6,1} = 7,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

تناقص تراكيز النواتج بينما تزايدت تراكيز المتفاعلات، أي أن خارج التفاعل تناقص.

استنتاج : عندما تكون مجموعة في الحالة حيث Q_r أكبر من K ، فإن المجموعة تتطور في منحنى

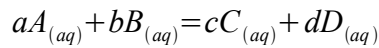
استهلاك النواتج أي في المنحنى الغير المباشر للتفاعل.

2. تعميم : معايير التطور التلقائي

1. 2. تذكير : خارج التفاعل

عندما تكون مجموعة كيميائية مكونة من الأنواع الكيميائية $A_{(aq)}$ و $B_{(aq)}$ و $C_{(aq)}$ و $D_{(aq)}$ مقر تحول

كيميائي غير كلي ممنذج بالتفاعل ذي المعادلة :



فإنه يعبر عن خارج التفاعل Q_r المقرون بهذه المعادلة كالتالي : $Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

عند التوازن يساوي خارج التفاعل، ثابتة التوازن K فنكتب : $Q_{r, \acute{e}q} = \frac{[C]_{\acute{e}q}^c \cdot [D]_{\acute{e}q}^d}{[A]_{\acute{e}q}^a \cdot [B]_{\acute{e}q}^b} = K$

2.2. مقارنة Q_r و K

☞ الحالة التي تكون فيها Q_r أصغر من K :

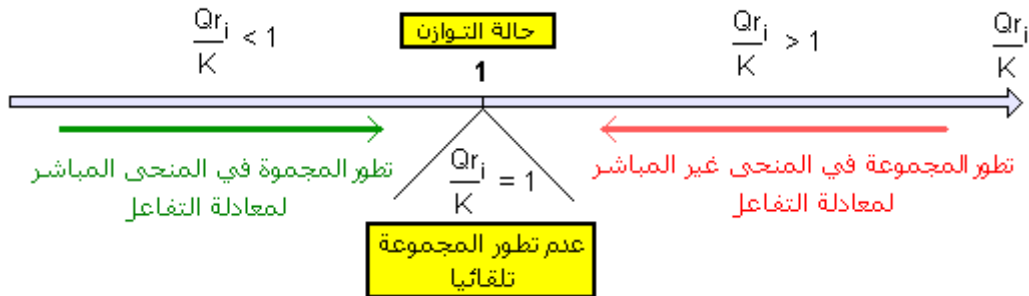
تتطور المجموعة في المنحى المباشر لمعادلة التفاعل، أي منحى استهلاك A و B .

☞ الحالة التي تكون فيها Q_r أكبر من K :

تتطور المجموعة في المنحى الغير المباشر لمعادلة التفاعل، أي منحى استهلاك C و D .

☞ الحالة التي تكون فيها Q_r مساوية لـ K :

تتطور المجموعة في المنحى الغير المباشر لمعادلة التفاعل، أي منحى استهلاك C و D .



تقديم :

العمود هو مولد للتيار الكهربائي، هذا التيار ناتج عن انتقال منتظم للإلكترونات. عند اشتغال العمود فهو يحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية. إن التفاعلات الكيميائية التي يتم خلالها تبادل الإلكترونات هي التفاعلات أكسدة - اختزال. في هذا الفصل، سنحصر دراستنا على الأعمدة التي تتداخل فيها الفلزات.

المولد	نوع التحويل
عمود	طاقة كيميائية ← طاقة كهربائية
محطة حرارية	طاقة حرارية ← طاقة كهربائية
محطة نووية	طاقة نووية ← طاقة كهربائية
محطة هيدروليكية	طاقة ميكانيكية ← طاقة كهربائية
الطاقة الشمسية	طاقة ضوئية ← طاقة كهربائية

1. المزدوجات فلز / أيون الفلز (Mⁿ⁺ / M_(s)) :

1.1. عرض الفلزات

الفلزات هي الأنواع التي توجد في الحالة الطبيعية على الشكل الأحادي الذرة مثل (النحاس Cu ، الذهب Au ، ...) أو على شكل أكسيد الذي يمكن تحويله بعملية التعدين للحصول على الحديد Fe ، الرصاص Pb ، الألومنيوم Al ...

الفلزات تكون تقريبا نصف الأنواع المرتبة في الجدول الدوري للعناصر الكيميائية.

الفلزات عموما تكون أجود لتوصيل للكهرباء.

1.2. الميزة المختزلة للفلزات

الفلزات تفقد بسهولة إلكترون أو أكثر من إلكترونات سحابتها الخارجية لتكون كاتيونات فلزية.

مثال :

النوع الكيميائي المغنيزيوم Mg له عدد ذري Z=12 .

البنية الإلكترونية هي : K(2)L(8)M(2) ، وحسب القاعدة الثمانية لكي تصبح الذرة أكثر استقرارا تفقد بسهولة إلكترونين لتعطي أيون المغنيزيوم Mg²⁺ أكثر استقرارا.

خلاصة :

الفلز M هو المختزل reducteur في المزدوجة مختزل / مؤكسد التي يكونها مع الكاتيون Mⁿ⁺ . نصف

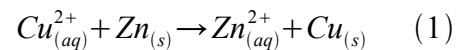


المختزل	المؤكسد	نصف المعادلة الإلكترونية	مزدوجة مختزل / مؤكسد
$Ag_{(s)}$	$Ag_{(aq)}^+$	$Ag_{(aq)}^+ + e^- = Ag_{(s)}$	$Ag_{(aq)}^+ / Ag_{(s)}$
$Cu_{(s)}$	$Cu_{(aq)}^{2+}$	$Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Cu_{(s)}$	$Cu_{(aq)}^{2+} / Cu_{(s)}$
$Fe_{(s)}$	$Fe_{(aq)}^{2+}$	$Fe_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Fe_{(s)}$	$Fe_{(aq)}^{2+} / Fe_{(s)}$
$Zn_{(s)}$	$Zn_{(aq)}^{2+}$	$Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Zn_{(s)}$	$Zn_{(aq)}^{2+} / Zn_{(s)}$
$Al_{(s)}$	$Al_{(aq)}^{3+}$	$Al_{(aq)}^{3+} + 3e^- = Al_{(s)}$	$Al_{(aq)}^{3+} / Al_{(s)}$
$Au_{(s)}$	$Au_{(aq)}^{3+}$	$Au_{(aq)}^{3+} + 3e^- = Au_{(s)}$	$Au_{(aq)}^{3+} / Au_{(s)}$

1.3. دراسة الانتقال الإلكتروني بين مزدوجتين



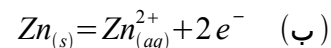
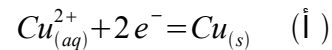
فلز الزنك $Zn_{(s)}$ يختزل أيونات النحاس $Cu_{(aq)}^{2+}$ وفق تفاعل أكسدة - اختزال ممنج بالمعادلة التالية :



ثابتة التوازن المقرونة بمعادلة هذا التفاعل هي :

$$K = 10^{37}$$

هذه المعادلة هي مجموع نصفي معادلتين حيث :



أ - الانتقال التلقائي للإلكترونات بين أنواع كيميائية مختلطة :

في كأس يمكن مزج الأنواع $Zn_{(s)}$ و $Cu_{(aq)}^{2+}$. فيحدث مباشرة انتقال تلقائي للإلكترونات من فلز الزنك

إلى أيونات النحاس $Cu_{(aq)}^{2+}$.

وبالتالي يجب أن تتطور المجموعة في المنحى المباشر لمعادلة التفاعل الذي يستهلك فيه أيونات $Cu_{(aq)}^{2+}$

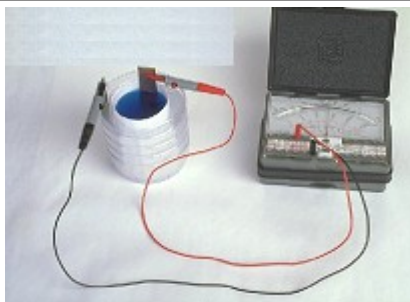
وينتج فلز النحاس $Cu_{(s)}$.

ب - الانتقال التلقائي للإلكترونات بين أنواع كيميائية منفصلة

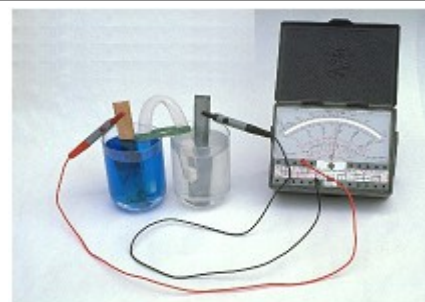
يمكن أن ننجز التفاعلات (أ) و (ب) منفصلان في مقصورتين Compartiments ووصل المحلولين فيما بينهما

بقنطرة أيونية أو بجدار مسامية paroi poreuse .

فصل الأنواع الكيميائية باستعمال جدار مسامية



فصل الأنواع الكيميائية باستعمال قنطرة أيونية



المجموعة تكون إذن عمود كهربائي، معادلة تفاعل أكسدة - اختزال الحاصل أثناء اشتغال العمود هي المعادلة

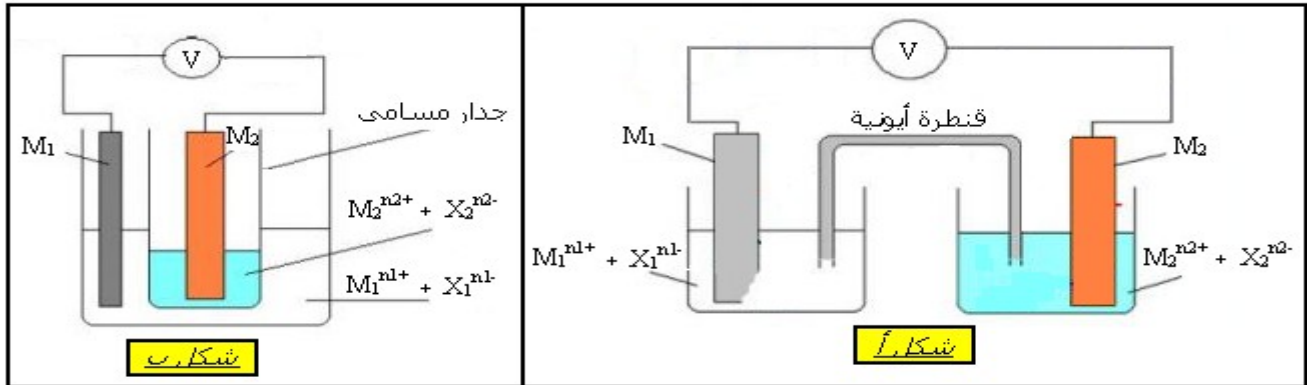
(1). يسمى عمود دانيال نسبة للمخترع جونهن فريدريك دانيال.

2. وصف العمود

2.1. مكونات العمود

يتكون العمود عموما من :

- ☞ نصفي عمودين، حيث كل نصف عمود يمثل مزدوجة مختزل / مؤكسد $(M_1^{n_1+}/M_1)$ و $(M_2^{n_2+}/M_2)$.
- ☞ قنطرة إلكترونية تسمى بالقنطرة ملحي (شكل أ) وهي عبارة عن أنبوب صغير على شكل الحرف U مملوء بمحلول مركز لكلورور البوتاسيوم (K^+, Cl^-) أو نترات البوتاسيوم (K^+, NO_3^-) أو نترات الأمونيوم (NH_4^+, NO_3^-) يربط المحلولان اللذان يحتويان على الكاثيونات $M_1^{n_1+}$ و $M_2^{n_2+}$ والتي تسمى بالمحاليل الإلكترونية.



الفلزان M_2 و M_1 يسميان بالإلكترودان وهما يكونان قطبا أو مربطا للعمود.

القنطرة الأيونية لها ثلاث مزايا مهمة وهي : ① غلق الدارة وبالتالي تمكن من مرور التيار الكهربائي. ② توفير حملة الشحنة (الأيونات) اللازمة ③ ضمان الحياد الإلكتروني للمحلولين.

ملحوظة : يمكن ربط هاتين المقصورتين باستعمال جدار مسامي Poreux (شكل ب) مثل الفخار حيث يسهل مرور الأيونات بين المحلولين دون أن يختلط هذان الأخيرين.

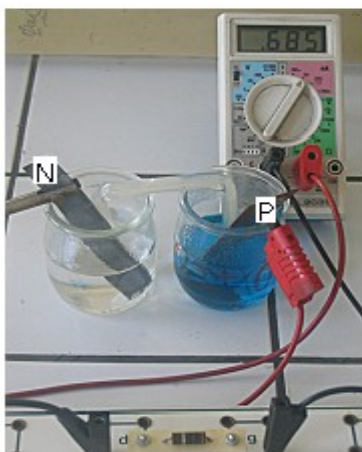
2.2. تحديد مميزات العمود تجريبيا

أ - تحديد قطبية عمود وشدة التيار بواسطة الأمبيرمتر

ليمرر العمود تيارا كهربائيا، نركب بين مربطيه موصلا أوميا مقاومته R غير كبيرة. لقياس شدة التيار للعمود، نركب على التوالي مع الموصل الأومي جهاز أمبيرمتر.

إذا كان الأمبيرمتر يشير إلى قيمة موجبة I ، فإن الصفيحة المتصلة بالمربط " A " أو " mA " للأمبيرمتر هي القطب الموجب P للعمود، أما الصفيحة المتصلة بالمربط " Com " للأمبيرمتر، فإنها تكون القطب السالب N للعمود.

شدة التيار المولد $débité$ من طرف العمود هي دائما موجبة ومنحى التيار الكهربائي من القطب الموجب للعمود P نحو القطب السالب للعمود N .



التيانة الإصطلاحية لعمود زنك - نحاس



ب - تحديد قطبية العمود والقوة الكهرومحرركة بواسطة الفولطمتر

عند قياس التوتر بين مربطي عمود معزول، فإننا نقيس القوة الكهرومحرركة E لهذا العمود.

إذا كان الفولطمتر يشير إلى قيمة موجبة $U_{M_1/M_2}=E$. القطب الموجب يتكون من الفلز M_1 ، والقطب السالب من الفلز M_2 .

إذا كان الفولطمتر يشير إلى قيمة سالبة $U_{M_1/M_2}=-E$. القطب السالب يتكون من الفلز M_1 ، والقطب الموجب من الفلز M_2 .

يتميز عمود ب :

- قطبيته، حيث له قطب موجب نرسم له ب P وقطب سالب نرسم له ب N .
- القوة الكهرومحرركة E .

- مقاومة داخلية r ، وحسب قانون أوم نكتب : $U_{PN}=E-r.I$

3. الدراسة الكيفية لإشتغال العمود (عمود دانبا)

ننجز عمودا بوصل، بواسطة قنطرة أيونية، نصفية عمود.

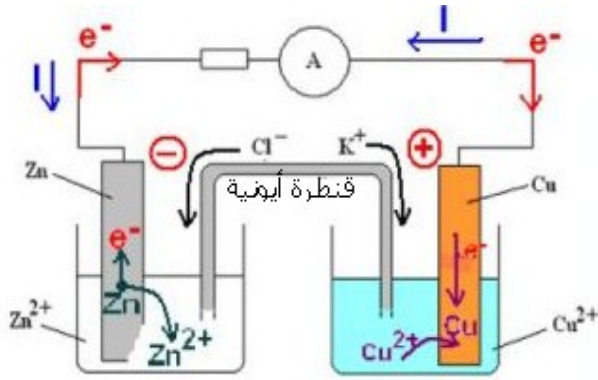
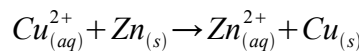
الأول مكون من صفيحة النحاس مغمورة في محلول كبريتات النحاس حيث $[Cu^{2+}]=0,1 mol/L$. والثاني

مكون من صفيحة من الزنك مغمورة في كبريتات الزنك حيث $[Zn^{2+}]=0,1 mol/L$.

يشير الفولطمتر عند تركيبه بين مربطي هذا العمود إلى أن القطب الموجب هو فلز النحاس.

يكون العمود، أثناء اشتغاله، في غير حالة التوازن وحسب معيار التطور $Q_{r,i}=1 < K$ ، يجب أن يتطور التفاعل

في المنحى المباشر لمعادلة التفاعل الذي يستهلك الأيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$ وينتج فلز النحاس Cu .



$$I=0 \quad , \quad Q_{r,eq}=K$$

أثناء اشتغال العمود فإنه يحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة

كهربائية، مما يحدث مروراً منظماً للإلكترونات.

أكسدة الفلز عند القطب السالبة (الأنود) .

اختزال الكاتيون الفلزي عند الإلكترود الموجبة (الكاثود) .

عندما يصل العمود إلى حالة التوازن، تتوقف كميات الأنواع

المتدخلة في التطور، فلا يحدث أي تفاعل على مستوى الإلكترودين

وبالتالي ليس هناك انتقال للإلكترونات عبر الدارة الخارجية : لم يعد

بإمكان العمود توليد التيار،

4. الدراسة الكمية للعمود

4.1. كمية الكهرباء القصوى الممكن تمريرها من طرف عمود

تعريف : تساوي كمية الكهرباء المتدخلة Q خلال اشتغال مولد كهروكيميائي، القيمة المطلقة للشحنة

الكلية للإلكترونات المنتقلة:

$$Q = n(e^-) \cdot N_A \cdot | -e | = n(e^-) \cdot F$$

تعرف القيمة المطلقة لشحنة مول من الإلكترونات بالفرايدي ونرمز له ب F ($C.mol^{-1}$)

N_A هو ثابتة أفوكادرو و e^- شحنة إلكترون.

$$F = N_A \cdot | -e | = 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,60 \cdot 10^{-19} = 96500 C mol^{-1}$$

يعبر عن كمية الكهرباء Q في النظام العالمي للوحدات بالكولوم رمزه C .

4.2. شدة التيار المولد من طرف العمود :

يمرر العمود الذي يولد تيارا كهربائيا شدته I ثابتة خلال المدة Δt ، كمية الكهرباء Q حيث :

$$(A) \downarrow$$

$$(C) \rightarrow \boxed{Q = I \times \Delta t} \leftarrow (s)$$

4.3. العلاقة بين كمية المادة، شدة التيار و مدة الإشتغال

مثال : عمود الحديد - النحاس :

التبينة الإصطلاحية للعمود هي : $\ominus Fe/Fe^{2+} // Cu^{2+}/Cu \oplus$

عند الأنود لدينا : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Cu_{(s)}$

عند الكاثود لدينا : $Fe_{(s)} = Fe_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

مجموع المعادلتين : $Cu_{(aq)}^{2+} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$

باستعمال الجدول الوصفي لدينا :

المعادلة الكيميائية		$Cu_{(aq)}^{2+} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$			
حالة المجموعة	التقدم (mol)	كمية المادة (mol)			
الحالة البدئية $t=0$	0	$n(Cu^{2+})_i$	وفير	$n(Fe^{2+})_i$	وفير
الحالة البينية Δt	x	$n(Cu^{2+})_i - x$	وفير	$n(Fe^{2+})_i - x$	وفير

من خلال نصفي المعادلات، كمية مادة الإلكترونات المتبادلة خلال المدة الزمنية Δt هي :

$$n(e^-)_{ech} = 2 \cdot x$$

إذا اعتبرنا أن هذه العمود يولد تيار كهربائي شدته $I=30mA$ خلال المدة الزمنية $\Delta t=15min$. تقدم

$$x = \frac{n(e^-)_{ech}}{2} = \frac{Q}{2 \cdot F} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot F} = \frac{30 \cdot 10^{-3} \cdot 15 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 1,4 \cdot 10^{-4} mol$$

التفاعل بعد هذه المدة هو :

كمية مادة أيونات Fe^{2+} المتكونة خلال 15 دقيقة تساوي x .

بصفة عامة لدينا :

$$n(e^-)_{ech} = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

4.4. سعة العمود

سعة العمود C هي كمية الكهرباء القصوى التي يمكن أن تمنحها قبل أن تستهلك كلياً :

$$C = Q_{max} = I \times \Delta t_{max}$$

5. بعض الأعمدة الإعتيادية

تستعمل في الحياة اليومية أعمدة متنوعة منها ما و ملحى وقلائي وأعمدة بالليثيوم ... لها أشكال و أحجام مختلفة وكلها تتكون من نصفي عمود مثل عمود دانيال.

5.1. الأعمدة الملحى والقلائية

العمود الملحى الأكثر انتشار هو عمود لوكلانشي Leclanché شكله أسطواني ذا قوة كهرومحركة $1,5V$:

العمود المسطح ذا قوة كهرومحركة $4,5V$ وهو تجميع على التوالي لأعمدة لوكلانشي.

العمود القلائي له أحسن أداء من العمود الملحي، كون الإلكتروليت المستعمل في العمود القلائي يتكون من مختزل أجود من المختزل المستعمل في العمود الملحي.

5.2. الأعمدة على شكل قرص

توجد أعمدة قلائية على شكل أقراص، حيث تم فيها تعويض أوكسيد المنغيز بأوكسيد الفضة أو أوكسيد الزئبق أو ثنائي الأوكسجين، وتتميز بصغر حجمها وطول مدة اشتغالها.

5.3. الأعمدة بالليثيوم

يختلف العمود بالليثيوم عن العمود القلائي بكون أحد إلكتروديه (الأنود) يتكون من فلز الليثيوم عوض الزنك وله قنطرة أيونية مكونة من محلول عضوي.

5.4. الأعمدة القابلة لإعادة الشحن

وهي أعمدة تمكن من تجديد المتفاعلات للتفاعل التلقائي. تشتغل كمولدات أثناء التفريغ و مستقبلات أثناء الشحن. أول عمود قابل للشحن صنع من طرف غاستون بلانتي Gaston Planté سنة 1860.

الجزء الرابع : كيفية التحكم في تطور المجموعات الكيميائية
Comment on contrôle l'évolution de systèmes chimiques

الوحدة 8 : تفاعلات الأسترة وال حلمأة
Les réactions d'estérifications et d'hydrolyse

1. تذكير : الكحولات والأحماض الكربوكسيلية

1.1. الكحولات

في السنة الماضية رأينا بعض المجموعات الوظيفية المستعملة في الكيمياء العضوية نذكر من بينها :

الصيغة العامة	المجموعة المميزة
كحول أولي : $R - CH_2 - OH$	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \end{array} - OH$
كحول ثانوي : $R - CH(OH) - R'$	
كحول ثالثي : $R_2 - C(OH) - R_1$ $\begin{array}{c} R_3 \\ \\ R_2 - C(OH) - R_1 \end{array}$	
$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C \\ \\ OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C \\ \\ OH \end{array}$

الكحولات هي مركبات عضوية تحتوي على المجموعة المميزة هيدروكسيل OH - مرتبطة بذرة كربون رباعي الأوجه، الذي يكون أربع روابط تساهمية بسيطة موزعة في الفضاء على أساس أن تكون التأثيرات الكهرساكنة ضعيفة.

التسمية :

نسمي الكحول باسم الألكان الذي له نفس الهيكل الكربوني مع إضافة المقطع —OH إلى نهاية الأسم وإتباعه برقم يدل على موضع الكربون الوظيفي في السلسلة الكربونية الرئيسية و يجب أن يكون أصغر رقم ممكن.

1.2. الأحماض الكربوكسيلية

الصيغة العامة	المجموعة المميزة	المجموعة
$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C \\ \\ OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C \\ \\ OH \end{array}$	حمض كربوكسيليك

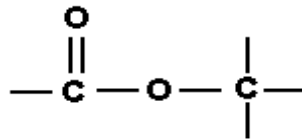
تضم جزيئة حمض كربوكسيلي، المجموعة المميزة COOH - التي تسمى كربوكسيل.

التسمية :

لتسمية الحمض الكربوكسيلي نقوم بترقيم أطول سلسلة كربونية انطلاقا من الكربون الموجود في المجموعة كربوكسيل (الكربون الوظيفي)، ونبدأ الاسم بلفظ حمض ثم يتبعه اسم الهيدروكربون الموافق للسلسلة، ونضيف إلى نهاية الاسم المقطع " -ويك ".

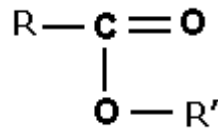
1.3. الاسترات

الاستر مركب عضوي، تتوفر جزيئته على المجموعة المميزة :



نلاحظ أنه تم تعويض ذرة الهيدروجين في المجموعة المميزة للحمض الكربوكسيلي بجذر ألكيل. من هذه الملاحظة تتبع التسمية للإسترات.

كربوكسيلات الألكيل



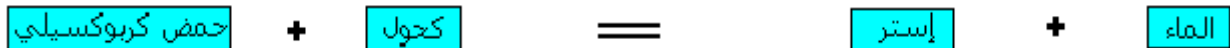
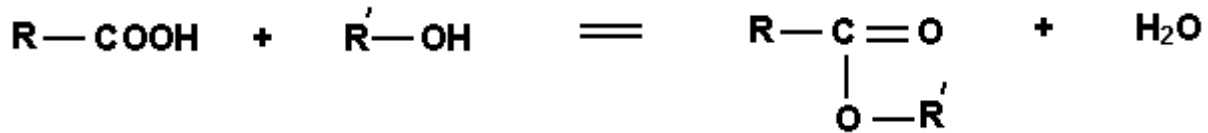
تتميز الاسترات برائحتها، وتستخدم في العطور وفي الأغذية ويمكن استخراجها من المواد الطبيعية.
مثال :

$\text{CH}_3-\text{C}=\text{O}$ $\text{O}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}=\text{O}$ $\text{O}-\text{CH}_3$	$\text{H}-\text{C}=\text{O}$ $\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
إيثانوات البنثيل	بوتانوات المثيل	ميثانوات الإثيل
Poire	Pomme	Rhum

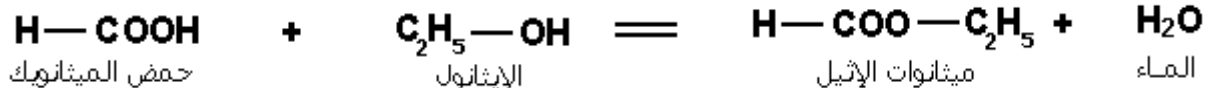
2. تصنيع الإسترات : الأسترة

1. 2. تفاعل الأسترة

الأسترة تفاعل بين حمض كربوكسيلي و كحول يؤدي إلى تكون الإستر و الماء. تكتب المعادلة الممنزجة لهذا التحول كالتالي :



مثال :



2. 2. الطريقة العملية لتفاعل الأسترة

في سنة 1862 تمت دراسة المميزات الحركية لتفاعل الأسترة من طرف الكيميائي Marcelin Berthelot و Léon Péan de Saint Gilles وقد أنجزا تجربتهما كالتالي :

✎ إنجاز خليط متساوي المولات لحمض الإيثانويك والإيثانول .

✎ توزيع الخليط بكميات متساوية على عدة حبابات (أنابيب محكمة السد) ووضعها في فرن عند درجة حرارة ثابتة، عند لحظة $t = 0$.

✎ إخراج، عند لحظة t ، حبابة و تبريدها Trempe. بعد ذلك معايرة كمية الحمض المتبقي في الخليط المتفاعل بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم.

عندما يتم تحديد كمية مادة حمض الإيثانويك المتبقي، نستنتج تركيب الخليط، كما هو مبين في الجدول الوصفي الآتي :

المعادلة الكيميائية		الماء + إستر = كحول + حمض كربوكسيلي			
حالة المجموعة	التقدم (mol)	كمية المادة (mol)			
الحالة البدئية t = 0	0	1 mol	1 mol	0	0
الحالة البينية t	x	1 - x	1 - x	x	x

عند تحديد كمية مادة الحمض الكربوكسيلي n_A عند لحظة t بطريقة المعايرة، يمكن أن نكتب :

$$x = 1 - n_A$$

نعطي في الجدول التالي النتائج المحصل عليها عند درجة الحرارة 100°C .

t (h)													
300	200	150	100	80	60	50	40	30	20	10	5	0	نسبة الحمض المتبقي
34	35	36	38	41	45	49	54	60	72	88	95	100	نسبة كمية مادة الإستر المتكون
66	65	64	62	59	55	51	46	40	28	12	5	0	

2.3. مميزات تفاعل الأستر

يمثل الشكل جانبه تغيرات كمية مادة الإستر المتكون بدلالة الزمن.

⊖ نلاحظ أن تفاعل الأستر تفاعل بطيء.

⊖ نلاحظ أيضا أن كمية مادة الإستر المحصل عليها بعد مدة زمنية كبيرة لحدوث التفاعل تبقى ثابتة مهما كانت قيمة درجة الحرارة أو وجود حفاز.

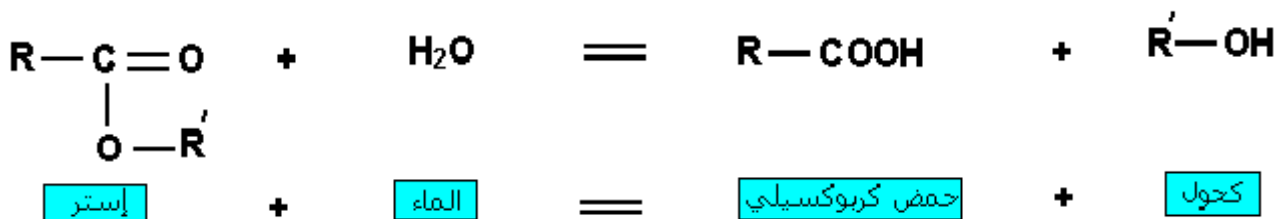
في حالة استعمال خليط متساوي المولات للحمض والكحول فإن التقدم النهائي الذي يوافق كمية مادة الإستر المحصل عليها تساوي 67% من التقدم القصوي.

نلاحظ أن عند الرفع من درجة الحرارة أو استعمال حفاز يحتوي على أيونات H^+ (حمض الكبريت، أو حمض الفوسفوريك) فإن سرعة تكون الإستر ترتفع دون تغيير الحد 67%.

3. حلمأة الإسترات

3.1. تفاعل حلمأة

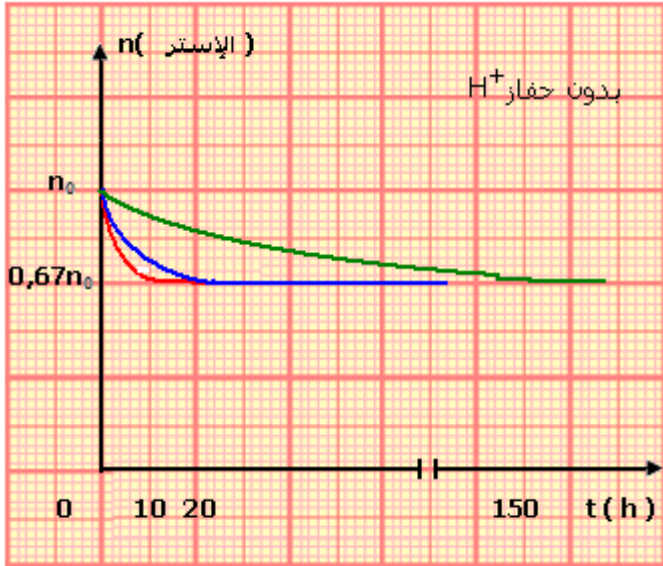
الحلمأة تفاعل بين الإستر و الماء، يؤدي إلى تكون حمض كربوكسيلي و كحول. تكتب المعادلة الممنزجة لهذا التحول كالتالي :



اتبع الكيميائيان Léon Péan de Saint Gilles و Marcelin Berthelot نفس البروتوكول التجريبي أعلاه.

3.2. مميزات تفاعل الحلمأة

يمثل الشكل جانبه تغيرات كمية مادة الإستر المتكون بدلالة الزمن.

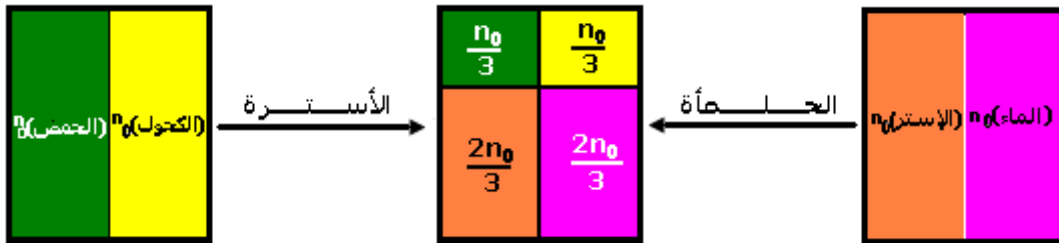


نلاحظ أن تفاعل الحلمأة تفاعل بطيء.
نلاحظ أيضا أن كمية مادة الإستر المتبقية بعد مدة زمنية كبيرة لحدوث التفاعل تبقى ثابتة مهما كانت قيمة درجة الحرارة أو وجود حفاز.
في حالة استعمال خليط متساوي المولات لإستر و الماء فإن التقدم النهائي الذي يوافق كمية مادة الإستر المتبقية تساوي 33% من التقدم القصوي.
نلاحظ أن عند الرفع من درجة الحرارة أو استعمال حفاز يحتوي على أيونات H^+ (حمض الكبريت، أو حمض الفوسفوريك) فإن سرعة تكون الحلمأة ترتفع دون تغيير الحد 33%.

4. التوازن أسترة - حلمأة

1. التوازن الكيميائي

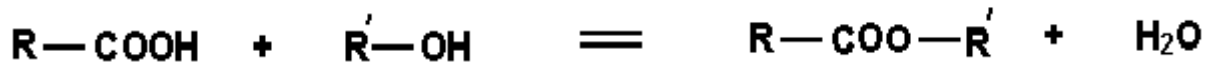
إن تفاعل الأسترة وتفاعل الحلمأة متزامنان يحدثان في منحنيين متعاكسين، ويمكن أن نثبت أن خليط متساوي المولات لحمض الإيثانويك والإيثانول وخليط متساوي المولات لإيثانوات الإثيل والماء، يتطور كل منهما ويؤول إلى نفس حالة التوازن.



عندما يصبح للإسترة والحلمأة، السرعة نفسها، تكون المجموعة مقر توازن كيميائي.

2. ثابتة التوازن الكيميائي

نعتبر التوازن الكيميائي المقرون بتفاعل الأسترة والحلمأة التالي :



خارج التفاعل عند التوازن هو :

$$Q_{r, \text{éq}} = K = \frac{[الإستر]_{\text{éq}} \times [الماء]_{\text{éq}}}{[الكحول]_{\text{éq}} \times [الحمض]_{\text{éq}}}$$

من خلال تعريف التركيز يمكن أن نكتب :

$$[\text{الحمض}]_{\text{éq}} = \frac{n_0(\text{الحمض})}{V} \quad [\text{الإستر}]_{\text{éq}} = \frac{n_0(\text{الإستر})}{V}$$

$$n(\text{الحمض}) = n(\text{الكحول}) = \frac{1}{3} n_0 \quad n(\text{الإستر}) = n(\text{الماء}) = \frac{2}{3} n_0$$

كمية مادة المتفاعلات (كحول أولي) والنواتج عند التوازن تكون ثابتة ولها القيم :

$$Q_{r,\text{éq}} = K = \frac{\frac{2}{3} n_0 \times \frac{2}{3} n_0}{\frac{1}{3} n_0 \times \frac{1}{3} n_0} = 4$$

بالنسبة لكحول ثانوي ثابتة التوازن هي :	بالنسبة لكحول ثالثي ثابتة التوازن هي :
$K = 2,8 \cdot 10^{-3}$	$K = 2,25$

3.4. توازن لاجراري *équilibre athermique*

بينت تجارب Marcelin Berthelot و Léon Péan de Saint Gilles أن درجة الحرارة (واستعمال حفاز H^+) من بين العوامل الحركية التي ترفع من سرعة التفاعل لتكون الإستر. عند التوازن، تبقى الحالة الكيميائية ثابتة مهما كانت قيم درجة الحرارة. نقول أن توازن الأسترة والحلمأة تفاعل لا حراري.

5. مردودية تحضير الإستر

5.1. التركيب التجريبي

إن التركيب التجريبي المستعمل في المختبر للقيام بتفاعل الأسترة هو تركيب التسخين بالإرتداد.

ندخل في حوجلة خليط المتفاعل (حمض كربوكسيلي و كحول) بالإضافة إلى (حفاز يحتوي على H^+ و حصيات خفاف). نسخن بتمهل لمدة زمنية معينة.

عند إيقاف التفاعل نقوم بفصل الإستر عن الأنواع الكيميائية الأخرى المتواجدة في الخليط.

نعلم أن تفاعل الإسترة (والحلمأة)، تفاعل غير كلي ويؤدي إلى حالة توازن تكون فيها نسبة التقدم النهائي X_f أصغر من نسبة التقدم الأقصى X_{max} ، ولذلك فإن تقييم فعالية التحول يتطلب تعريف مردوده.

تعريف :

يساوي المردود r ، لتفاعل كيميائي خارج كمية المادة n_{exp} المحصلة تجريبيا على كمية المادة n_{max} المنتظر الحصول عليها. فنكتب :

$$r = \frac{n(\text{ناتج})_{\text{المحصلة}}}{n(\text{ناتج})_{\text{max}}} = \frac{n(\text{ester})_{\text{المحصلة}}}{n(\text{ester})_{\text{max}}}$$

5.2. تأثير طبيعة المتفاعلات

نوع الحمض الكربوكسيلي ليس لها أي تأثير على

مردودية التفاعل r	صنف الكحول
67%	كحول أولي
60%	كحول ثانوي
5%	كحول ثالثي

مردودية تفاعل الأسترة. عكس الكحول فإن حسب صنفه فإن خليط متساوي المولات لحمض كربوكسيلي وكحول نحصل على مردودية مختلفة.

تحضير إستر بواسطة خليط متساوي المولات لحمض كربوكسيلي وكحول غير مقنع من حيث مردودية التفاعل (للتقليص من الخسائر).

باستعمال خليط متفاعل متساوي المولات و عند بلوغ المجموعة إلى حالة التوازن، ماذا يحدث لو أضفنا أحد المتفاعلات بوفرة ؟

3.5. إضافة متفاعل بوفرة على المجموعة عند التوازن

إذا أضفنا على المجموعة n_1 مول من الكحول، فإن كميات مادة في هذه الحالة (' i ') هي :

$$n(\text{eau})_i = n(\text{eau})_{\text{éq}} \quad \text{و} \quad n(\text{ester})_i = n(\text{ester})_{\text{éq}}$$

$$n(\text{alcool})_i = n(\text{alcool})_{\text{éq}} + n_1 \quad \text{و} \quad n(\text{acide})_i = n(\text{acide})_{\text{éq}}$$

$$n(\text{alcool})_i > n(\text{alcool})_{\text{éq}} \quad \text{يتبين أن}$$

تؤدي وفرة الكحول إلى تناقص خارج التفاعل $Q_{r,i} < K$ مما يجعل المجموعة تتطور في المنحى المباشر، وبالتالي تكون كمية مادة الإستر الجديدة $n(\text{ester})_{\text{éq}}$ أكبر من $n(\text{ester})_{\text{éq}}$ مما يرفع من مردودية التفاعل.

خلاصة :

يكون مردود تفاعل الأسترة مرتفعا، كلما كان أحد المتفاعلين مستعملا بوفرة.

4.5. إزالة أحد النواتج

تفاعل الحلمأة هو الذي يحد من تفاعل الأسترة، لتفادي تفاعل الحلمأة يجب إزالة إما الماء أو الإستر من الوسط التفاعلي، حيث يصبح خارج التفاعل $Q_{r,i} < K$ ، فتتطور المجموعة في المنحى المباشر أي تكون الإستر. الإسترات عموما غير قابلة للإمتزاج مع الماء وهي جد متطايرة volatil. إذا كانت درجة حرارة غليان الإستر أصغر من درجة حرارة المكونات الأخرى للمجموعة، فإنه يمكن أن نزيل الإستر من المجموعة، بالتقطير المجزأ distillation fractionnée (شكل 1).

إزالة الإستر تدريجيا، يجعل المجموعة في حالة كيميائية دون التوازن (لأننا نزيل الإستر من الخليط التفاعلي). هذه التقنية ترفع من مردودية التفاعل التي يمكن أن تصل إلى 100%. وتستعمل هذه التقنية لتحضير ميثانوات المثل حيث درجة الغليان هي $31,5^\circ\text{C}$. درجة غليان حمض الميثانويك والميثانول هما $100,5^\circ\text{C}$ و $67,7^\circ\text{C}$ بالتتابع. عندما تكون إزالة الإستر غير ممكنة، يمكن إزالة الماء بإستعمال مذيبات عضوية (vecteur) وإستعمال تركيب خاص يسمى جهاز دين وستارك Dean et Stark (شكل 2).

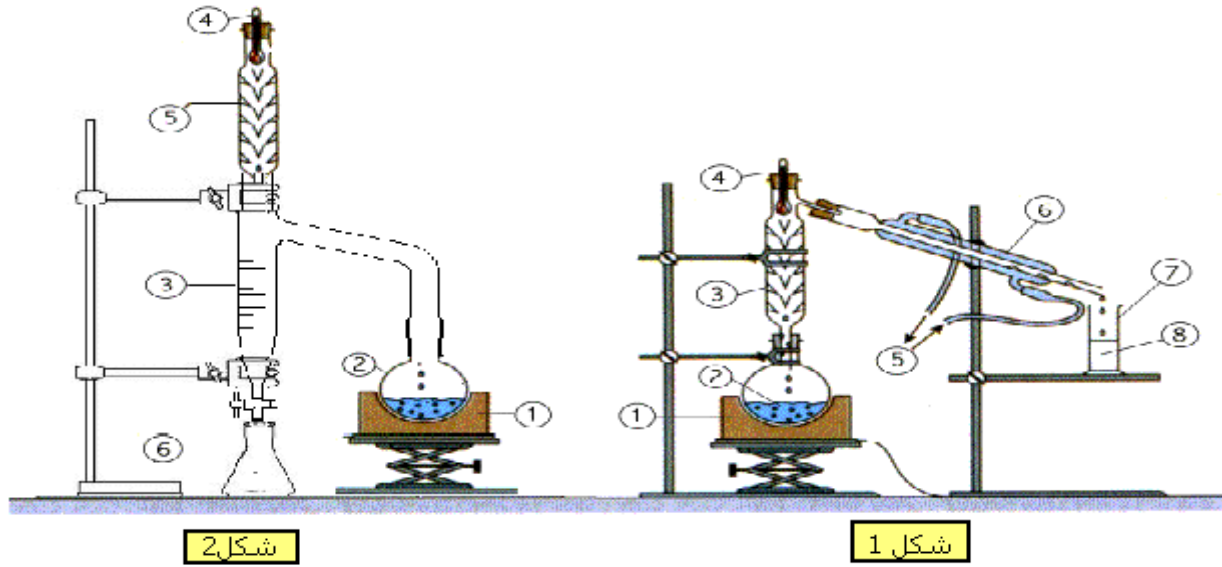
في الخليط المتفاعل نضيف زيادة على المتفاعلات المعهودة (حمض كربوكسيلي، كحول و حفاز)، مذيب، مثل السيكلوهكسان.

أثناء حدوث التفاعل لتكوين الإستر والماء، يتكون مركب ممزوج و هو : (سيكلوهكسان-ماء)، حيث درجة حرارة غليانه أصغر من كل المكونات الأخرى للخليط.

هذا المركب يمر بالجهاز، ثم في الأنبوب الرأسي (المبرد ذي الكرات Réfrigérant à boules) و بفعل عملية التكاثف يسقط في الجهاز المملوء بـ 4/3 حجمه بالسيكلوهكسان. وبما أن الماء له أكثر كثافة من السيكلوهكسان فإنه يسقط في الدورق بينما السيكلوهكسان يعود نحو الحوجلة عندما يمتلىء الجهاز Dean et Stark.

خلاصة:

تؤدي إزالة الماء أو الإستر من الوسط التفاعلي، إلى تطور المجموعة في المنحى المباشر وتحسين مردود الأسترة.



الجزء الرابع : كيفية التحكم في تطور المجموعات الكيميائية
Comment on contrôle l'évolution de systèmes chimiques

الوحدة 9 : التحكم في تطور المجموعات الكيميائية *Contrôle de l'évolution de systèmes chimiques*

1. التحكم في تطور تفاعل الأسترة

رأينا سابقا أن تفاعل الأسترة و الحلمأة تفاعلات متزامنان يحدثان في منحيين متعاكسين، وهما تفاعلات بطيئان وغير كليين (محدودان).

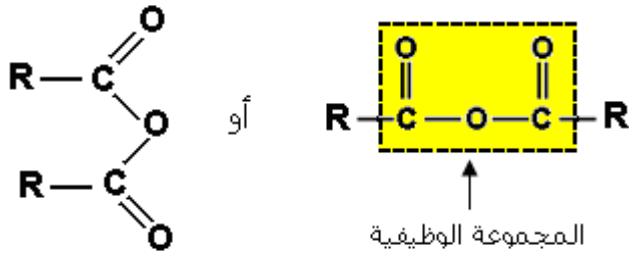
إن الطرق المستعملة لتسريع هذه التفاعلات، تستهلك كميات إضافية من المادة و الطاقة، وبغية تقليص كلفة إنتاج الإسترات أو كلفة نواتج حلماتها، وقد وجد الكيميائيون طرق أخرى أقل تكلفة لتحضير الإسترات، وذلك بتعويض الحمض الكربوكسيلي كمتفاعل بأندريد الحمض.

1.1. أندريدات الحمض

تعريف :

نسمي أندريدات الحمض المركبات العضوية التي

لها الصيغة العامة :



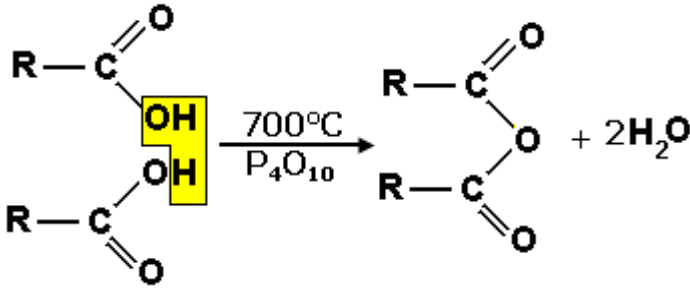
R تمثل جذر ألكيل

التسمية :

الكلمة أندريد (تعني لغويا : لامائي)، و قد تم

تحضير مجموعة الأندريدات انطلاقا من الأحماض الكربوكسيلية الموافقة لها وذلك بإزالة الماء.

بتسخين جزئيتين للحمض الكربوكسيلي عند درجة حرارة 700°C ، وبوجود مزيل قو للماء (أوكسيد الفوسفور P₄O₁₀) نحصل على أندريد الحمض حسب المعادلة التالية :



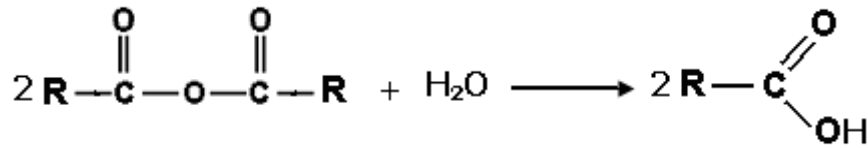
يشترك اسم أندريد الحمض من اسم الحمض الكربوكسيلي الموافق له مع حذف لفظ حمض وتعويضه بلفظ

أندريد.

مثال :

أندريد الإيثانويك (مشتق من حمض الإيثانويك)	أندريد البروبانويك (مشتق من حمض البروبانويك)
$\text{CH}_3 - \text{C}(=\text{O}) - \text{O} - \text{C}(=\text{O}) - \text{CH}_3$	$\text{C}_2\text{H}_5 - \text{C}(=\text{O}) - \text{O} - \text{C}(=\text{O}) - \text{C}_2\text{H}_5$

يتواجد أندريدات الحمض في حالة سائلة أو صلبة عند 25°C وتحت ضغط جوي P_{atm}.
توجد أندريدات الحمض في الحالة الطبيعية بنسب جد ضعيفة وهذا راجع لصلابتها بسهولة مع الماء.



يتميز أندريد الحمض أثناء المناولة، برائحة خانقة (رائحة الحمض) تنبعث منه نتيجة تفاعله مع بخار الماء الأتموسفيريك :

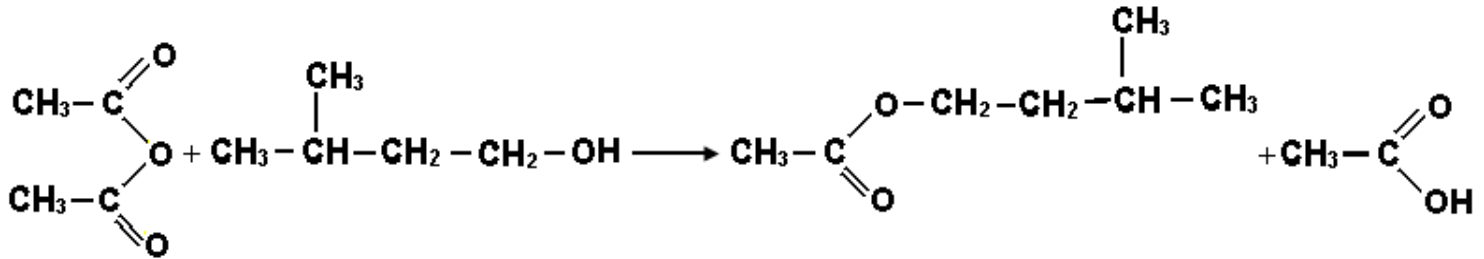
من خلال لصيقة أندريد الحمض، هو مركب قابل للإشتعال وأكالي، لذا يجب أخذ الإحتياطات المخبرية اللازمة قبل القيام بالمناولة، ويجب أن تكون المعدات الزجاجية جد مجففة.

2.1. تحضير إستر انطلاقا من أندريد الحمض

مثال : تحضير الإيثانوات 3 - ميثيل بوتيل (عطر الموز)

نصب في كأس 20mL من كحول 3 ميثيل بوتان - 1 أول. نضيف بحد 17mL من أندريد الإيثانويك نحرك الخليط بواسطة محرك مغناطيسي.

عند مزج المتفاعلين نشم رائحة عطر الموز ناتجة عن تكون الإستر وهو إيثانوات 3 - ميثيل بوتيل حسب معادلة التفاعل التالية :



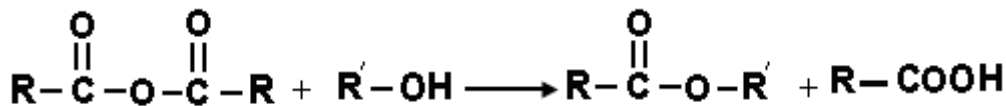
استثمار :

يكون تفاعل تصنيع الإستر جد بطيء، إذا أنجز باستعمال حمض كربوكسيل، ويصبح جد سريع إذا أنجز باستعمال أندريد الحمض.

غياب الماء في الخليط التفاعلي يجعل تفاعل حلماة الإستر غير ممكن أي أن تفاعل أندريد الحمض مع الكحول تحول كلي.

خلاصة :

أندريد الحمض أكثر تفاعلية من الحمض الكربوكسيل المشتق منه.
يؤدي تفاعل أندريد الحمض مع كحول إلى تكون إستر حسب تفاعل تام وسريع معادلته هي :

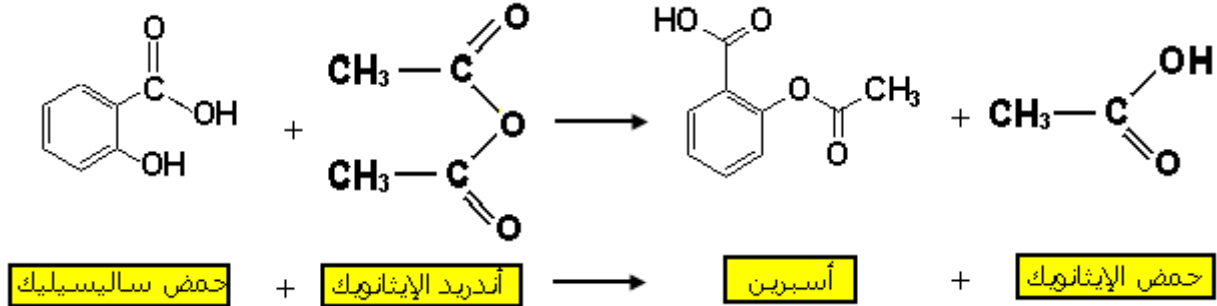


2. تطبيقات

2.1. تصنيع الأسبرين

يوجد الأسبرين في الأسواق منذ 1896، وهو من أحد الأدوية المصنعة القديمة و يباع حوالي 6 millions tonnes في السنة في العالم.

2) الأسبرين أو حمض الأسيتيل ساليسليك، هو إستر يصنع، انطلاقا من حمض الساليسليك (هيدروكسي - بنزويك) وأندريد الإيثانويك، وذلك للحصول على مردود جيد حسب التفاعل الممنذج بالمعادلة :

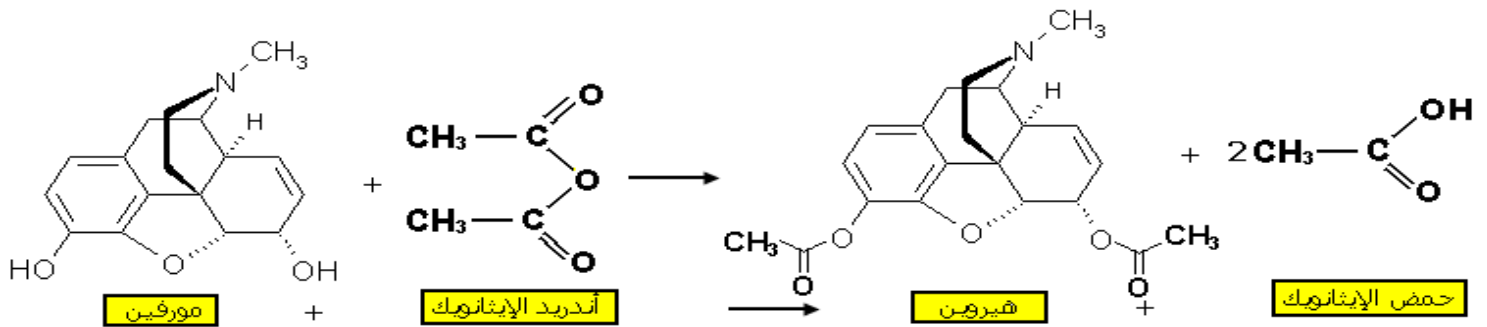


2.2. تحضير الهيروين



زهرة البافو : Fleur de Pavot

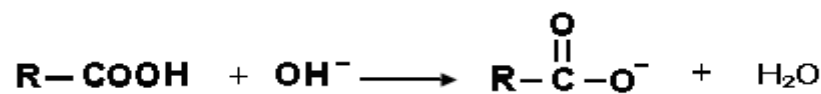
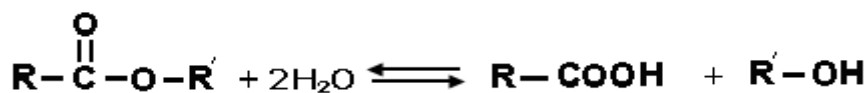
لقد تم تصنيع الهيروين في سنة 1875، ثم بيع في الأسواق سنة 1898 من طرف شركة باير Bayer كدواء ضد الزكام. الهيروين يحضر بتفاعل أندريد الإيثانويك مع المورفين morphine التي تستخلص من البافو Pavot حسب التفاعل الممنذج بالمعادلة :



3. التحكم في تطور حلمة إستر

3.1. الحلمة القاعدية لإستر

الحلمة القاعدية لإستر (أو تصبن إستر) هي تفاعل أيون الهيدروكسيد في محلول مركز مع لإستر، الذي يعطي كحولا وأيون الكربوكسيلات حسب المعادلة :



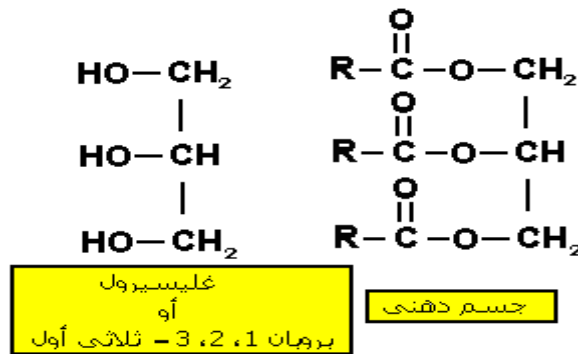
3.2. تطبيق الحلمأة القاعدية لتحضير الصابون

الأجسام الدهنية

الأجسام الدهنية مركبات طبيعية ذات أصل نباتي أو حيواني، وتصنف إلى : زيوت وهي عبارة عن سوائل عند درجة الحرارة العادية. شحوم وهي أجسام صلبة نسبيا وتميل إلى الحالة العجينية. الدراسة التي قام بها ميشيل أوجين Michel Eugène على الأجسام الدهنية بين 1810 و 1823 بينت أنها تحتوي على ثلاثة مجموعات وظيفية إستر.

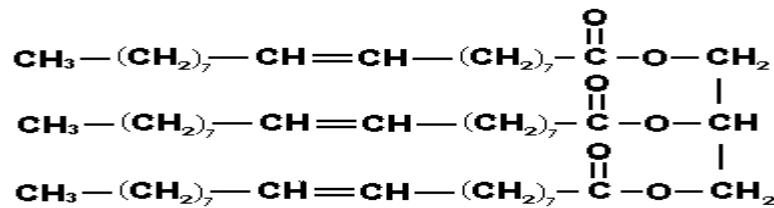
تعريف:

تتكون الأجسام الدهنية، أساسا، من ثلاثي إستر بروبان 1، 2، 3 ثلاثي أول، ومن الأحماض ذات السلاسل الكربونية الطويلة تسمى الأحماض الدهنية.



مثال:

الأولين Oléine وهو المكون الأساسي (نسبة كبيرة) لزيت الزيتون صيغته هي :



تحضير الصابون

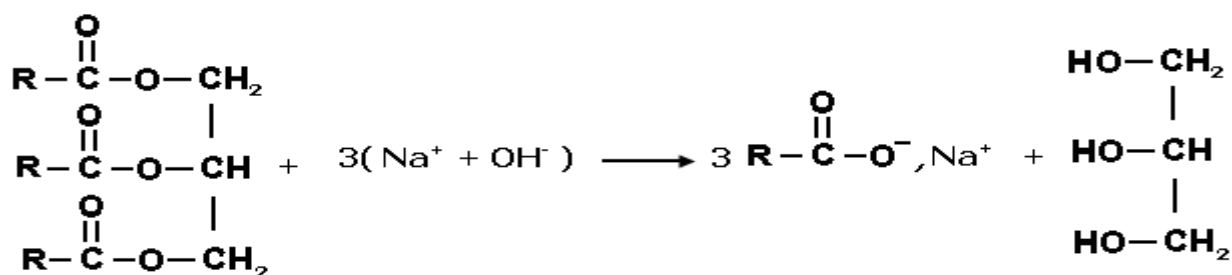
نمزج في كأس خليط ل :

10g- من هيدروكسيد الصوديوم مذابة في 50mL من الإيثانول.

15mL- من زيت غذائي مذابة في 30mL من الإيثر.

بعد 5 دقائق نحصل على راسب، نرشح محتوى الكأس باستعمال قمع بوشنير ونغسل الجسم الصلب المحصل عليه بالماء المقطر ونتركه يجف في الهواء الطلق، فنحصل على الصابون.

يحضر الصابون بالحلمأة القاعدية لمركب دهني بواسطة محلول مركز لهيدروكسيد الصوديوم (أو هيدروكسيد البوتاسيوم) وفق المعادلة التالية :

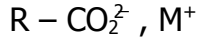


التصبن هو تفاعل بطيء. ارتفاع درجة حرارة التفاعل واستعمال قاعدة قوية بإفراط يرفعان من حركية هذا التحول.

4. خصائص الصابون

4.1. سنة الصابون

يتكون الصابون من خليط لكاربوكسيلات الصوديوم (أو البوتاسيوم) صيغته العامة هي :



□ R السلسلة الكربونية لأيون الكاربوكسيلات المتكون غالبا ما تفوق 10 ذرات كربون، لا تذوب في الماء لها ميزة هيدروفوب hydrophobe و ليوفيل lipophile بالنسبة للصابون.

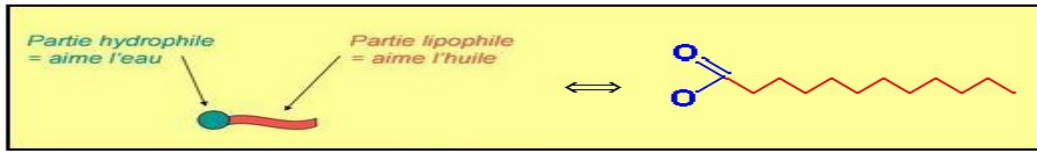
□ المجموعة كاربوكسيلات CO_2^- - جزء أيوني جذاب قوي للماء مما يعطيه الميزة الهيدروفيلية hydrophile و ليوفوب lipophobe بالنسبة للصابون.

□ M^+ تمثل أيون الصوديوم أو البوتاسيوم.

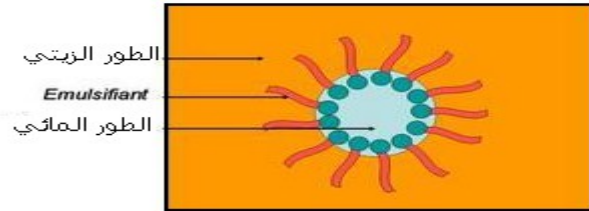
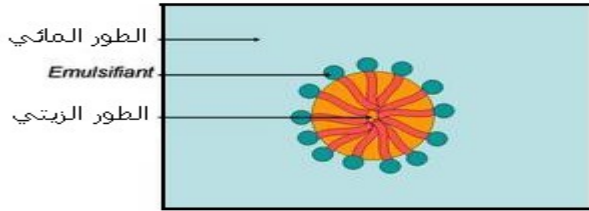
خلاصة : يتوفر أيون الكاربوكسيلات $R - CO_2^-$ المتواجد في الصابون على طرفين :

- طرف هيدروفيلي (أليفة للماء).

- طرف هيدروفوب (لا أليفة للماء).



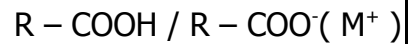
التمثيل المبياني لأيون الكاربوكسيلات في الصابون



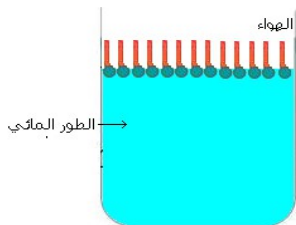
(يلعب طور الربط بين الطور المائي والطور الدهني ليصبحا الطوران ممزوجان)

4.2. المميزت الحمضية القاعدية للمحاليل الصابونية

إضافة أزرق البروموتيمول إلى محلول الصابون، نلاحظ نه يأخذ لونا أزرق، مما يدل على أن محلول الصابون قاعدي. فهو يكون مع الأحماض الدهنية مزدوجة حمض - قاعدة نرمر لها ب :



4.3. القدرة الغائية للصابون



لمحلول الصابون قدرة غائية : تكون أيونات الكاربوكسيلات طبقة رقيقة على سطح الماء، بحيث تنغرز الرؤوس الأليفة للماء في الماء بينما الذيول اللآ أليفة تبرز خارج الماء. يمكن لهذه الطبقة أن تحجز كمية من الهواء مما يفسر تكون فقاعات الصابون.

4.4. الخصائص المنظفة للصابون

كيفية تأثير الصابون على المواد الدهنية

