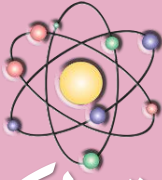
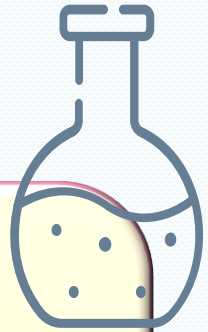
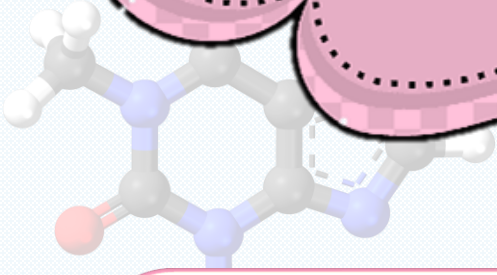




الإدارة العامة لمنطقة
الفروانية التعليمية
ثانوية درة الهاشمية



انفوجرافيك لمادة الكيمياء للسنة الثانية عشر الفصل الدراسي الأول



إعداد المعلمة :

أ. كرم الجمل

الموجه افني :

أ. ابتسام المطيري

أ. منى الرشيدى

رئيسة القسم :

أ. سهام بو عباس

مديرة المدرسة :

أ. سارة المطيري

يقاس بوحدة اللتر (L)

الحجم

يقاس بوحدة الكيلو باسكال (Kpa)

الضغط

تقاس بوحدة الكلفن (K)

درجة الحرارة

تقاس بعدد المولات (n)

كمية الغاز

المتغيرات التي
تصف
الغازات

يتناسب الحجم طرديا
مع كمية الغاز

$$(PV=nRT)$$

$$(R=8.31)$$

يجمع بين ثلاثة
متغيرات هي الضغط
ودرجة الحرارة
والحجم

• عند ثبوت كمية الغاز

العلاقة العكسية الوحيدة
في قوانين الغازات

• يتناسب الحجم والضغط
عكسيا عند ثبوت كمية
الغاز ودرجة الحرارة

تنطبق على
الغاز المثالي

قانون الغاز
المثالي

قانون بويل

قوانين
الغازات

القانون
الموحد

قانون جاى
لوساك

قانون تشارلز

$$T(K) = t(OC) + 273$$

• يتناسب الحجم مع درجة
الحرارة المطلقة تناسب
طرديا عند ثبوت كمية الغاز
والضغط

يتناسب الضغط طرديا مع
درجة الحرارة المطلقة عند
ثبوت كمية الغاز والحجم

الظروف
STP
القياسية

$$\begin{aligned} P &= 101.3 \text{ kPa} \\ T &= 273 \text{ K} \\ V &= 22.4 \text{ L} \\ n &= 1 \text{ mol} \end{aligned}$$

قانون دالتون

• عند ثبوت الحجم ودرجة
الحرارة فإن الضغط الكلى
يساوى مجموع الضغوط
الجزئية للغازات

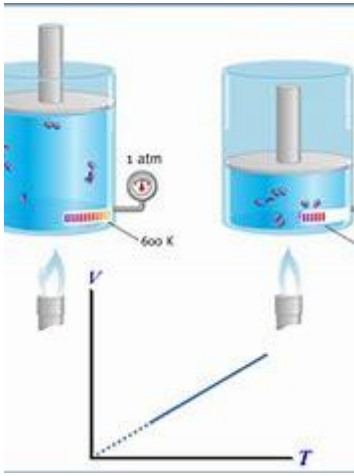
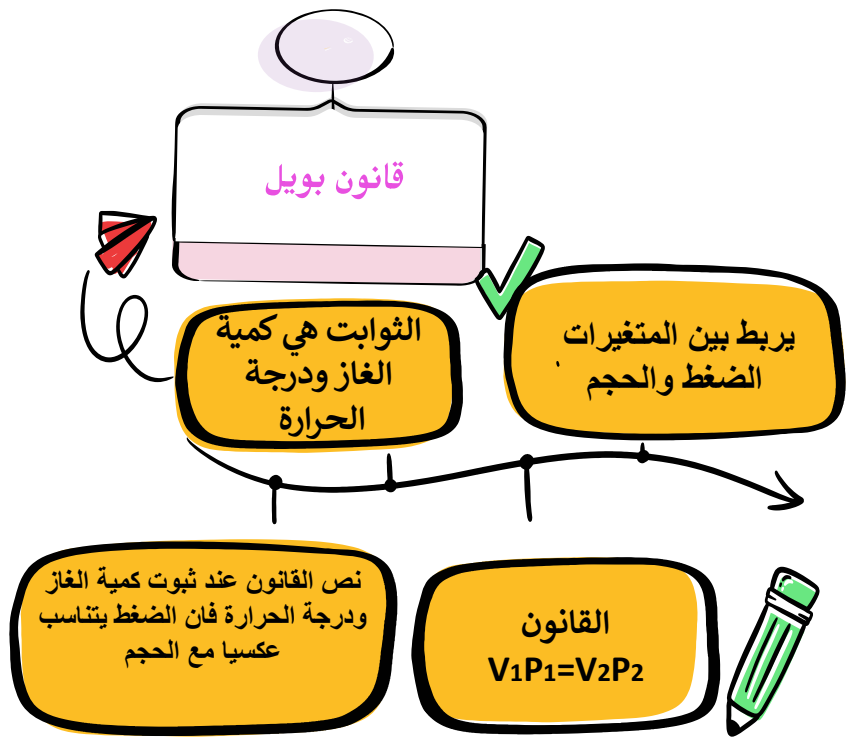
فرضية أفوجادرو

• الحجم المتساوية من
الغازات المختلفة تحتوى على
نفس العدد من الجسيمات
عند درجة الحرارة والضغط

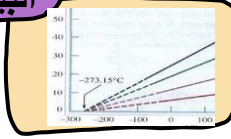
عملي بويل



قانون بويل



البيانية



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة

$V \propto T$

قانون تشارلز

نص القانون عند ثبوت كمية الغاز والضغط الواقع عليه فان الحجم يتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة

الثابت هي كمية الغاز والضغط

$P-n$

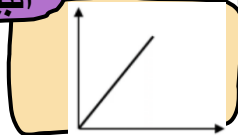
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة

$p \propto T$

قانون جاى لوساك

البيانية



نص القانون عند ثبوت كمية الغاز والحجم فان الضغط يتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة

الثوابت كمية الغاز والحجم

$V-n$

الصفر المطلق: اقل درجة حرارة مطلقة يكون متوسط الطاقة الحركية يساوى صفر

$$T_k = t_c + 273$$



الغاز الحقيقي غاز
يمكن اسالته ولا يتبع
قوانين الغازات الا
في ظروف معينه

غاز موجود مثل جميع الغازات

الغازات
من حولنا نوعين



الغاز المثالي غاز
عند جميع الظروف
من الضغط ودرجة
الحرارة

غاز يتبع قوانين الغازات

الظروف القياسيه للغازات

عدد المولات n

• عدد المولات 1mol

درجة الحرارة
المطلقة

• $T=273\text{K}$

الثابت العام للغازات
 $R=8.31$

الحجم المولى
 V_{mol}

الحجم المولى

• الحجم الذى يشغله مول واحد
من الغاز في الظروف القياسيه

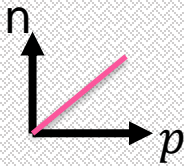
الضغط P

الضغط

درجة الحرارة
 T

• الضغط القياسي
• 101.3kpa

$$PV = nRT$$

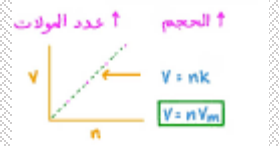


قانون دالتون

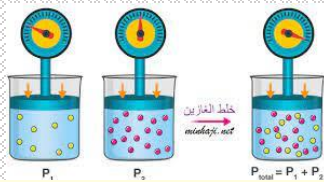
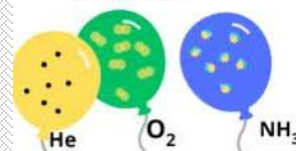
الضغط الكلى لخليط من
عدة غازات لا تتفاعل مع
بعضها يساوى مجموع
الضغوط الجزئيه
للغازات المكونه للخليط

فرضية أفوجادرو

الحجوم المتساوية من
الغازات المختلفه تحتوى
على نفس العدد من
الجسيمات في الظروف
القياسيه من الضغط
ودرجة الحرارة



فرض أفوجادرو



قانون دالتون للضغوط الجزئية للغازات

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots P_n$$

الضغط الجزئي للغاز هو الضغط الناتج عن احد مكونات خليط غازى اذا شغل
حجما مساويا لحجم الخليط عند نفس درجة الحرارة

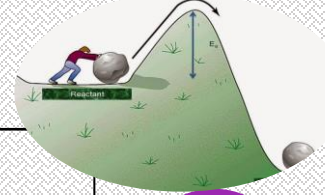


كمية المتفاعلات التي يحدث لها
تغير خلال وحدة الزمن

سرعة
التفاعل

أقل كمية من الطاقة تحتاج إليها
الجسيمات للتفاعل.
يتكون عندها المركب المنشط

طاقة كافية (طاقة التنشيط)



نظرية
التصادم

تصادمات في الاتجاه الصحيح



درجة الحرارة

حجم الجسيمات

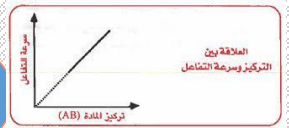
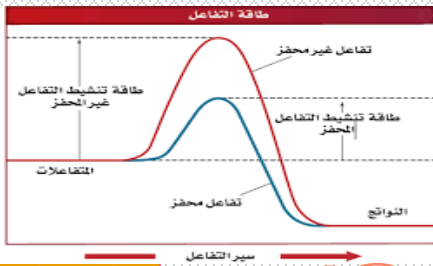
التركيز

المواد المحفزة

العوامل
المؤثرة
على سرعة
التفاعل

التأثير الرئيسي لارتفاع درجة الحرارة
هو زيادة عدد الجسيمات ذات الطاقة
الحركية الكافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط
للتفاعل عند اصطدامها
تقليل الحجم = زيادة مساحة السطح
المعرض لتفاعل مما يؤدي الى زيادة معدل
التصادمات وزيادة سرعة التفاعل
زيادة عدد الجسيمات يزيد من عدد
التصادمات الفعالة فتزداد سرعة
التفاعل

إيجاد الية بديله ذات طاقة تنشيط أقل
من طاقة التنشيط



زيادة تركيز المادة

العوامل المؤثرة
على سرعة
التفاعل

زيادة
درجة
الحرارة

العامل الغير
مفضل لزيادة
سرعة التفاعل

المواد
المحفزة

طحن المادة او
زيادة السطح



المادة الماتعة
لتفاعل

تعارض تأثير
المادة المحفزة مما
يؤدي الى بطء
التفاعلات او
انعدامها

عكس المادة
المحفزة



التفاعلات الكيميائية

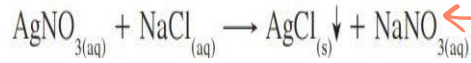
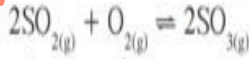
العكوسة

تسير في اتجاهين بحيث لا تستهلك المواد المتفاعلة تماماً فالمواد الناتجة تتحد مع بعضها البعض مرة أخرى لتعطي المواد المتفاعلة

الغير عكوسة

تسير في اتجاه واحد حتى تكتمل بحيث لا تستطيع المواد الناتجة ان تتحد وتعطي المواد المتفاعلة مرة أخرى

مثال



مثال

التفاعلات العكوسة

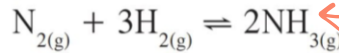
غير متجانسة

تكون جميع المواد المتفاعلة والناتجة في أكثر من حالة فيزيائية من حالات المادة

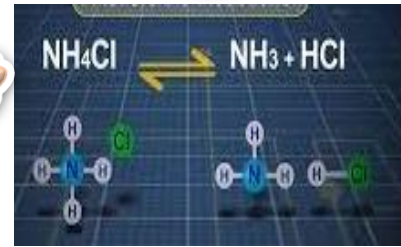
متجانسة

تكون جميع المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل في حالة واحدة من حالات المادة

مثال



مثال



ثابت الاتزان Keq



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

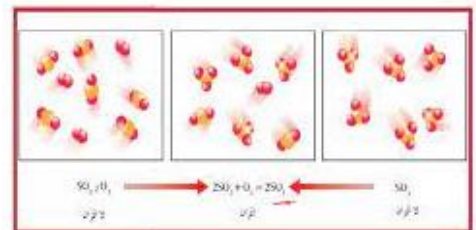
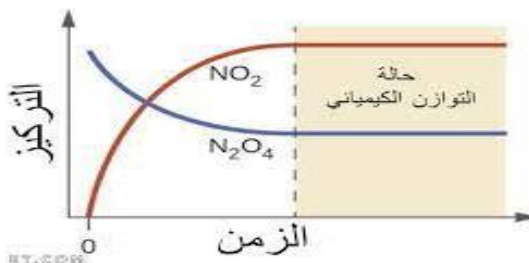
ثابت الاتزان

موضع الاتزان

التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة والناتجة عند الاتزان

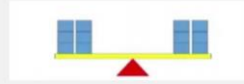
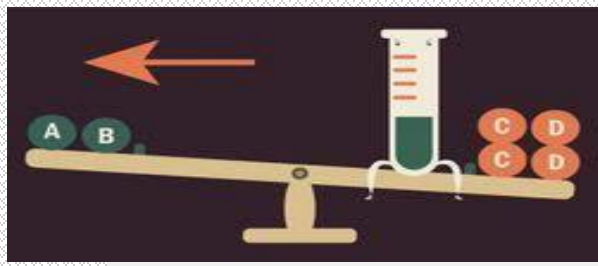
الاتزان الكيميائي الديناميكي

سرعة التفاعل الطردى تساوى سرعة التفاعل العكسي



مبدأ لوشاتيليه

إذا حدث تغير في أحد العوامل التي تؤثر في نظام متزن يعدل النظام نفسه إلى حالة اتزان جديدة بحيث يبطل أو يقلل من أثر هذا التغير



العوامل المؤثرة على موضع الاتزان

التركيز

درجة الحرارة

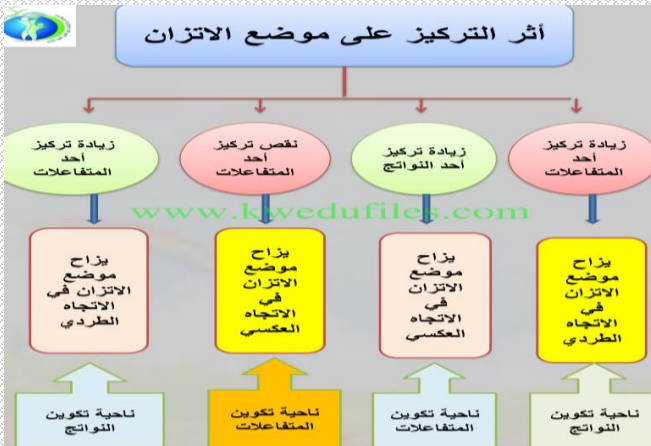
الضغط

(g) يؤثر فقط على الغازات

العامل الوحيد الذي يؤثر قيمة ثابت الاتزان K_{eq}



أثر التركيز على موضع الاتزان



تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة يجعل موضع الاتزان يتجه نحو الجهة الأقل تركيزاً

١

٢

درجة الحرارة في التفاعلات التي يصاحبها امتصاص أو انطلاق طاقة

يمكن تلخيص أثر درجة الحرارة على حالة وثابت الاتزان كما يلي

العامل المؤثر	نوع التفاعل	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
زيادة درجة الحرارة	$\Delta H > 0$ صفر	ينزاح الاتزان نحو اليسار	تقل قيمته
نقص درجة الحرارة	(طاردة للحرارة)	ينزاح الاتزان نحو اليمين	تزداد قيمته
زيادة درجة الحرارة	$\Delta H < 0$ صفر	ينزاح الاتزان نحو اليمين	تزداد قيمته
نقص درجة الحرارة	(ماصة للحرارة)	ينزاح الاتزان نحو اليسار	تقل قيمته
زيادة درجة الحرارة	$\Delta H = 0$ صفر	لا يؤثر	لا يؤثر
نقص درجة الحرارة	(لا ماصة ولا طاردة)	لا يؤثر	لا يؤثر

أثر الضغط على موضع الاتزان

- الضغط يؤثر فقط في التفاعلات التي تحتوي على غازات
- الضغط يتغير على النظام كله بتغيير حجم الإناء الحاوي للتفاعل
- عند زيادة الضغط ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المولات الأقل
- عند تقليل الضغط ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المولات الأكثر
- الضغط لا يؤثر على موضع الاتزان إذا كان عدد المولات الغازية في متفاعلات يساوي عدد المولات الغازية في النواتج

الضغط وهو يؤثر على الغازات فقط ويرتبط بعدد المولات والحجم

٣



الاحماض والقواعد



أولا احماض وقواعد ارهنوس

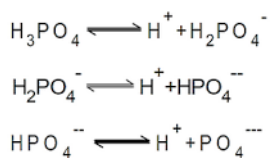
المركبات التي تتأين
لتعطي انيون الهيدروكسيد القاعدة

ليس كل مركب به
الهيدروجين يكون حمض

انتبه

المركبات التي تتأين
لتعطي كاتيونات
الهيدروجين الحمض

لابد ان تكون الهيدروجين قابل
لتأين (وجود فرق في السالبية)



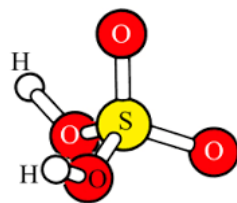
أحماض أحادية
البروتون



أحماض ثلاثية
البروتون

الاحماض
حسب عدد
ذرات
الهيدروجين
القابلة لتأين

احماض ثنائية
البروتون



حمض الكبريتيك

قصور نظرية ارهنوس

١- يقتصر على المحاليل المائية فقط

٢- بعض المركبات لا تحتوي على هيدروكسيد وتنتج محاليل قاعدية مثل NH_3

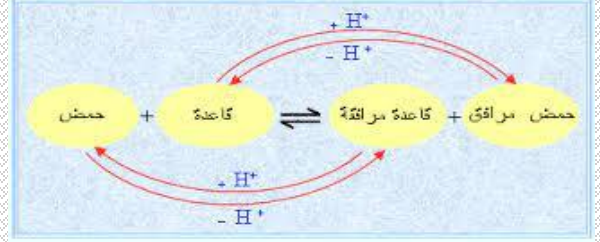
٣- بعض المركبات لا تحتوي كاتيونات الهيدروجين ولكنه ينتج محلول حمضيا عند

إذابته في الماء مثل كلوريد الامونيوم NH_4Cl

ثانياً احماض وقواعد برونستد - لوري

اعتمد على
إعطاء أو استقبال
البروتون

لكل حمض قاعدته
المرافقه ولكل
قاعدة حمضها
المرافق



الأزواج المترافقه

الحمض
المرافق هو
القاعدة بعد
استقبال
البرتون او
كأنيون
الهيدروجين

القاعدة هي
المادة التي
تستقبل
البروتون
 H^+

القاعدة
المرافقه هي
الحمض بعد فقد
البروتون او
كأنيون
الهيدروجين

الاحماض هي
المادة التي
تعطي
بروتونات H^+
برتون

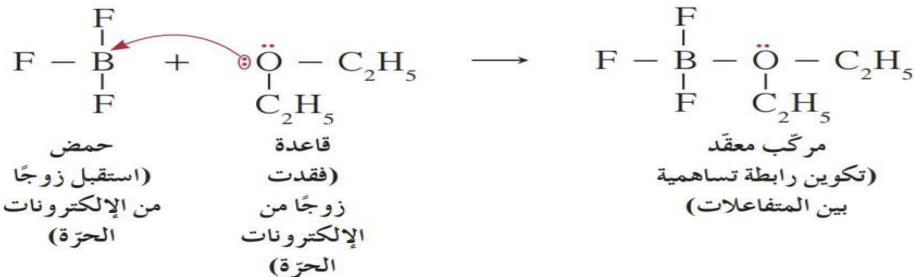


ثالثاً احماض وقواعد لويس



القاعدة هي الجزيئات او الايونات
التي لها القدرة على اعطاء زوج من
الالكترونات الحرة

حمض لويس هو المادة التي لها القدرة
على استقبال زوج او اكثر من
الالكترونات الحرة



تسمية الاحماض

الاحماض عديدة الذرات

(احماض اكسيجينية)
تحتوى على اكثر من ذرة
بالإضافة للاكسجين
والهيدروجين HOX

مثل



الاحماض



مثل



مثل



الاحماض ثنائية الذرة

مثل

تحتوى على عنصر
اكثر سالبية مع
الهيدروجين
(غير اكسيجينية HX)

تعتمد التسمية على
عدد تأكسد الذرة
المركزية

حمض + هيدرو + اسم
العنصر + المقطع (يك)

تسمية الاحماض الاكسيجينية

حمض + هيبو + اسم
الذرة المركزية
+ المقطع وز

عدد التأكسد = +1

عدد التأكسد
= +3 و +4

عدد التأكسد
= +5 و +6

عدد التأكسد
= +7

حمض + اسم الذرة
المركزية + المقطع وز

حمض + اسم الذرة
المركزية + المقطع يك

حمض + بير + اسم
الذرة المركزية
+ المقطع يك

حالات شاذة



حمض الكربونيك

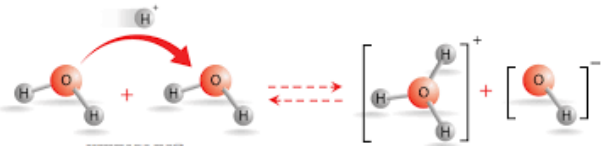
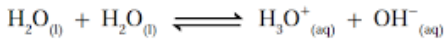
ذرة الكربون
لا تكون الاحمض
واحد فقط

الصيغة الكيميائية	المركبات
HCl	حمض الهيدروكلوريك
HNO ₃	حمض النيتريك
H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك

تسمية القواعد

اسم الانيون + اسم
القاعدة + رقم التكافؤ

Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم



التأين الذاتي للماء
التفاعل الذي يحدث بين جزئي الماء لإنتاج
انيون هيدروكسيد وكاتيون الهيدرونيوم

كاتيونات
الهيدروجين
والحموضه

$$K_w = [OH^-] [H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}$$

تبعاً لتركيز كاتيونات الهيدرونيوم او
انيون الهيدروكسيد



$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

$$[H^+] > [OH^-]$$

$$[H^+] < [OH^-]$$

متعادلة

حمضية

قاعدية



الاس الهيدروجيني PH



pH	7
pOH	7
pH	< 7
pOH	> 7
pH	> 7
pOH	< 7

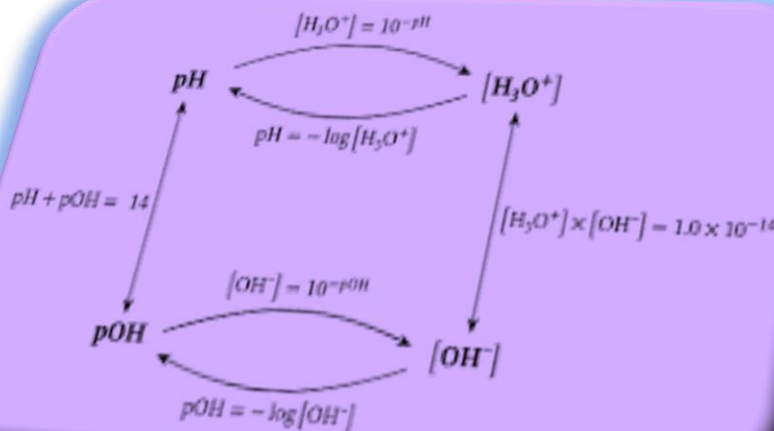
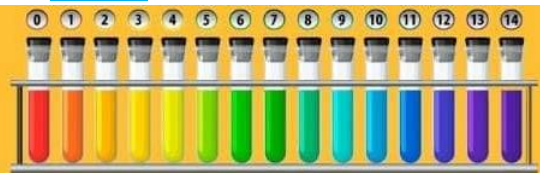
متعادلة

الحمضية

القاعدية



طرق حساب الأس
الهيدروجيني



يمكن معرفه PH بدلاله POH

والعكس

$$PK_w = PH + POH = 14$$

$$PH = -\log(H_3O^+)$$

$$POH = -\log(OH^-)$$

$$[H_3O^+] = 10^{-PH}$$

$$[OH^-] = 10^{-POH}$$