

التوازن الكيميائي

المعادلة الكيميائية لا تظهر لنا سوى المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عن التفاعل، وهي معلومات لازمة ولكنها غير كافية.

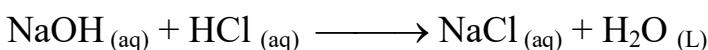
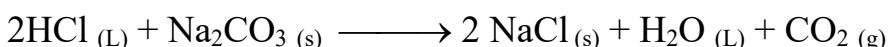
إن السرعة التي يتم بها التفاعل من أهم الأمور الضرورية التي يلزم معرفتها لفهم التفاعل وتحديد الكيفية التي يتم بها. ومن المعلومات الهامة الضرورية أيضاً لفهم تفاعل معين معرفة الآلية التي يتم بها التفاعل، أي الخطوات المتتالية التي يتبعها التفاعل قبل الوصول إلى النواتج النهائية. ذلك أنه في معظم التفاعلات لا يلاحظ سوى اختفاء المواد المتفاعلة أو ظهور المواد الناتجة، علمًاً بأن ذلك لا يمثل سوى خلاصة للتحولات التي طرأت. فالتفاعل يمكن أن يتضمن عدة تفاعلات متوسطة يمثل كل منها خطوة في تشكيل المواد الناتجة.

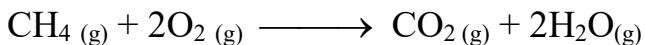
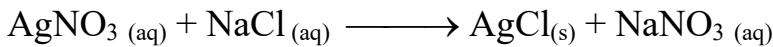
ونجد أن معدل السرعة التي تتكون بها النواتج من المواد المتفاعلة يقترب من معدل السرعة التي تتكون بها المواد المتفاعلة من النواتج. وعند الوصول في النهاية إلى حالة التوازن، يحدث كل من التفاعلين الأمامي والعكسي بنفس معدلات السرعة، ولا تتغير التراكيز بعد ذلك. أي أن التوازن يكون ديناميكياً، بمعنى استمرارية التفاعلين الأمامي والعكسي دون تغير ملحوظ في التراكيز. مع ملاحظة أن جميع الجمل الكيميائية تميل نحو التوازن. ونقول عن جملة بأنها في حالة توازن عندما لا تلاحظ عليها أي تغيرات مع مرور الزمن.

تقسم التفاعلات الكيميائية حسب اتجاه التفاعل إلى قسمين:

1 - تفاعلات لا عكوسه ذات اتجاه واحد: → Irreversible Reactions

التفاعل اللاعكوس هو تفاعل يحدث في اتجاه واحد فقط وهو اتجاه المواد الناتجة، حيث تتفاعل فيه المواد المتفاعلة كلياً عند ظروف معينة حيث تختفي هذه المواد وتتكون مواد جديدة تسمى بالمواد الناتجة، حيث لا يكون لهذه المواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها القدرة على أن تتفاعل مع بعضها أو تتحلل لتكون المواد الأصلية (المواد المتفاعلة). ويرمز لهذه التفاعلات بـ **بسهم ذي اتجاه واحد →** يشير إلى المواد الناتجة. من أمثلتها:

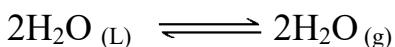
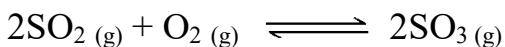
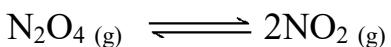
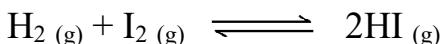
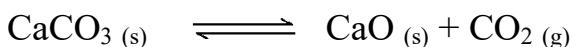




2 – تفاعلات عكوسه: Reversible Reactions

التفاعلات العكسية هي تلك التفاعلات التي تتم، حيث يكون للمواد الناتجة (عند شروط التفاعل نفسها) المقدرة على أن تتفاعل مع بعضها، لتكون المواد الأصلية المتفاعلة مرة أخرى، أي أن التفاعل يسير في اتجاهين (أمامي وعكسى). ويرمز لهذه التفاعلات بـ *بـ*سهمين متعاكسين.

ومن أمثلة هذه التفاعلات العكوسة:



سرعة التفاعل وثابت التوازن الكيميائي:

سنقوم هنا بدراسة تفاعل كيميائي عكوس والوصول به إلى حالة التوازن الكيميائي من أجل تحديد ثابت التوازن، فمثلاً اتحاد الهيدروجين والأزوت لإنتاج غاز النشادر بتفاعل مباشر حسب المعادلة

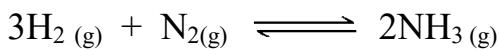
(1)



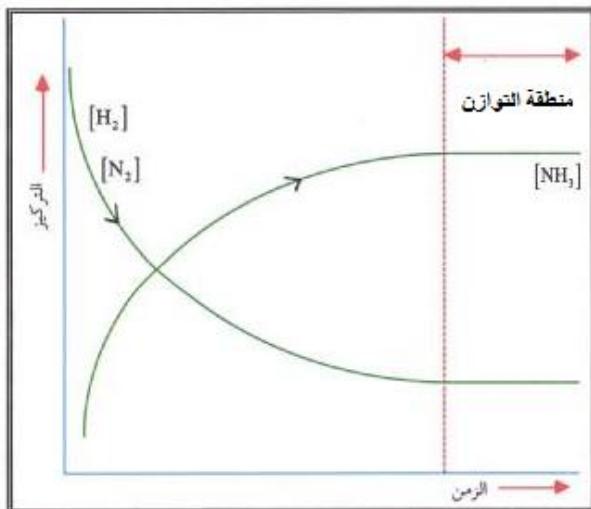
ويجري إعطاء الهيدروجين والنتروجين مرة أخرى حسب التفاعل العكسي (2)



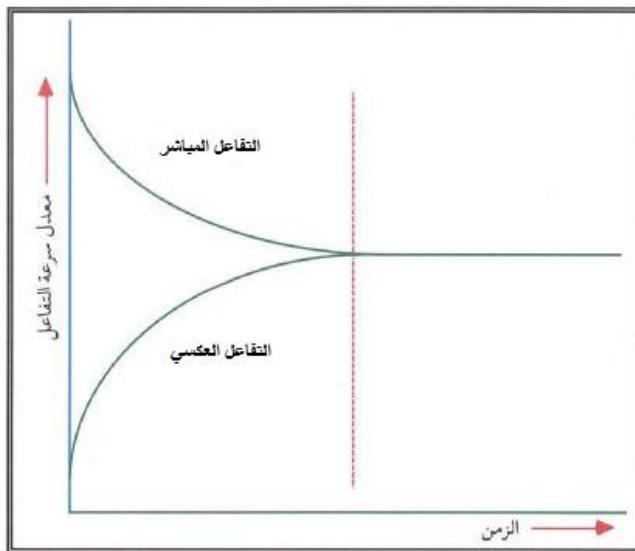
ونقول حينئذ: أن هذا التفاعل تفاعل عكوس. ويمكن كتابة المعادلة الكلية للتفاعل بين غازي الأزوت والهيدروجين على الشكل التالي:



عند بدء التفاعل بين الهيدروجين والآزوت فأننا نجد أن التفاعل العكوس رقم (2) أي تفكك النشادر لا يحدث في البداية، وذلك لأن المفاعل لا يحتوي على النشادر، وهذا يعني أن سرعة تفكك النشادر في هذه اللحظة تساوي الصفر، ولكن مع مرور الزمن وبمجرد ظهور النشادر نجد أن التفاعل (1) يحدث بسرعة في بداية الأمر ثم يبدأ بالانخفاض مع الزمن بسبب الانخفاض التدريجي لتركيز الهيدروجين والآزوت، وبالمقابل تزداد سرعة تفكك النشادر وذلك بسبب الزيادة التدريجية في تركيز النشادر كما يتضح في الشكل:



وهكذا تستمر سرعة كلا التفاعلين بالتغيير حتى تصل إلى نقطة تصبح عندها سرعة تشكل النشادر تساوي سرعة تفككه نسمى هذه النقطة بنقطة التوازن الديناميكي وعند هذه النقطة تبقى كميات النشادر والهيدروجين والنتروجين ثابتة لا تتغير طالما بقيت درجة الحرارة والضغط ثابتين ودون إضافة أو إزالة أي من مكونات الجملة. وعندها يسير التفاعل في الاتجاهين (الأمامي والعكسي) بالسرعة نفسها، أي أن معدل التكوين يساوي معدل التفكك.



إن من أهم الصفات التي تميز بها تفاعل عن آخر هي سرعة التفاعل التي يتم بها التفاعل، إذ من المعروف أن هناك تفاعلات بالغة السرعة مثل التفاعلات النووية، وتفاعلات سريعة كتفاعلات الترجمة العضوية، وتفاعلات بطيئة مثل صدأ الحديد، وتفاعلات بطيئة جداً كتفاعل الهيدروجين والأكسجين بالظروف العادية. أي أن التفاعلات الكيميائية تحتاج إلى بعض الوقت رغم أن هذا الوقت قد يكون صغيراً جداً أو كبيراً جداً يصعب قياسه.

ولكي نعرّف التفاعل تعريفاً كمياً، لنفرض أنه لدينا مادتين A و B تتفاعلان مع بعضهما بحيث تنتج المادتان C و D وفق التفاعل:



ووفقاً لهذا التفاعل هناك عدد من جزيئات A و B تختفي ويظهر مكانها عدد من جزيئات C و D خلال زمن معين. وبالتالي نعرف سرعة التفاعل في هذه الحالة: بأنها تغير في تركيز أحد المواد الداخلة في التفاعل أو المواد الناتجة عن التفاعل في وحدة الزمن.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:

تحدث التفاعلات الكيميائية نتيجة اصطدام جزيئات المواد المتفاعلة مع بعضها، ولكن ليس كل اصطدام بين الجزيئات يؤدي إلى تفاعل. فقلل كمية من الطاقة التي تمتلكها الجزيئات واللازمة لحدوث التفاعل تسمى طاقة التنشيط. وترتبط بطبيعة الروابط في الجزيئات المتفاعلة، كما تتأثر

بدرجة الحرارة ولذلك تكون سرعة التفاعل أكبر بارتفاع درجة الحرارة. فالبنزين الملams
لأكسجين الهواء لا يتفاعل معه إلا إذا قدمت لهما كمية من الطاقة.

إذا جرى التفاعل في جملة متجانسة فإنه يتم في كل حجم الجملة عند التحرير، مثل محلول نترات
الفضة مع حمض كلور الماء حيث يلاحظ تشكيل العكر في كافة أنحاء الجملة. أما إذا تم التفاعل
بين مواد تشكل جملة غير متجانسة فان التفاعل يحصل فقط على الحد الفاصل بين الأطوار التي
تشكل الجملة. كتفاعل محلاليل قطبية وغير قطبية لا تمتزج مع بعضها. أو تفاعل المعادن مع
الحموسر الذي يحدث على سطح المعادن وبالتالي نجد أن تحديد سرعة التفاعل تختلف من جملة
متجانسة عن جملة غير متجانسة.

لقد أظهرت الدراسات السابقة أن سرعة التفاعل تتوقف على عدد من العوامل أهمها:

1 – طبيعة المواد المتفاعلة:

من الملاحظ تجريبياً أن مسحوق المغنيزيوم يحترق بسرعة ويتوجه في الهواء، أما مسحوق
النحاس فإنه لا يحترق بل يتحول ببطء إلى أكسيد النحاس. وكذلك فإن احتراق المغنيزيوم في
الهواء يؤدي إلى تحويل القسم الأكبر من هذا المعادن إلى MgO والباقي إلى نترید المغنيزيوم
 Mg_3N_2 بالرغم من أن الهواء يحوي من الأزوت ثلاثة أمثل ما يحتويه من الأكسجين تقريرياً.
يعود ذلك إلى أنه في التفاعل الكيميائي هناك روابط تنقسم وروابط تتشكل، وهذه الروابط
تختلف عن بعضها في شدتها ولذلك فإن سرعة التفاعل ستكون وبالتالي مختلفة.

ولبيان تأثير المواد المتفاعلة يمكن اخذ ثلاثة قطع معدنية متساوية الوزن والشكل من الألمنيوم
والمغنيزيوم والزنك وتوضع في ثلاثة أوعية فيها حمض بشكل متساو، وليقاس الوقت اللازم
لانطلاق حجم معين من غاز الهيدروجين في درجة حرارة ثابتة، فنرى أن هناك تفاوت في
الزمن المستغرق من القطع الثلاث مما يدل على تأثير طبيعة المادة المتفاعلة على سرعة
التفاعل.

2 – درجة الحرارة:

من الثابت علمياً أن طاقة الجزيئات تزداد بارتفاع درجة الحرارة سواء كان التفاعل ناشر أم
ماسح للحرارة، مما يساعد على تزويد الجزيء بطاقة أكبر من طاقة التشغيل، ولذلك تزداد
سرعة التفاعل. فالهيدروجين والأكسجين يتفاعلان مع بعضهما ببطء شديد حتى ليظن انهما لا

يميلان للتفاعل مع بعضهما، أما إذا رفعت درجة حرارة المزيج بشكل كاف فان سرعة التفاعل تصبح انفجارية. فإذا أجرينا التجربة التالية سيتضح تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل، لأخذ قطعة معدنية ونضعها في محلول حمضي بدرجة حرارة معينة ثم نقيس حجم الهيدروجين المنطلق في زمن معين ثم نرفع درجة حرارة المواد المتفاعلة ونقيس حجم الهيدروجين المنطلق في نفس الزمن سنلاحظ ازدياد في حجم الغاز المنطلق مما يدل على ازدياد سرعة التفاعل. ولهذا تحفظ الأطعمة في الأماكن الباردة لتخفف من سرعة فسادها الناتج عن تفاعلات كيميائية.

3 – عامل السطح:

ذكرنا أن التفاعلات بين المادة الصلبة والسائلة أو الغازية يحدث على السطح الفاصل بين الطورين ، فكلما ازدادت مساحة السطح ازدادت معها سرعة التفاعل، فإذا أخذنا وزنا معينا من قطعة الألミニوم صلبة ونفس الوزن من مسحوق الألミニوم وعولجت العينتان بمادة حمضية في نفس الشروط، سنرى أن التفاعل الذي جرى بين المسحوق والحمض انتهى بسرعة أكبر من ذلك الذي جرى بين القطعة الصلبة والحمض ، وأيضا تفاعل كلورات البوتاسيوم $KClO_3$ مع الفحم C يتم بسرعة أكبر إذا استُخدمت المواد بشكل مسحوق ناعم عنها إذا استُخدمت بشكل قطع، مما يدل أهمية عامل السطح في سرعة التفاعل الكيميائي.

4 – عامل الوسيط:

لقد وجد انه يمكن زيادة سرعة بعض التفاعلات بإضافة مواد معينة لا تتغير ولا تستهلك بنتيجة التفاعل تدعى باسم المواد الوسيطة Catalysts. مثل اتحاد الهيدروجين مع الأكسجين الذي يمكن تسريعه بوجود وسيط البلاتين. وما الأنزيمات سوى مواد وسيطية لتفاعلات الحيوية، فلولا أنزيم اللعابين Ptyalin لاحتاج النساء إلى عدة أساليب في الجسم كي يتحول إلى سكر.

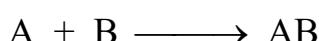
هناك أيضا مواد تعمل على إبطاء سرعة التفاعلات الكيميائية، فالماء الأكسجيني النقي يتفكم إلى ماء وأكسجين بسرعة تجعل من الصعب حفظ هذه المادة. ولكن إضافة قليل من أحد أملاح الفوسفات يبطئ من تفكمه. ويعتقد أن أمثل هذه المواد المبطئة لسرعة التفاعل إنما تقوم على إبطال مفعول مواد وسيطية مسرعة لتفاعل موجودة مع المادة بالأصل بكميات ضئيلة جداً.

فالوسطاء هي المواد التي تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تعايني من تغير في تركيبها الكيميائي بعد انتهاء التفاعل. وتسمى التفاعلات الحادثة باستخدام الوسطاء بالتفاعلات الوسيطية.

وبشكل عام إن عمل الوسطاء في التفاعلات هي خفض طاقة تنشيط التفاعل مما يؤدي إلى زيادة الاصطدامات الفعالة بين الجزيئات وبالتالي إلى زيادة سرعة التفاعل.

يوجد نوعين من التفاعلات الوسيطية الأولى تؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل فهي إيجابية، والثانية تؤدي إلى إبطاء سرعة التفاعل فتكون سلبية. يمكن تقسيم الوساطة الكيميائية إلى نوعين:

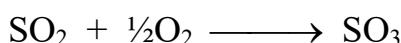
آ - الوساطة المتجانسة: وهي التي يكون الوسيط فيها متواجاً في نفس الطور مع المواد المتفاعلة، ويقوم بتسريع التفاعل عن طريق تشكيل مواد وسطية مع أحد المواد المتفاعلة التي تتفاعل بدورها مع المادة الأخرى. فإذا كان لدينا التفاعل من الشكل:



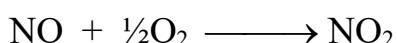
والوسط المستخدم D فان التفاعل يجري حسب المخطط التالي:



ومن الأمثلة على هذا النوع من التفاعلات أكسدة ثنائي أكسيد الكبريت إلى ثلاثي أكسيد الكبريت بأكسجين الهواء:



ويتم هذا التفاعل بوجود وسيط غاز NO حسب التفاعل التالي:



ب - الوساطة اللامتجانسة: تشكل المواد المتفاعلة والوسط هنا أطواراً مختلفة ، فيحدث امتراز على سطح الوسيط لإحدى المواد المتفاعلة مما يزيد في تركيزها وارتفاع ضغطها الجزيئي مما يساعد في زيادة احتمال التصادمات وزيادة سرعة التفاعل، كذلك الأمر يؤدي التماس المباشر بين تلك الجزيئات مع سطح الوسيط إلى إضعاف الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة مما يؤدي إلى زيادة طاقة تنشيطها، وإذا أخذنا نفس المثال السابق ولكن بوجود وسيط من البلاتين Pt ، فان البلاتين يقوم بامتراز غاز الأكسجين على سطحه ويضعف من قوة الرابطة بين ذرتي الأكسجين

مما يرفع من طاقة تنشيطه فيجري التفاعل مع ثاني أكسيد الكبريت بسرعة أكبر. ولذلك نجد أن مساحة سطح الوسيط تلعب دوراً كبيراً في تسريع التفاعل. ففي عملية هدرجة الزيوت النباتية يستخدم النيكل كوسيلط بشكل مسحوق وليس قطع كبيرة.

5 – عامل التركيز:

إن لزيادة تركيز أحد المواد المتفاعلة أثراً كبيراً في سرعة التفاعل الكيميائي، فإدخال عود ثcab مشتعل في وعاء يحوي أكسجين يزيد من اشتعاله وتهجه، وذلك لأن ازدياد تركيز الأكسجين يؤدي إلى زيادة احتمالات التصادم بين الجزيئات المتفاعلة ويزيد وبالتالي سرعة التفاعل.

ونستنتج من ذلك أن سرعة التفاعل تتناسب تتناسب تتناسب طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة، فإذا كان لدينا مادة A تتفاعل مع مادة B فان عدد الاصطدامات التي تحدث بينهما ثابتة بثبوت درجة الحرارة لأن عدد الجزيئات في الوعاء لم يتغير، فإذا ضاعفنا تركيز أحد المواد المتفاعلة فان عدد الاصطدامات بين الجزيئات يتضاعف مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.

لنرمز لسرعة التفاعل بـ V وتركيز المواد المتفاعلة بـ $[]$ فتكون السرعة بالنسبة للمواد الداخلة في التفاعل:

$$V \propto [A] \cdot [B]$$

$$V = k [A] \cdot [B]$$

أو بشكل عام:

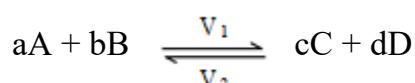
يسمى k ثابت سرعة التفاعل، وهو يدل على أن الاصطدامات الحادثة ليست جميعها تؤدي إلى حدوث تفاعل. ويتعلق بدرجة الحرارة وطبيعة المواد المتفاعلة، و C التركيز.

العلاقة العامة لثابت التوازن وقانون فعل الكتلة:

بالعودة علاقة ثابت السرعة:

$$V = k C$$

وتطبيقاتها على تفاعل عكوس في حالة توازن من الشكل العام:



فإن السرعة بالاتجاه المباشر تكتب بالشكل التالي:

$$V_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

والسرعة بالاتجاه العكسي:

$$V_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

وبعد مرور زمن معين تصبح سرعة تشكيل المواد الناتجة تساوي سرعة تفككها وتحصل حالة التوازن وعندما:

$$V_1 = V_2$$

ومنه:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

يمكن إصلاح العلاقة الرياضية لتصبح بالشكل:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

نسمى نسبة ثابت السرعة بالاتجاه المباشر k_1 إلى ثابت السرعة بالاتجاه العكسي k_2 بثابت التوازن لهذا التفاعل ويرمز له بالرمز k_{eq} .

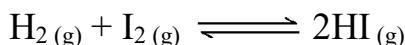
وبالتالي:

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

أدت حالة التوازن للتفاعل الكيميائي عند ثبوت درجة الحرارة إلى أول قانون عرف فيما بعد عام (1867) بقانون فعل الكتلة وقد أكتشف بوساطة العالمين النرويجيين (غولديبرغ - واغ) (Guldberg - Waage) عام 1854. الذي ينص على أن نسبة جداء التراكيز للمواد الناتجة عن التفاعل إلى جداء التراكيز للمواد الداخلة في التفاعل عند درجة حرارة ثابتة في لحظة التوازن تكون ثابتة. إن ثابت التوازن لا يعتمد على تراكيز المواد المتفاعلة، ولكن يتأثر بدرجة الحرارة. وعند استخدام التراكيز المولية للمواد المتفاعلة والناتجة في معادلة التوازن فإن ثابت التوازن يرمز له بالرمز k_{eq} .

ومن أجل التأكيد من انه مهما تغيرت التراكيز في تفاعل متوازن فان ثابت التوازن يبقى ثابتا دون تغيير يذكر قام الباحثون بعدد من التجارب ذكر منها:

قام العالمان تايلور وكرييس H.A.Taylor & R.H.Crist عام 1941 بدراسة الجملة المتوازنة التالية:



وذلك بإجراء مجموعة من التجارب في عدد من المفاعلات الأنبوبية المتشابهة، وفي احد هذه المفاعلات وضع الماء المتفاعلة ($I_2 + H_2$) في أنابيب مغلقة وثبتت درجة الحرارة عند درجة حرارة $^{\circ}C 440$ ، وفي مفاعل آخر وضع ($HI + H_2$) وفي المفاعل الثالث وضع ($HI + I_2$) وفي المفاعل الرابع وضع (HI) فقط. أجريت التجارب وثبتت درجة الحرارة و استمر التفاعل فترة كافية ليصل حالة التوازن، ومن ثم قاما بتعيين تراكيز محتوى هذه المفاعلات جميعاً من HI , I_2 , H_2 وذلك بواسطة التحليل الكيميائي . وقد بينت النتائج ان قيمة ثابت التوازن k_{eq} بقيت ثابتة.

التوازن في الجمل غير المتجانسة: Heterogeneous Equilibrium

هناك العديد من الجمل термодинамическая التي يمكن أن تكون فيها الحالة الفيزيائية للمواد المتوازنة مختلفة الأطوار. أي أن الجملة مكونة من أطوار مختلفة غاز، سائل، صلب. وقد ركزنا في الدراسة السابقة على التفاعلات المتجانسة. ان التفاعلات في الجمل غير المتجانسة تصل كذلك إلى حالة توازن، وهناك العديد من الأمثلة على ذلك والتفاعل الهام صناعياً الذي يمكن دراسته هو تفكك بيكربونات الصوديوم الصلبة $NaHCO_3$ لتعطي كربونات الصوديوم الصلبة Na_2CO_3 وغاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء H_2O وبتطبيق قانون فعل الكتلة على الجملة المتوازنة غير المتجانسة هذه يكون لدينا:



وبتطبيق قانون فعل الكتلة نستطيع كتابة معادلة ثابت التوازن بالشكل:

$$k'_{eq} = \frac{[Na_2CO_3(s)][H_2O(g)][CO_2(g)]}{[NaHCO_3(s)]^2}$$

وفي التفاعل السابق يوجد توازن بين الغازين (CO_2 , H_2O) والمادتين الصلبتين (NaHCO_3) و(Na_2CO_3) ونعلم أن أي مادة صلبة مثل NaHCO_3 تتميز بقيمة واحدة للكثافة لجميع عينات NaHCO_3 بغض النظر عن حجوم هذه العينات. هذا بالإضافة إلى أن هذه الكثافة لا تتأثر بطبيعة أي تفاعل كيميائي تتعرض له المادة. وهذا يعني أنه حتى أثناء التفاعل الكيميائي، فإن كمية مادة NaHCO_3 في وحدة الحجم للمادة الصلبة تبقى ثابتة دائماً. وبعبارة أخرى، فإن تركيز NaHCO_3 في المادة الصلبة الندية هو مقدار ثابت. وبالتالي، تأخذ تراكيز هاتين المادتين فيما ٽ ثابتة في علاقة التوازن، ويمكن دمجها في ثابت التوازن

$$k_{\text{eq}} = k'_{\text{eq}} \frac{[\text{NaHCO}_3]_{(s)}^2}{[\text{Na}_2\text{CO}_3]_{(s)}} = [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] [\text{CO}_{2(\text{g})}]$$

وبالتالي:

$$k_c = [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] [\text{CO}_{2(\text{g})}]$$

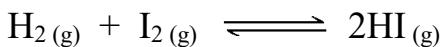
من هنا يتضح أن ثابت التوازن الكيميائي في الجمل غير المتجانسة لا يتضمن تركيز المواد الصلبة ولا تركيز المواد السائلة وإنما يتضمن فقط تركيز المواد الغازية.

مبدأ لوشاتيليه:

من الصفات الهامة للتوازنات الكيميائية كونها توازنات ديناميكية متحركة وليس توازنات ستاتيكية راكدة. من المؤكد أن التراكيز تصبح ثابتة بعد حصول التوازن، ولكن ذلك لا يعني توقف الحركة والتفاعل داخل الوعاء، بل أن هناك تفاعلين متعاكسين ولكنهما يسيران بنفس السرعة بحيث أن ما يستهلك من جزيئات A و B في التفاعل المباشر نحو اليمين يتشكل في التفاعل العكسي نحو اليسار. هذه الديناميكية تجعل من الممكن إزاحة التوازن في أحد الاتجاهين وبالتالي على بعض هذه العوامل التي ينبع منها التوازن.

درس لوشاتيليه تأثير الضغط ودرجة الحرارة والتركيز على توازن جملة وتوصل إلى المبدأ التالي الذي يسمى بمبدأ لوشاتيليه: إذا تعرضت جملة تقع في حالة توازن إلى مؤثرات خارجية فإن التوازن سوف ينزع بالاتجاه الذي يقلل هذا التأثير أو يلغى هذا التأثير. وأكثر الحالات أهمية والتي تسبب خلل في التوازن، هي تلك الحالات الناجمة عن تغيير تركيز مادة ما من المواد المكونة للجملة المتوازنة، وكذلك الخل الناجم عن تغيير الضغط أو درجة الحرارة.

ومن أجل استيعاب هذا المفهوم بشكل جيد لندرس تفاعل اصطناع يوديد الهروجين:



يقع في هذه الجملة الهروجين ويوود الهروجين وبخار اليود في حالة توازن وذلك عند درجة حرارة وضغط محددين. فإذا أضفنا إلى هذه الجملة كمية إضافية من الهيدروجين، و بالاعتماد على قانون فعل الكتلة فإن أية زيادة في تركيز الهيدروجين سوف تزيد من سرعة التفاعل المباشر، أي تفاعل تشكل يود الهيدروجين، ولكن مع مرور الزمن سوف ينخفض تركيز كل من الهيدروجين واليود و بالمقابل سوف يزداد تركيز يود الهيدروجين أي سوف تتحسن سرعة التفاعل المباشر وتزداد سرعة التفاعل العكوس وفي لحظة ما سوف تصبح سرعة التفاعل المباشر تساوي سرعة التفاعل العكوس، ويتحقق وبالتالي توازن جديد يكون فيه تركيز HI أكبر مما كان عليه قبل إضافة الهيدروجين، وتركيز اليود I_2 سيكون أقل مما كان عليه قبل الإضافة.

إذن كما هو ملاحظ عند تغيير تركيز أحد مكونات الجملة المتوازنة يتغير تركيز باقي المكونات ويستمر في التغيير حتى الوصول إلى نقطة توازن جديدة، أي يسبب في انزياح التوازن. فعند زيادة تركيز المواد التي تقع في الطرف الأيمن للمعادلة يؤدي إلى انخفاض التراكيز في الطرف الأيسر للمعادلة المتوازنة، ويقال بأن الجملة المتوازنة انزاحت نحو اليمين، أي باتجاه سير التفاعل المباشر والحالة العكسية تعني انزياحاً للجملة نحو اليسار أي باتجاه المعاكس لسير التفاعل. إذن عند ازدياد تركيز مادة من المواد المشتركة في التفاعل ينزاح التوازن بالاتجاه الذي يستهلك هذه الزيادة من المادة، والعكس عند خفض تركيز مادة ما ينزاح التوازن بالاتجاه الذي يؤدي إلى تكوين هذه المادة.

يمكن بمناقشة أخرى أن نتوصل إلى نفس النتيجة بدراسة تأثير الهيدروجين المضاف باستخدام علاقة ثابت التوازن k_c :

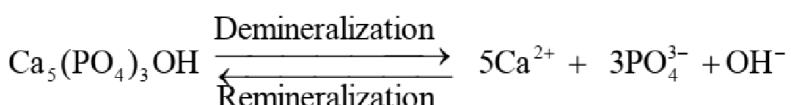
$$k_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]}$$

عند إضافة الهيدروجين سوف تزداد قيمة مقام الكسر ويصبح وبالتالي الكسر كله أصغر من قيمة ثابت التوازن k_{eq} ، لذلك فان التفاعل الذي يؤدي إلى عودة التوازن يجب أن يزيد من قيمة الكسر حتى يعود مرة ثانية مساوياً لقيمة k_c ، ولكي يحدث ذلك يجب أن يصبح بسط الكسر أكبر، والمقام أصغر، وبعبارة أخرى يجب أن يتشكل المزيد من HI على حساب الهيدروجين واليود،

و هكذا نستنتج أن إضافة الهيدروجين يؤدي إلى انزياح التوازن بالاتجاه المباشر، أي بالاتجاه الذي يستهلك هذه الزيادة.

ويمكن استخدام مبدأ لوشاتلييه للتبرؤ بما ينبغي أن نفعله لتسريع تفاعل ما. حيث يمكن أن ندرس تطبيقاً لمبدأ لوشاتلييه في فهم عملية تأكل الأسنان. يتكون مينا الأسنان من مادة عديمة الذوبان تسمى هيدروكسي أباتيت $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ Hydroxyapatite. تسمى عملية احلال هذه المادة من الأسنان بإزالة المعدن ويسماى تكوينها بإعادة التعدين Remineralization.

يوجد في الفم التوازن التالي:



عند امتصاص السكر وتخمره ينتج H^+ الذي يؤدي إلى اختلال التوازن السابق من خلال اتحاده مع OH^- ليعطي الماء ومع PO_4^{3-} ليعطي HPO_4^{2-} وإزالة OH^- و PO_4^{3-} يؤدي إلى احلال المزيد من $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ وهذا بدوره يؤدي إلى تأكل الأسنان.

تساعد إضافة الفلور على منع التأكل حيث يتم استبدال OH^- بـ F^- في مادة هيدروكسي أباتيت وينتج المادة $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ المقاومة للحمض.