

წონასწორობა და ლე შატელიეს პრინციპი

compound interest თარგმანი: ლაშა ხუციშვილი

წონასწორობა და ლე შატელიეს პრინციპი

ჩაკეტილ სისტემაში (სისტემა, რომელშიც არ ხდება ნივთიერების გარემოსთან ცვლა) შექცევადი ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობისას მყარდება წონასწორობა. ამ ინფორმაციაზე ნაჩვენებია, თუ რა გავლენას ახდენს სხვადასხვა ფაქტორი წონასწორობაზე.

წონასწორობა

$A + B \rightleftharpoons C + D$

შექცევად რეაქციაში პროდუქტებს შეესაბამება ერთნაირი რაოდენობის რეაქტანტები და წარმოქმნიან სწრაფი რეაქციები. დონამდური წონასწორობის დროს პარადაზი და შეტრეხული რეაქციის საჭიროება თანაბარია. რეაქციების და პროდუქტების კონცენტრაციები უცვლელია.

1. ამოიღეთ შიშის ოთხი სპიტი, როგორც 2. ერთი შიშის და შიშის რაოდენობა იგივე რჩება.

ლე შატელიეს პრინციპი

წონასწორული პროცესი შედგება მხოლოდ ერთი პროცესისგან, რომელიც წონასწორობაში მყოფი სისტემის შეცვლით პროცესს, სისტემა ამ ცვლილების გამოთვლისგან მომხრად, რაც გამოიხატება რეაქციების და პროდუქტების რაოდენობითა შეცვლით.

კონსერვაცია

აბაგანის კონსერვაცია ბიზნესი

წონასწორობა გადასრება ისე, რომ რეაქციების კონცენტრაცია შენარდეს.

აბაგანის კონსერვაცია ბიზნესი

წონასწორული რეაქციის და პროდუქტების კონცენტრაცია უცვლელია.

ერთი შიშის კონცენტრაციის გარეშე წონასწორობის შენარდეს.

გამაგანება

გამაგანება ბიზნესი

წონასწორობა გადასრება ისე, რომ ტენზიონტა შენარდეს.

გამაგანება ბიზნესი

წონასწორული რეაქციის და პროდუქტების კონცენტრაცია უცვლელია.

ერთი შიშის კონცენტრაციის გარეშე წონასწორობის შენარდეს.

გამაგანება

გამაგანება ბიზნესი

წონასწორობა გადასრება ისე, რომ ტენზიონტა შენარდეს.

გამაგანება ბიზნესი

წონასწორული რეაქციის და პროდუქტების კონცენტრაცია უცვლელია.

ერთი შიშის კონცენტრაციის გარეშე წონასწორობის შენარდეს.

როცა საუბარია ხოლმე ქიმიურ რეაქციებზე, შეიძლება იფიქროთ, რომ ისინი შეუქცევადები არიან, ერთი ნივთიერება მუდმივად მეორე ნივთიერებად გარდაიქმნება. მართლაც, ზოგჯერ ასეცაა, თუმცა ზოგიერთი ქიმიური რეაქცია შექცევადია, შესაბამისად, ამ რეაქციის შედეგად მიღებული პროდუქტები შეიძლება შევიდნენ რეაქციაში ერთმანეთთან და წარმოქმნან საწყისი რეაგენტები. ეს შექცევადი რეაქციები გარკვეულ პირობებში აღწევს ე. წ. „წონასწორობას“. წონასწორობის არსის გაგება ბევრისთვის რთულია ხოლმე. ეს ინფორმაცია შეიქმნა იმისათვის, რომ ამ ცნების არსი ცოტა მაინც უფრო ნათელი გახდეს...

პირველ რიგში, დავაზუსტოთ, რა არის წონასწორობა. ჩაკეტილ სისტემაში (ე. ი. სისტემაში, რომელშიც არ ხდება ნივთიერებების გარემოსთან მიმოცვლა), რეაქციის საწყის მდგომარეობაში იქნება მხოლოდ რეაგენტები. როდესაც რეაქცია დაიწყება, რეაგენტების რაოდენობები დაიწყებს კლებას და პროდუქტების რაოდენობები დაიწყებს მატებას. შეუქცევადი რეაქციის შემთხვევაში რეაგენტები პროდუქტებად გარდაიქმნებიან და რეაქცია აქ რჩება, მაგრამ როდესაც

რეაქცია შექცევადია, წარმოქმნილ პროდუქტებს შეუძლიათ ერთმანეთთან შევიდნენ რეაქციაში და წარმოქმნან ისევ საწყისი რეაგენტები.

გარკვეული დორის შემდეგ შექცევადი რეაქციები ჩაკეტილ სისტემაში მიაღწევს ე. წ. „დინამიკურ წონასწორობას“. ამ დროს პირდაპირი (რეაგენტების ერთმანეთთან რეაქციაში შესვლა და პროდუქტების წარმოქმნა) და საპირისპირო (პროდუქტების ერთმანეთთან რეაქცია და საწყისი რეაგენტების ხელახლა წარმოქმნა) რეაქციების სიჩქარეები თანაბარია. ეს იმას ნიშნავს, რეაგენტებისა და პროდუქტების რაოდენობა მუდმივი რჩება, მიუხედავად იმისა, რომ ორივე რეაქცია მაინც მიმდინარეობს.

იმისათვის, რომ კარგად გაიგოთ, წარმოიდგინეთ, რომ ორი ადამიანი. ერთი ადამიანი თხრის ორმოს, ანუ ამოაქვს მიწა, ხოლო მეორე ადამიანი ამ ორმოში ყრის მიწას. თუ მათი მუშაობის სიჩქარეები ერთნაირი დარჩება, ორმოს ზომა და ამოღებული/ჩაყრილი მიწის რაოდენობა ერთი და იგივე იქნება, მიუხედავად იმისა, რომ ორივე მუშაობს. ზუსტად ესაა დინამიკური წონასწორობის არსიც.

იმის მიუხედავად, რომ რეაგენტების და პროდუქტების კონცენტრაცია თანაბარი იქნება სისტემაში, როდესაც სისტემა მიაღწევს დინამიკურ წონასწორობას, ჩვენ შეგვიძლია ისე ვაკონტროლოთ ამ სისტემის პარამეტრები, რომ რეაქცია ჩვენთვის სასურველ მხარეს გადავხაროთ, ანუ რეაგენტთა და პროდუქტთა პროპორციები შევცვალოთ ნარევეში. ამ ცვლილებების შედეგების წინასწარმეტყველება შესაძლებელია „ლე შატელიეს პრინციპის“ საშუალებით.

ლე შატელიეს პრინციპის მიხედვით, თუ დინამიკურ წონასწორობაში მყოფ სისტემას შევუცვლით პირობებს, სისტემა ამ ცვლილების გაბათილებისკენ მიისწრაფის, რაც გამოიხატება რეაგენტებისა და პროდუქტების რაოდენობათა შეცვლით. მაგ., თუ გავზრდით რეაქციის ჩატარების ტემპერატურას, სისტემა ამ ცვლილებას უპასუხებს იმგვარად, რომ ტემპერატურა შეამციროს. თუ გავზრდით რეაგენტების კონცენტრაციას, სისტემა ამის პასუხად ამ რეაგენტების კონცენტრაციას შეამცირებს. როგორც ხედავთ, არც ისე რთული პრინციპია, თუმცა ბევრს უჭირს ხოლმე ამ ცოდნის სიტუაციაზე მორგება და გამოყენება.

კონცენტრაცია

დავიწყოთ კონცენტრაციით. კონცენტრაცია მარტივად რომ ვთქვათ, არის იმის საზომი თუ რა რაოდენობის ნივთიერება გვაქვს გარკვეულ მოცულობაში. თუ გავზრდით ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაციას რეაქციაში, ლე შატელიეს პრინციპის მიხედვით, სისტემა იმგვარად იმოქმედებს, რომ შეამციროს ამ ნივთიერების კონცენტრაცია.

დავუშვათ, გავზარდეთ ერთ-ერთი რეაგენტის კონცენტრაცია. წონასწორობას შეუძლია ამ რეაგენტის კონცენტრაციის შემცირება, თუ გაიზრდება პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე, ანუ წონასწორობა მარჯვნივ გადავა, რაც გამოიწვევს სისტემაში რეაგენტების რაოდენობის შემცირებას და პროდუქტების რაოდენობის გაზრდას.

ტემპერატურა

ტემპერატურის ცვლილებასაც შეუძლია წონასწორობაზე მოახდინოს გავლენა. თუ გავზრდით ტემპერატურას, ლე შატელიეს პრინციპის მიხედვით, სისტემა მოიქცევა ისე, რომ ტემპერატურა შემცირდეს. ის თუ ამას როგორ ახერხებს და რომელ მხარეს გადაიხრება წონასწორობა, დამოკიდებულია რეაქციაზე.

ქიმიური რეაქციები შეიძლება იყოს ეგზოთერმული („სითბო გარეთ“) და ენდოთერმული („სითბოს შიგნით [შთანთქმა]“). თუ იმ ენერგიის სიდიდე, რომელიც საჭიროა რეაგენტებში არსებული ქიმიური ბმების გასაწყვეტად, ნაკლებია ახალი ბმების წარმოქმნის შედეგად გამოყოფილ ენერგიაზე, მაშინ რეაქცია ეგზოთერმულია, ხოლო თუ რეაგენტების ბმების გასაწყვეტად საჭირო ენერგია მეტია ახალი ბმების შედეგად წარმოქმნილ ენერგიაზე, მაშინ რეაქცია ენდოთერმულია. აღსანიშნავია, რომ თუ პირდაპირი რეაქცია ეგზოთერმულია, მაშინ შებრუნებული იქნება ეგზოთერმული და პირიქით.

როდესაც წონასწორობს სისტემაში ვზრდით ტემპერატურას, რეაქციის წონასწორობა გადაიხრება იმ მხარეს, რომელ მხარესაც სითბო შთანთქმება ანუ ენდოთერმული რეაქციის მხარეს. მეორე მხრივ, თუ ტემპერატურას შევამცირებთ, მაშინ ეგზოთერმული რეაქციისკენ გადაიხრება წონასწორობა, რაც ტემპერატურას აწევს.

წნევა

იმ ტიპის რეაქციების წნევის შეცვლა, რომელშიც მონაწილეობს აირები, წონასწორობაზე გავლენას მოახდენს. წნევა წარმოიქმნება ჭურჭელზე აირის ნაწილაკების დაჯახებით. მაშასადამე, რაც უფრო მეტია აირების ნაწილაკთა რიცხვი, მით მეტი იქნება წნევა - ეს ინფორმაცია საშუალებას მოგვცემს, გავარკვიოთ, რა მოუვა წონასწორობას, როდესაც სისტემაში წნევა შეიცვლება.

თუ გავზრდით წნევას, ლე შატელიეს პრინციპის თანახმად, წონასწორობა გადაიხრება იმ მხარეს, საითაც წნევა შემცირდება. შესაბამისად, წონასწორობა გადაიხრება იმ მხარეს, საითაც ნაკლები გაზის მოლეკულაა ჩართული. ის თუ კონკრეტულად რომელ მხარეს გადაიხრება წონასწორობა, რა თქმა უნდა, დამოკიდებულია რეაქციაზე. მაშასადამე, თუ სისტემაში წნევას შევამცირებთ, წონასწორობა გადაიხრება იმგვარად, რომ წნევა გაიზარდოს, ანუ გადაიხრება იმ მხარეს, საითაც მეტი აირის მოლეკულაა.

გაითვალისწინეთ აუცილებლად, რომ ყველა რეაქციაში აირები არ მონაწილეობენ. გარდა ამისა, ზოგიერთ რეაქციის გათანაბრებულ ტოლობაში მარცხენა და მარჯვენა მხარეს აირების მოლეკულები თანაბარია ხოლმე. ასეთ შემთხვევაში წნევის ცვლილება წონასწორობაზე გავლენას არ მოახდენს.

კატალიზატორი

კატალიზატორებს ხშირად ქიმიკოსები იყენებენ ხოლმე ქიმიური რეაქციის სიჩქარის გასაზრდელად, თუმცა მის გამოყენებას წონასწორობის შეცვლის მიზნით არ აქვს აზრი, რადგან

იგი, როგორც პირდაპირ, ისე საპირისპირო რეაქციას აჩქარებს ერთი და იგივე ხარისხით, რის გამოც ჯამურად წონასწორობა არცერთ მხარეს არ გადაიხრება.

რატომაა საჭირო ამის ცოდნა?

ალბათ ფიქრობთ, რატომ არის ჩვენთვის საინტერესო იმის გარკვევა, თუ რა გავლენას მოახდენს რეაქციის პირობების ცვლილება წონასწორობაზე. მართალია, ერთი შეხედვით არაქიმიკოსს რა სარგებლობას მოუტანს, მაგრამ ეს მხოლოდ ერთი შეხედვით. მაგალითად, ავიდოთ ჰაბერის პროცესი. წყალბადის და აზოტის რეაქცია ერთმანეთთან, რომლის დროსაც წარმოიქმნება ამიაკი, არის ერთ-ერთი შექცევადი რეაქციის მაგალითი, რომლის კონტროლიც (იმ მეთოდებით, რაც აქაა აღწერილი) ინდუსტრიაში საშუალებას მოგვცემს ვაწარმოოთ ამიაკი, სასუქების პრეკურსორი. გამოთვლილია, რომ სასუქის ის რაოდენობა, რომელიც ჰაბერის პროცესის საშუალებით მიიღება, მსოფლიოს მოსახლეობის 40%-ს აპურებს.

ამ რეაქციის პრობლემა არის ის, რომ იგი შექცევადია, შესაბამისად, საჭიროა დამატებითი ძალისხმევა, ვიდრე ამ ორი ნივთიერების ერთმანეთთან შერევაა, რათა ამიაკი იმ რაოდენობით წარმოიქმნას, რაც საჭიროა. პირველ რიგში, რეაქციაში შეუსვლელი აზოტი და წყალბადი რეციკლირდება მანამ, სანამ არ შევა ერთანეთთან რეაქციაში. ამ რეაქციის შედეგად მიღებული ამიაკს აცილებენ რეაქტორს, რათა წონასწორობა უფრო მეტი ამიაკის წარმოქმნის მხარეს გადაიხაროს. რკინის კატალიზატორი გამოიყენება ხოლმე ხშირად, რათა ამიაკის წარმოების პროცესი დაჩქარდეს.

ტემპერატურის თვალსაზრისით, პირდაპირი რეაქცია (აზოტის და წყალბადის ერთმანეთთან რეაგირება ამიაკის წარმოსაქმნელად) ეგზოთერმულია. შესაბამისად, იმისათვის, პირდაპირი რეაქციისკენ გადაიხაროს წონასწორობა, საჭიროა დაბალი ტემპერატურა, მაგრამ ჰაბერის პროცესი ინდუსტრიულად, როგორც წესი, ტარდება ხოლმე 400-450°C, რაც არავითარ შემთხვევაში არაა დაბალი ტემპერატურა. მაშ, რატომ გამოიყენება ეს ტემპერატურა? არ უნდა დაგვაფიქვდეს, რომ ტემპერატურა ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე გავლენას ახდენს, რაზე წინაზე მაქვს ნასაუბრები; შესაბამისად, თუ ტემპერატურა ძალიან დაბალია, რეაქციაც ძალიან ნელა წავა! მაშასადამე, ე. წ. „კომპრომისული ტემპერატურა“ გამოიყენება, რაც აბალანსებს რეაქციის სიჩქარეს და წონასწორობის გადახრა პროდუქტისკენ.

საბოლოოდ, ამ რეაქციაში:

მარცხნივ უფრო მეტი გაზის მოლეკულაა, ვიდრე - მარჯვნივ. შესაბამისად, იმისათვის, რომ ამიაკის წარმოქმნისკენ გადაიხაროს წონასწორობა, საჭიროა მაღალი წნევა. ამის გამო ჰაბერის პროცესი, როგორც წესი, მიმდინარეობს ხოლმე დაახლოებით 200 ატმოსფერო წნევის პირობებში. ისევ და ისევ, ამ შემთხვევაშიც კომპრომისია საჭირო. მაღალი წნევები უფრო მეტ ამიაკს წარმოქმნის, მაგრამ ამას უფრო ძვირი დანადგარი სჭირდება და უფრო ძვირი ჯდება მისი გამართულად მუშაობის შესანარჩუნებლად გასაწევი ხარჯები.

აქვე აღვნიშნავ, რომ არსებობს სხვა მეთოდები, რომლის საშუალებითაც შესაძლებელია წონასწორობის გადახრის განსაზღვრა. ეს მეთოდი უფრო მათემატიკურ მიდგომების

ითვალისწინებს, მაგრამ ლე შატელიეს პრინციპი არის საკმაოდ მარტივი და უტყუარი მეთოდი იგივე მიზნის მისაღწევად.

გამოყენებული ლიტერატურა და დამატებითი საკითხავი:

- [Le Châtelier's Principle](#)– J Clark, Chemguide;
- [A rant against the use of Le Châtelier's Principle](#)– E Scerri;
- [The Haber Process for the manufacture of ammonia](#)– J Clark, Chemguide.